



CUESTIONES Y PROBLEMAS DE LAS OLIMPIADAS DE QUÍMICA

IV. ÁCIDO-BASE Y PRECIPITACIÓN

SERGIO MENARGUES
FERNANDO LATRE
AMPARO GÓMEZ

OCTUBRE 2017

“La química, lengua común de todos los pueblos”.

INTRODUCCIÓN

El aprendizaje de la Química constituye un reto al que se enfrentan cada año los estudiantes de 2º de bachillerato que eligen esta asignatura dentro de la opción de “Ciencias”. Esto también constituye un reto para los profesores que, no solo deben ser capaces de buscar la forma más eficaz para explicar esta disciplina, sino además, inculcar el interés que nace del reconocimiento del papel que juega la Química en la vida y en el desarrollo de las sociedades humanas.

En este contexto, las Olimpiadas de Química suponen una herramienta muy importante ya que ofrecen un estímulo, al fomentar la competición entre estudiantes procedentes de diferentes centros y con distintos profesores y estilos o estrategias didácticas.

Esta colección de cuestiones y problemas surgió del interés por parte de los autores de realizar una recopilación de las pruebas propuestas en diferentes pruebas de Olimpiadas de Química, con el fin de utilizarlos como material de apoyo en sus clases de Química. Una vez inmersos en esta labor, y a la vista del volumen de cuestiones y problemas reunidos, la Comisión de Olimpiadas de Química de la Asociación de Químicos de la Comunidad Valenciana consideró que podía resultar interesante su publicación para ponerlo a disposición de todos los profesores y estudiantes de Química a los que les pudiera resultar de utilidad. De esta manera, el presente trabajo se propuso como un posible material de apoyo para la enseñanza de la Química en los cursos de bachillerato, así como en los primeros cursos de grados del área de Ciencia e Ingeniería. Desgraciadamente, no ha sido posible -por cuestiones que no vienen al caso- la publicación del material. No obstante, la puesta en común de la colección de cuestiones y problemas resueltos puede servir de germen para el desarrollo de un proyecto más amplio, en el que el diálogo, el intercambio de ideas y la compartición de material entre profesores de Química con distinta formación, origen y metodología, pero con objetivos e intereses comunes, contribuya a impulsar el estudio de la Química.

En el material original se presentan las pruebas correspondientes a las últimas Olimpiadas Nacionales de Química (1996-2017) así como otras pruebas correspondientes a fases locales de diferentes Comunidades Autónomas. En este último caso, se han incluido solo las cuestiones y problemas que respondieron al mismo formato que las pruebas de la Fase Nacional. Se pretende ampliar el material con las contribuciones que realicen los profesores interesados en impulsar este proyecto, en cuyo caso se hará mención explícita de la persona que haya realizado la aportación.

Las cuestiones, que son de respuestas múltiples, y los problemas, se han clasificado por materias, se presentan completamente resueltos y en todos ellos se ha indicado la procedencia y el año. Los problemas, en la mayor parte de los casos constan de varios apartados, que en muchas ocasiones se podrían considerar como problemas independientes. Es por ello que en el caso de las Olimpiadas Nacionales se ha optado por presentar la resolución de los mismos planteando el enunciado de cada apartado y, a continuación, la resolución del mismo, en lugar de presentar el enunciado completo y después la resolución de todo el problema.

Los problemas y cuestiones recogidos en este trabajo han sido enviados por:

Juan A. Domínguez (Canarias), Juan Rubio (Murcia), Luis F. R. Vázquez y Cristina Pastoriza (Galicia), José A. Cruz, Nieves González, Gonzalo Isabel y Ana Bayón (Castilla y León), Ana Tejero y José A. Díaz-Hellín (Castilla-La Mancha), Pedro Márquez y Octavio Sánchez (Extremadura), Pilar González (Cádiz), Ángel F. Sáenz de la Torre (La Rioja), José Luis Rodríguez (Asturias), Matilde Fernández y Agustí Vergés (Baleares), Fernando Nogales (Málaga), Joaquín Salgado (Cantabria), Pascual Román (País Vasco), Mercedes Bombín y Bernardo Herradón (Madrid).

Los autores agradecen a Humberto Bueno su ayuda en la realización de algunas de las figuras incluidas en este trabajo.

Finalmente, también agradecen a Ximena Martínez (<https://www.behance.net/ximeniux>) que les haya permitido utilizar de forma desinteresada la sugestiva imagen, de la que es autora, que aparece en la portada de todos estos libros.

Los autores

ÍNDICE

1. Cuestiones de ácido-base	1
2. Problemas de ácido-base	191
3. Cuestiones de reacciones de precipitación	273
4. Problemas de reacciones de precipitación	347

1. CUESTIONES de ÁCIDO-BASE

1.1. Un hidróxido metálico anfótero se caracteriza porque es:

- a) Soluble en ácidos y bases fuertes pero insoluble en disoluciones acuosas neutras.
- b) Soluble en ácidos y bases fuertes y también en disoluciones acuosas neutras.
- c) Soluble en ácidos fuertes y en disoluciones acuosas neutras pero insoluble en bases fuertes.
- d) Soluble únicamente en exceso de base fuerte.
- e) Insoluble en disoluciones acuosas a cualquier valor de pH.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

Un anfótero es una sustancia que es capaz de reaccionar con ácidos y bases. Si reacciona quiere decir que se disuelve en disoluciones de estas sustancias.

La respuesta correcta es la **a**.

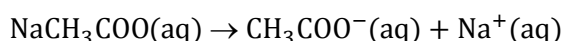
1.2. Calcule el pH de una disolución de acetato de sodio 1,0 M.

- a) 9,38
- b) 2,38
- c) 5,38
- d) 4,77
- e) 7,00

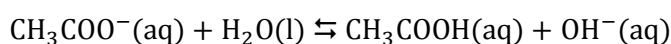
(Dato. K_a ácido acético = $1,7 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Córdoba 2007)

El acetato de sodio, NaCH_3COO , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte, por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato es:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \quad \text{donde} \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = 5,9 \cdot 10^{-10}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx 1,0 \text{ M}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^-] \approx c$$

con lo que la expresión de la constante queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ es:

$$5,9 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{1,0} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 2,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(2,4 \cdot 10^{-5}) = 4,6 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - 4,6 = 9,4$$

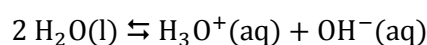
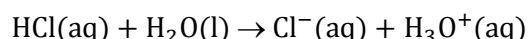
La respuesta correcta es la **a**.

1.3. El pH de una disolución 10^{-8} M del ácido fuerte HCl es:

- a) 6,98
- b) 8,00
- c) 7,00
- d) 1,00
- e) 10,00

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Asturias 2012) (O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. Valencia 2015)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las ionizaciones existentes son:



Las constantes de equilibrio de ambas reacciones son, respectivamente:

$$K_a = \infty$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

El balance de materia correspondiente al HCl es:

$$[\text{HCl}]_0 = [\text{Cl}^-] = c$$

El balance de cargas (condición de electroneutralidad) en la disolución es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-]$$

De ambos balances se obtiene que:

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - c$$

Sustituyendo el valor de $[\text{OH}^-]$ en la expresión de K_w :

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] ([\text{H}_3\text{O}^+] - c)$$

$$10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot ([\text{H}_3\text{O}^+] - 10^{-8})$$

Los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y del pH de la disolución son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,05 \cdot 10^{-7} \text{ M} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log(1,05 \cdot 10^{-7}) = 6,98$$

La respuesta correcta es la **a**.

(En Asturias 2011 es HCl es $2,3 \cdot 10^{-8}$ M y en 2012 no se especifican valores numéricos).

1.4. Ordene los siguientes ácidos desde el más fuerte al más débil.

- a) HF, HSO_4^- , ácido acético
- b) Ácido acético, HSO_4^- , HF
- c) HSO_4^- , HF, ácido acético
- d) Ácido acético, HF, HSO_4^-
- e) HF, ácido acético, HSO_4^-

(Datos. $\text{p}K_a$ (ácido acético) = 4,76; $\text{p}K_a$ (HSO_4^-) = 1,99; $\text{p}K_a$ (HF) = 3,17)

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Galicia 2016)

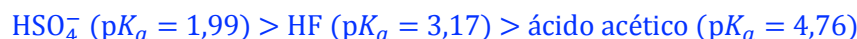
La fuerza de un ácido viene determinada por el valor de su constante de acidez, K_a . Cuánto mayor es este valor mayor es la fuerza del ácido.

El pK_a de un ácido se define como:

$$pK_a = -\log K_a$$

Por lo tanto, un ácido será más fuerte cuanto menor sea el valor de su pK_a .

Los ácidos propuestos ordenados de más fuerte a más débil son:



La respuesta correcta es la **c**.

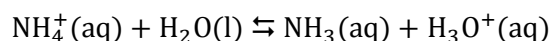
1.5. ¿Cuál de las siguientes sales forma una disolución ácida cuando se disuelve en agua?

- a) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
- b) NH_4F
- c) NH_4CN
- d) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
- e) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

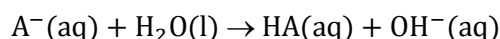
(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004)

Se trata de cinco sales amónicas de ácidos débiles por lo que se produce una hidrólisis doble.

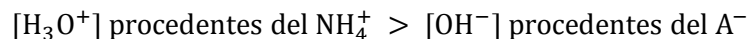
▪ La hidrólisis del ion amonio viene dada por la siguiente ecuación:



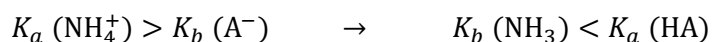
▪ La hidrólisis de los aniones viene dada por la siguiente ecuación:



Para que la disolución sea ácida debe cumplirse la condición de que:



Para que eso ocurra es preciso que:



Consultando la bibliografía, de todos los ácidos propuestos el único que tiene una constante de acidez mayor que la de basicidad del NH_3 ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$) es el HF ($K_a = 6,6 \cdot 10^{-4}$). Por lo tanto, la sal que produce una disolución ácida es NH_4F .

La respuesta correcta es la **b**.

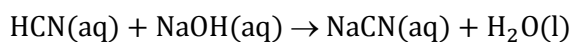
1.6. En la valoración de un ácido débil con una base fuerte, el pH en el punto de equivalencia es:

- a) 14
- b) 7,0
- c) Menor que 7.
- d) Mayor que 7.
- e) Igual que el pK_a del ácido débil.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Asturias 2011)

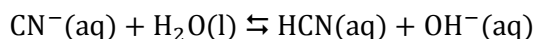
El pH del punto final de una volumetría viene dado por las sustancias existentes en ese momento en la disolución.

En el caso de la valoración de un ácido débil, por ejemplo HCN, con una base fuerte, por ejemplo NaOH, la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambos es:



La sustancia existente en el punto de equivalencia es el NaCN, una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada en forma de iones:

- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte, por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:



Como al final de la reacción se forman iones OH^- en la disolución, el $\text{pH} > 7$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.7. ¿Cuál de las siguientes mezclas acuosas no es una verdadera disolución reguladora?

- a) 1,0 mol NH_3 + 0,5 mol KOH.
- b) 1,0 mol NH_3 + 0,5 mol HCl.
- c) 1,0 mol NH_3 + 0,5 mol NH_4Cl .
- d) 1,0 mol NH_4Cl + 0,5 mol KOH.
- e) Ninguna de estas disoluciones.

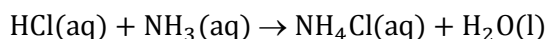
(Dato. El volumen total es un litro)

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. La Rioja 2012)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Una disolución reguladora está formada un ácido o base débil y una sal que contenga la base o el ácido conjugado de estos.

a) **Verdadero**. La reacción química entre NH_3 y KOH no es posible ya que se trata de dos bases. **No pueden formar una disolución reguladora**.

b) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_3 y HCl es:



Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,5 mol de HCl, esta sustancia es el limitante y consume 0,5 mol de NH_3 . Al final de la reacción quedan 0,5 mol de NH_3 sin reaccionar y 0,5 mol de NH_4Cl formado. Dicha mezcla constituye una disolución reguladora.

c) Falso. Una mezcla de NH_3 y NH_4Cl constituye, ya directamente, una disolución reguladora.

d) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_4Cl y KOH es:



Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,5 mol de KOH, esta sustancia es el limitante y consume 0,5 mol de NH_4Cl . Al final de la reacción quedan 0,5 mol de NH_4Cl sin reaccionar y 0,5 mol de NH_3 formado. Dicha mezcla constituye una disolución reguladora.

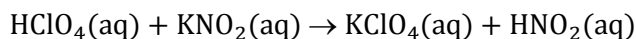
La respuesta correcta es la **a**.

1.8. Cuando se mezclan volúmenes iguales de disoluciones 0,1 M de HClO_4 y KNO_2 , el pH de la disolución resultante será:

- a) Entre 1 y 7.
- b) Igual al $\text{p}K_a$ del NO_2^- .
- c) Igual al $\text{p}K_a$ del HNO_2 .
- d) Igual a 7.
- e) Entre 7 y 13.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Madrid 2013)

Si se mezclan un ácido fuerte, HClO_4 , con una base débil, KNO_2 , la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambos es:

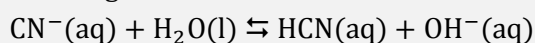


Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente volúmenes iguales de disoluciones de la misma concentración, se trata de cantidades estequiométricas por lo que se consumen completamente y al final solo quedan los productos formados.

- El KClO_4 es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte, por lo tanto, sus iones no se hidrolizan.
- El HNO_2 es un ácido débil capaz de producir iones H_3O^+ , por lo tanto, para esta disolución se cumple que, $1 < \text{pH} < 7$.

La respuesta correcta es la **a**.

1.9. Dada la siguiente reacción:



Si K_a para el ácido HCN es $4,8 \cdot 10^{-10}$ y $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$, la constante de equilibrio para la reacción anterior es:

- a) $2,1 \cdot 10^{-5}$
- b) $2,1 \cdot 10^{11}$
- c) $-4,8 \cdot 10^{-10}$
- d) $4,8 \cdot 10^{-10}$
- e) $2,1 \cdot 10^{-3}$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Galicia 2016)

La relación entre las constantes de un ácido o base y su respectivo conjugado viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion cianuro es:

$$K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,8 \cdot 10^{-10}} = 2,1 \cdot 10^{-5}$$

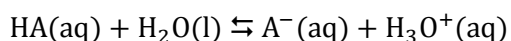
La respuesta correcta es la **a**.

1.10. Una disolución reguladora contiene concentraciones iguales de un ácido débil, HA, y su base conjugada, A^- . Si K_a para HA es $1,0 \cdot 10^{-9}$, el pH de la disolución reguladora es:

- a) 1,0
- b) 7,0
- c) 5,0
- d) 13,0
- e) 9,0

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Madrid 2015)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por un ácido HA y una sal que contiene la base conjugada A^- es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Si $[A^-] = [HA]$ se obtiene:

$$[H_3O^+] = K_a = 1,0 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(1,0 \cdot 10^{-9}) = 9,0$$

La respuesta correcta es la **e**.

1.11. ¿Cuál de las siguientes disoluciones es una disolución reguladora con un pH mayor de 7?

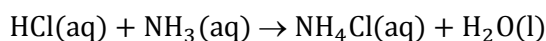
- a) 10 mL NH_3 0,1 M + 5,0 mL HCl 0,1 M.
- b) 10 mL HCNO 0,1 M + 10 mL NaOH 0,1 M.
- c) 10 mL HCNO 0,1 M + 5,0 mL NaOH 0,1 M.
- d) 10 mL NH_3 0,1 M + 10 mL HCl 0,1 M.
- e) Ninguna de estas mezclas.

(Datos. K_a (HCNO) = $2,2 \cdot 10^{-4}$ y K_b (NH_3) = $1,7 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

Para que una disolución reguladora tenga $\text{pH} > 7$ debe estar formada por una base débil y una sal que contenga el ácido conjugado de esta.

a) **Verdadero**. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_3 y HCl es:



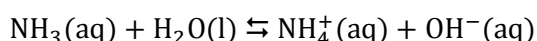
La cantidad de cada especie es:

$$5 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M}} = 0,5 \text{ mmol HCl}$$

$$10 \text{ mL } \text{NH}_3 \text{ } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol } \text{NH}_3}{1 \text{ mL } \text{NH}_3 \text{ } 0,1 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol } \text{NH}_3$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,5 mmol de HCl, esta sustancia es el limitante y consume 0,5 mmol de NH_3 . Al final de la reacción quedan 0,5 mmol de NH_3 sin reaccionar y 0,5 mmol de NH_4Cl formado. **Dicha mezcla constituye una disolución reguladora básica.**

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por NH_3 y NH_4Cl es:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = [\text{OH}^-] \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

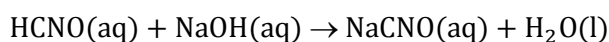
Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - \text{p}K_b - \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = 14 - \log(1,7 \cdot 10^{-5}) - \log \frac{0,5}{0,5} = 9,2$$

b-c) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCNO y NaOH es:



Las mezclas que contengan dos de estas especies no constituyen una disolución reguladora básica ya que no contienen una base débil y una sal que contenga al ácido conjugado de esta.

d) Falso. La cantidad de cada especie es:

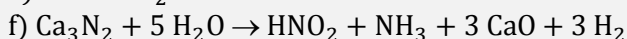
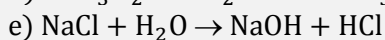
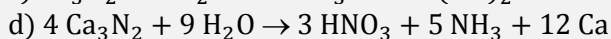
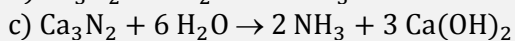
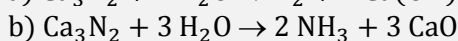
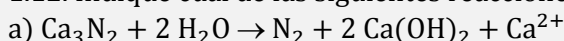
$$10 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol HCl}$$

$$10 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,1 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol NH}_3$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Situación similar a la propuesta en el apartado a) pero con la diferencia de que al final de la reacción solo queda 1,0 mmol de NH_4Cl formado.

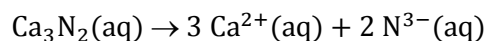
La respuesta correcta es la **a**.

1.12. Indique cuál de las siguientes reacciones de hidrólisis es la correcta:

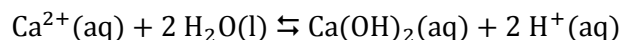


(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Madrid 2011)

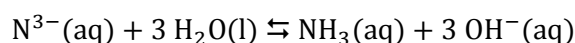
En las cuatro primeras reacciones se plantea la posible hidrólisis del Ca_3N_2 , especie que disuelta en agua se disocia según la ecuación:



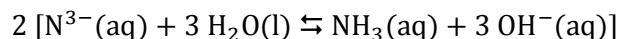
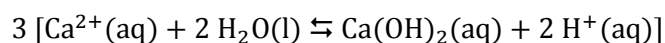
▪ La hidrólisis del ion calcio:



▪ La hidrólisis del ion nitruro:



Multiplicando cada ecuación por el número de iones que se hidrolizan:



Sumando ambas ecuaciones, y simplificando el agua, se obtiene:



La respuesta correcta es la **c**.

1.13. El pH de una disolución 0,012 M de ácido clorhídrico es:

a) 1,2

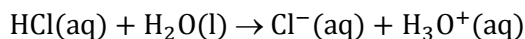
b) 2,4

c) Ligeramente inferior a 2.

d) Falta un dato.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Galicia 2016)

El ácido clorhídrico, HCl, es un ácido monoprótico fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:



Por tratarse de un ácido fuerte el balance materia es:

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,012 \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,012) = 1,9$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En Galicia 2016 se pregunta para ácido nítrico 0,0012 molar)

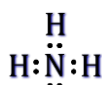
1.14. El carácter básico del amoníaco se debe a:

- Que el nitrógeno tiene grado de oxidación +3.
- La posición del nitrógeno en el sistema periódico.
- La ausencia de oxígeno en la molécula.
- El par de electrones sin compartir del nitrógeno.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2011)

Una base de Lewis es toda especie química que posee pares de electrones solitarios que puede compartir con un ácido.

Como se observa en la estructura de Lewis, el NH_3 posee un par de electrones solitarios por lo que se trata de una base de Lewis:



La respuesta correcta es la **d**.

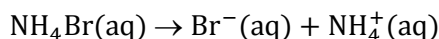
1.15. ¿Cuál es el pH de una disolución de NH_4Br 0,30 M?

- 5,29
- 8,71
- 4,88
- 9,74
- 9,11

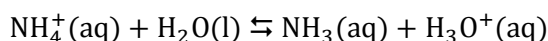
(Dato. $K_b \text{ NH}_3 = 1,7 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.N. Burgos 1998)

El bromuro de amonio, NH_4Br , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



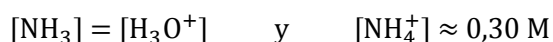
- El ion Br^- es la especie conjugada de un ácido fuerte, por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \text{donde} \quad K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = 5,9 \cdot 10^{-10}$$

En el equilibrio se cumple que:



El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$5,9 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,30} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(1,3 \cdot 10^{-5}) = 4,9$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.16. ¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas forma una disolución reguladora cuando se mezclan los dos reactivos en cantidades apropiadas?

- a) HCl + NaCl
- b) NaCN + NaCl
- c) HCN + NaCl
- d) NaCN + HCN
- e) HNO₃ + HCl

(O.Q.N. Burgos 1998)

Una disolución reguladora está formada un ácido o base débil y una sal que contenga la base o el ácido conjugado de estos.

- a) Falso. No se trata de una disolución reguladora ya que el HCl es un ácido fuerte y no reacciona con el NaCl para formar un ácido débil.
- b) Falso. No se trata de una disolución reguladora ya que las dos sales propuestas no reaccionan entre sí para formar un ácido débil.
- c) Falso. No se trata de una disolución reguladora ya que el HCN es un ácido demasiado débil como para formar NaCN a partir del NaCl.
- d) **Verdadero**. En las proporciones adecuadas, la mezcla de **NaCN + HCN** forma una **disolución reguladora**.
- e) Falso. No se trata de una disolución reguladora ya que se trata de dos ácidos fuertes.

La respuesta correcta es la **d**.

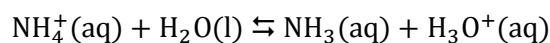
1.17. ¿Cuál de las siguientes sales forma una disolución básica cuando se disuelve en agua?

- a) NH₄NO₂ $K_a(\text{HNO}_2) = 4,6 \cdot 10^{-4}$
- b) NH₄CNO $K_a(\text{HCNO}) = 1,2 \cdot 10^{-4}$
- c) NH₄ClO $K_a(\text{HClO}) = 3,7 \cdot 10^{-8}$
- d) NH₄F $K_a(\text{HF}) = 7,2 \cdot 10^{-4}$
- e) NH₄Cl $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

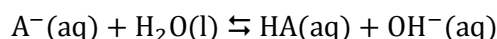
(O.Q.N. Burgos 1998)

Se trata de cinco sales amónicas de ácidos débiles por lo que se produce una hidrólisis doble.

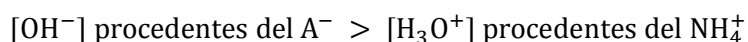
- La hidrólisis del ion amonio viene representada por la siguiente ecuación:



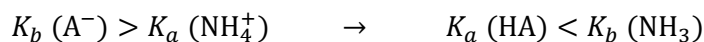
- La hidrólisis de los aniones viene representada por la siguiente ecuación:



Para que la disolución sea básica debe cumplirse la condición de que:



Para que eso ocurra es preciso que:



De todos los ácidos propuestos el único que tiene una constante de acidez menor que la de basicidad del NH_3 ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$) es el HClO ($K_a = 3,7 \cdot 10^{-8}$). Por lo tanto, la sal que produce una disolución básica es NH_4ClO .

La respuesta correcta es la **c**.

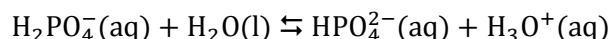
(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

1.18. Para el ion H_2PO_4^- el $\text{p}K_a$ es 7,21. Calcule el pH de 1,0 L de una disolución reguladora que contiene 0,50 mol de NaH_2PO_4 y 0,50 mol de Na_2HPO_4 , después de la adición de 0,050 mol de KOH .

- a) 7,12
- b) 7,29
- c) 7,75
- d) 7,16
- e) 7,21

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.N. El Escorial 2017)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por el ácido H_2PO_4^- y una sal que contiene su base conjugada, HPO_4^{2-} es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

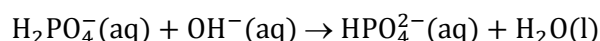
Las concentraciones antes de la adición de KOH son:

$$[\text{HPO}_4^{2-}] = [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = \frac{0,50 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 0,50 \text{ M}$$

El pH de la disolución antes de la adición de KOH es:

$$\text{pH} = 7,21 + \log \frac{0,50}{0,50} = 7,21$$

La adición de 0,050 mol de KOH (base) hace que se lleve a cabo la siguiente reacción:



Los 0,050 mol de KOH consumen 0,050 mol de H_2PO_4^- (ácido) y forman 0,050 mol de HPO_4^{2-} (base).

El pH de la disolución después de la adición de KOH es:

$$\text{pH} = 7,21 + \log \frac{(0,50 + 0,05)}{(0,50 - 0,05)} = 7,30$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.19. Si el pH de una disolución de un ácido monoprótico fuerte es 2,17. ¿Entre qué valores estará comprendida la concentración molar de la disolución respecto a dicho ácido?

- a) Entre 0,0001 y 0,001.
- b) Entre 0,001 y 0,01.
- c) Entre 0,01 y 0,10.
- d) Entre 0,10 y 1,00.

(O.Q.L. Murcia 1998)

De acuerdo con el concepto de pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,17} \text{ M} = 6,76 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Para la concentración obtenida se cumple que:

$$0,001 \text{ M} < 6,76 \cdot 10^{-3} \text{ M} < 0,01 \text{ M}$$

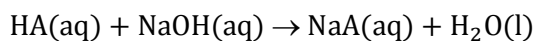
La respuesta correcta es la **b**.

1.20. La constante de equilibrio para la reacción de un ácido débil (K_a) con NaOH es:

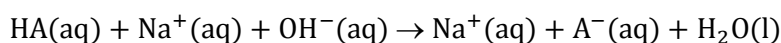
- a) $1/K_a$
- b) K_a
- c) $K_a \cdot K_w$
- d) K_a/K_w
- e) K_w

(O.Q.N. Almería 1999)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre un ácido débil HA y NaOH es:



Como NaOH y NaA son electrolitos fuertes, en disolución acuosa se encuentran completamente disociados en iones, por lo que la ecuación anterior se puede reescribir como:



La constante de equilibrio de la reacción es:

$$K = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}] [\text{OH}^-]}$$

Multiplicando y dividiendo por $[\text{H}_3\text{O}^+]$ queda como:

$$K = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}] [\text{OH}^-]} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{A}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}] [\text{OH}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

La constante de equilibrio de la reacción es:

$$K = \frac{K_a}{K_w}$$

La respuesta correcta es la **d**.

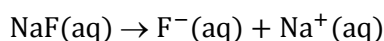
1.21. ¿Cuál es el pH de una disolución etiquetada como NaF 0,136 mol L⁻¹?

- a) 2,02
- b) 8,15
- c) 3,17
- d) 11,98
- e) 5,85

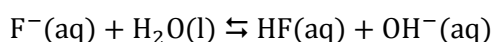
(Dato. K_a HF = $6,8 \cdot 10^{-4}$)

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004)

El fluoruro de sodio, NaF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na⁺ es la especie conjugada de una base fuerte, por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion F⁻ es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del ion fluoruro es:

$$K_b = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^{\text{-}}]}{[\text{F}^{\text{-}}]} \quad \text{siendo} \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,8 \cdot 10^{-4}} = 1,5 \cdot 10^{-11}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{HF}] = [\text{OH}^{\text{-}}] \quad \text{y} \quad [\text{F}^{\text{-}}] \approx 0,136 \text{ M}$$

El valor de [OH⁻] es:

$$1,5 \cdot 10^{-11} = \frac{[\text{OH}^{\text{-}}]^2}{0,136} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^{\text{-}}] = 1,4 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,4 \cdot 10^{-6}) = 5,9 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - 5,9 = 8,1$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.22. Una disolución reguladora contiene concentraciones iguales de una base débil, B, y su ácido conjugado, BH⁺. Si K_b para B es $1,0 \cdot 10^{-9}$, el pH de la disolución reguladora es:

- a) 7,0
- b) 13,0
- c) 9,0
- d) 1,0
- e) 5,0

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. País Vasco 2012)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por la base débil B y una sal que contiene su ácido conjugado BH⁺ es:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{BH}^{\text{+}}][\text{OH}^{\text{-}}]}{[\text{B}]} = [\text{OH}^{\text{-}}] \frac{[\text{BH}^{\text{+}}]}{[\text{B}]}$$

Si [BH⁺] = [B] se obtiene:

$$[\text{OH}^-] = K_b = 1,0 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,0 \cdot 10^{-9}) = 9,0 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - 5,0 = 5,0$$

La respuesta correcta es la e.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997 y Madrid 2015).

1.23. El indicador rojo de metilo (cambio de color a $\text{pH} = 5$) es adecuado para la valoración:

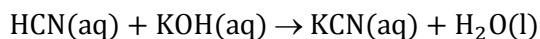
- a) $\text{HCN} + \text{KOH}$
- b) $\text{HClO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2$
- c) $\text{HNO}_3 + \text{NaOH}$
- d) $\text{HCl} + (\text{CH}_3)_3\text{N}$
- e) $\text{HF} + \text{NaOH}$
- f) $\text{HCl} + \text{NH}_3$
- g) $\text{HNO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2$

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. País Vasco 2010)

El pH del punto final de una valoración viene dado por las sustancias presentes en ese instante en la disolución.

El indicador rojo de metilo, con cambio de color a $\text{pH} = 5$, será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH ácido.

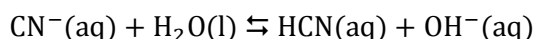
a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCN y KOH es:



El cianuro de potasio, KCN, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

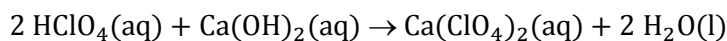


- El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte, por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:

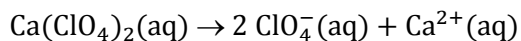


Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el $\text{pH} > 7$, lo que motiva no sea adecuado el uso del indicador rojo de metilo.

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HClO_4 y $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es:



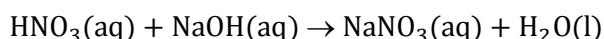
El perclorato de calcio, $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



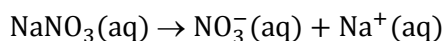
Los iones Ca^{2+} y ClO_4^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte, por lo que no tienen carácter ni ácido ni básico y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O , lo que motiva no sea adecuado el uso del indicador rojo de metilo.

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HNO_3 y NaOH es:



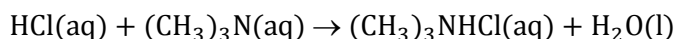
El nitrato de sodio, NaNO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



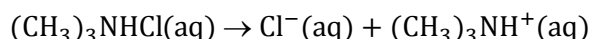
Los iones Na^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte, por lo que no tienen carácter ni ácido ni básico y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O , lo que motiva no sea adecuado el uso del indicador rojo de metilo.

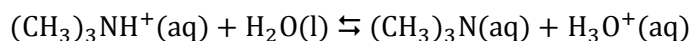
d) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ es:



El cloruro de trimetilamonio, $(\text{CH}_3)_3\text{NHCl}$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

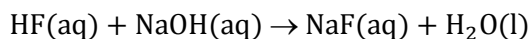


- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte, por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion $(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$ es el ácido conjugado débil de la base débil $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ y se hidroliza según la ecuación:

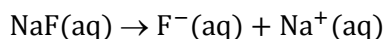


Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que el $\text{pH} < 7$, lo que motiva que sea adecuado el uso del indicador rojo de metilo.

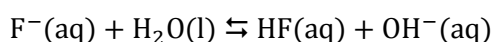
e) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HF y NaOH es:



El fluoruro de sodio, NaF , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

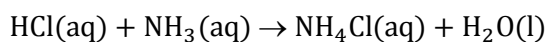


- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte, por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

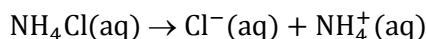


Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el $\text{pH} > 7$, lo que motiva no sea adecuado el uso del indicador rojo de metilo.

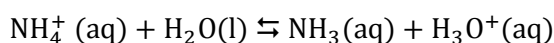
f) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NH_3 es:



El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

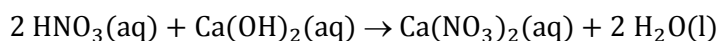


- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte, por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

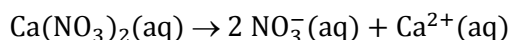


Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que el $\text{pH} < 7$, lo que motiva que sea adecuado el uso del indicador rojo de metilo.

g) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HNO_3 y $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es:



El nitrato de calcio, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones Ca^{2+} y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte, por lo que no tienen carácter ni ácido ni básico y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O , lo que motiva no sea adecuado el uso del indicador rojo de metilo.

Las respuestas correctas son **d** y **f**.

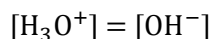
(En la cuestión propuesta en País Vasco 2010 se reemplazan d y e por f y g, respectivamente).

1.24. A 60°C el agua destilada tiene $\text{pH} = 6,51$ y, por lo tanto:

- a) La concentración de OH^- no es igual a la de H_3O^+ .
- b) La reacción $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ es exotérmica.
- c) El valor de K_w es $(10^{-6,51})^2$.
- d) Debe cumplirse la ecuación $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.
- e) Es imposible, el agua neutra debe tener $\text{pH} = 7$.

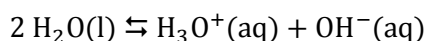
(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. La Rioja 2013)

a) Falso. Para el agua se cumple que a cualquier temperatura:



b) Falso. El valor del pH de la disolución no está relacionado con el carácter exotérmico o endotérmico de la misma.

c) **Verdadero**. Para el equilibrio de disociación del agua a determinada temperatura:



la constante de equilibrio viene dada por la expresión:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

Como para el agua se cumple siempre que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \quad \rightarrow \quad K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

De acuerdo con el concepto de pH, en este caso:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-6,51} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante de equilibrio se tiene que:

$$K_w = (10^{-6,51})^2$$

d) Falso. La expresión:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

se obtiene a partir de:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

y ese valor de la constante K_w es válido solo a la temperatura de 25 °C.

e) Falso. De acuerdo con el producto iónico del agua a 60 °C:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-13,2}$$

Como para el agua se cumple siempre que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 10^{-13,2} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6,51} \text{ M}$$

A esta temperatura, el agua neutra tiene un pH:

$$\text{pH} = -\log(10^{-6,51}) = 6,51.$$

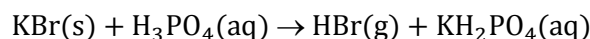
La respuesta correcta es la c.

1.25. El bromuro de hidrógeno puede obtenerse por:

- Reacción de KBr con ácido fluorhídrico concentrado y caliente.
- Reacción de KBr con ácido nítrico concentrado y caliente.
- Reacción de KBr con ácido fosfórico concentrado y caliente.
- Electrólisis de una disolución acuosa de NaBr.
- Hidrólisis de bromato sódico.

(O.Q.N. Almería 1999)

a-c) **Verdadero.** Para que se produzca HBr a partir de KBr debe tener lugar una reacción ácido-base en la que es preciso que el ácido que reaccione con el Br^- (base conjugada) del HBr sea lo suficientemente fuerte. El ácido HF es demasiado débil, mientras que el H_3PO_4 no lo es tanto. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambas sustancias es:



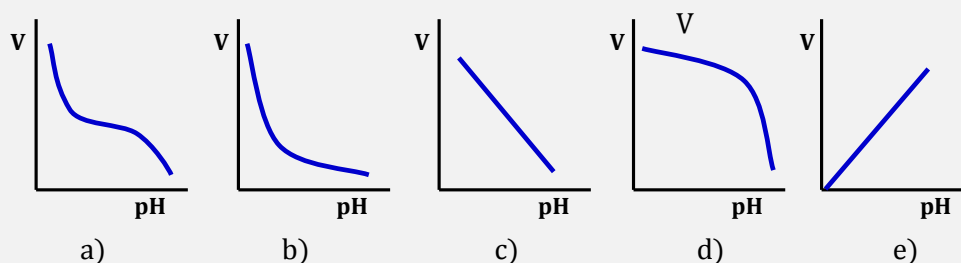
b) Falso. El HNO_3 no es apropiado ya que al ser oxidante produciría la oxidación del Br^- a Br_2 .

d) Falso. La electrólisis de KBr(aq) produciría el desprendimiento de H_2 y Br_2 .

e) Falso. La hidrólisis del NaBrO_3 produce un medio alcalino.

La respuesta correcta es la c.

1.26. ¿Cuál de las siguientes líneas gráficas representa mejor el volumen del ácido añadido a un cierto volumen de álcali frente al pH de la disolución resultante?



(O.Q.N. Murcia 2000)

La curva de valoración entre un ácido y una base tiene la forma de una sigmoide que muestra la gráfica a), y en ella se distinguen tres zonas:

- En la primera zona situada en la parte inferior derecha, se observa que el pH es elevado al predominar la especie alcalina y frente a pequeñas adiciones de ácido el pH desciende de forma brusca. Esa parte de la curva se corresponde con una recta con una pendiente negativa elevada.

- En la segunda zona, central, frente a pequeñas adiciones de ácido el pH cambia paulatinamente, la recta tiene una pendiente poco pronunciada, ya que se tiene una mezcla reguladora básica o una sal que sufre hidrólisis básica hasta alcanzarse el punto de equivalencia en el que la tendencia de la curva se invierte.
- En la tercera zona situada en la parte superior izquierda, la tendencia de la curva es opuesta a la de la primera zona ya que predomina la especie ácida y, frente a pequeñas adiciones de ácido el pH también desciende de forma brusca. Esa parte de la curva se corresponde con una recta con una pendiente negativa elevada.

La respuesta correcta es la **a**.

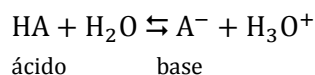
1.27. Según la teoría de Brønsted, indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:

- a) Un ácido y su base conjugada reaccionan entre sí dando una disolución neutra.
- b) Un ácido y su base conjugada difieren en un protón.
- c) El agua es la base conjugada de sí misma.
- d) La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte.
- e) Cuanto más débil es un ácido más débil será su base conjugada.

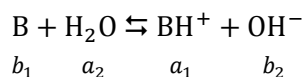
(O.Q.N. Murcia 2000)

a) Falso. Según la teoría de Brønsted (1923), un ácido es una especie química que cede un protón a una base y se transforma en su base conjugada, por tanto, el ácido no puede reaccionar con su base conjugada.

b) **Verdadero**. Según la teoría de Brønsted, un ácido es una especie química que cede un protón a una base:



c) Falso. Tal como se demuestra en la reacción entre la base B y el agua, la base conjugada de esta es el ion OH^- :



d-e) Falso. Cuánto más fuerte es un ácido más débil es su base conjugada. La relación entre las constantes de ambos viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

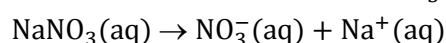
La respuesta correcta es la **b**.

1.28. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- a) Al disolver NaNO_3 en agua, el pH no cambia.
- b) Al disolver NaCN en H_2O , el pH será básico.
- c) Al disolver NaHCO_3 en agua, el pH será ácido.
- d) Si el ácido HA tiene $K_a = 10^{-5}$ y el valor de K_b para la base BOH vale 10^{-5} , al disolver BA en agua el pH no sufre modificación.
- e) Las disoluciones acuosas de NH_3 son débilmente básicas.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Madrid 2009)

a) Verdadero. El nitrato de sodio, NaNO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



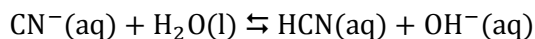
Los iones Na^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte, por lo que no tienen carácter ni ácido ni básico y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el agua.

b) Verdadero. El cianuro de sodio, NaCN, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion $\text{Na}^{\text{+}}$ es la especie conjugada de una base fuerte, por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion $\text{CN}^{\text{-}}$ es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:

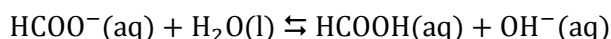


Como se observa, se producen iones $\text{OH}^{\text{-}}$ por lo que el $\text{pH} > 7$.

c) **Falso**. El formiato de sodio, NaHCOO, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

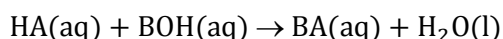


- El ion $\text{Na}^{\text{+}}$ es la especie conjugada de una base fuerte, por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion $\text{HCOO}^{\text{-}}$ es la base conjugada débil del ácido débil HCOOH y se hidroliza según la ecuación:

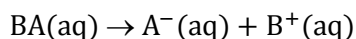


Como se observa, se producen iones $\text{OH}^{\text{-}}$ por lo que el $\text{pH} > 7$, es básico y no ácido.

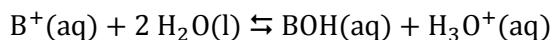
d) Verdadero. La ecuación química correspondiente a la reacción entre el ácido débil HA y la base débil BOH es:



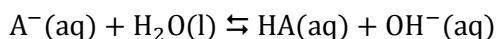
La sal BA, en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion $\text{B}^{\text{+}}$, es el ácido conjugado de la base débil BOH y se hidroliza según la ecuación:

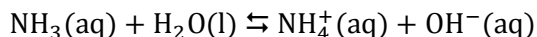


- El ion $\text{A}^{\text{-}}$ es la base conjugada del ácido débil HA y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones $\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}$ y $\text{OH}^{\text{-}}$ procedentes de la hidrólisis de los dos iones de la sal. Además, como la fuerza de los iones es la misma ya que proceden de especies con igual valor de la constante, $K_a = K_b = 10^{-5}$, y las concentraciones iniciales de los iones $\text{A}^{\text{-}}$ y $\text{B}^{\text{+}}$ son iguales por proceder de la misma sal, la cantidad de $\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}$ y $\text{OH}^{\text{-}}$ formados es la misma, por lo tanto, el pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el agua.

e) Verdadero. El NH_3 es una base débil que se encuentra poco ionizada de acuerdo con la ecuación:



Como se observa, se producen iones $\text{OH}^{\text{-}}$ por lo que el $\text{pH} > 7$, básico.

La respuesta correcta es la **c**.

1.29. Sabiendo que los valores de pK_a para el ácido cianhídrico, $\text{HCN}(\text{aq})$, y el ion amonio, $\text{NH}_4^+(\text{aq})$, son 8,7 y 9,2; respectivamente, y que el agua neutra a 25 °C tiene $\text{pH} = 7$, indique si una disolución acuosa de NH_4CN , a esa temperatura, tendrá pH :

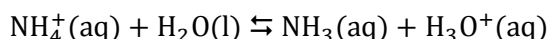
- Débilmente ácido.
- Débilmente básico.
- Neutro.
- Muy ácido ($\text{pH} < 3$).
- Muy básico ($\text{pH} > 11$).

(O.Q.N. Murcia 2000)

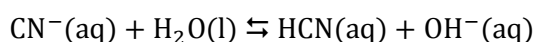
La sal NH_4CN , en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



- El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ y OH^- procedentes de la hidrólisis de los dos iones de la sal.

El pK_a del NH_4^+ es 9,2 y el pK_b del CN^- es:

$$pK_b(\text{CN}^-) = 14 - pK_a(\text{HCN}) = 14 - 8,7 = 5,3$$

Como se observa, $pK_b(\text{CN}^-) > pK_a(\text{NH}_4^+)$, lo que quiere decir que el cianuro es más fuerte como base (produce más iones OH^-) que el amonio como ácido (produce menos iones H_3O^+). Por lo tanto, **la disolución resultante es débilmente básica.**

La respuesta correcta es la **b**.

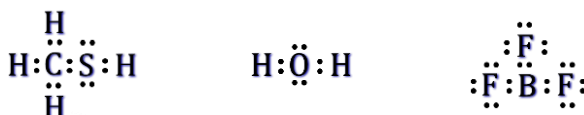
1.30. ¿Cuál de los siguientes es un conjunto de especies que podrían actuar como bases de Lewis?

- CH_3SH , H_2O , BF_3
- OH^- , HCl , H^+
- PH_3 , $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$, NH_3
- NaOH , MgCl_2 , Co^{3+}
- Ni^{2+} , NH_3 , Cl^-
- PH_3 , NH_3 , BF_3

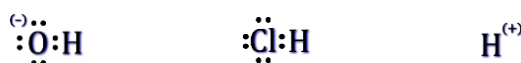
(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Madrid 2015)

Base de Lewis es toda especie química que posee pares de electrones solitarios que puede compartir con un ácido.

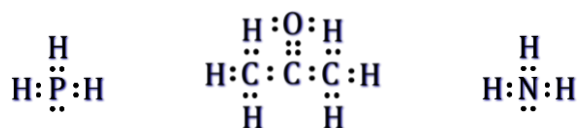
- Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis de las especies propuestas, el BF_3 tiene un hueco electrónico por lo que se trata de un ácido de Lewis:



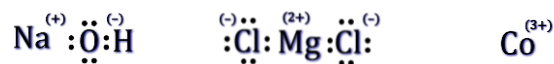
- Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis de las especies propuestas, el H^+ no posee pares de electrones solitarios por lo que se trata de un ácido de Lewis:



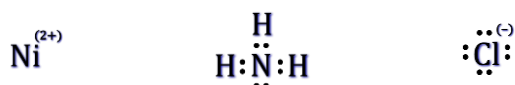
c) **Verdadero**. Como se observa en las estructuras de Lewis, todas las especies propuestas poseen pares de electrones solitarios por lo que son **bases de Lewis**:



d) Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis de las especies propuestas, el Co^{3+} es un catión al que le faltan los electrones externos 4s por lo que se trata de un ácido de Lewis:



e) Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis de las especies propuestas, el Ni^{2+} es un catión al que le faltan los electrones externos 4s por lo que se trata de un ácido de Lewis:



La respuesta correcta es la **c**.

(En Madrid 2015 se cambia d por f).

1.31. En la valoración de un ácido con una base, el indicador visual adecuado debe:

- Tener una constante de acidez mayor que la del ácido.
- Tener características básicas más fuertes que el valorante.
- Tener una constante de acidez menor que la del ácido.
- Añadirse una vez comenzada la valoración.
- No mostrar características ácido-base.

(O.Q.N. Murcia 2000)

La misión de un **indicador** ácido-base es señalar cuando ha terminado la reacción de neutralización, y como es necesario que no altere el resultado de la misma **debe tratarse de un ácido o base más débil que las especies reaccionantes** y, además, añadirse en pequeñas cantidades.

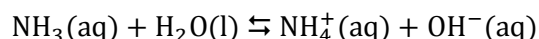
La respuesta correcta es la **c**.

1.32. Para el amoníaco, $\text{p}K_b = 4,76$. El pH de una disolución reguladora formada por NH_3 0,0500 M y NH_4Cl 0,200 M es:

- 8,94
- 9,84
- 8,64
- 9,54
- 8,00

(O.Q.N. Barcelona 2001)

La ecuación química correspondiente a una disolución reguladora formada por una mezcla de NH_3 y NH_4Cl es:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = [\text{OH}^-] \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pOH = pK_b + \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} \rightarrow pH = 14 - pK_b - \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

El valor del pH de la disolución propuesta es:

$$pH = 14 - 4,76 - \log \left(\frac{0,200}{0,0500} \right) = 8,64$$

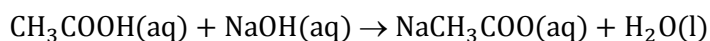
La respuesta correcta es la c.

1.33. Cuando se valora un ácido débil con una base fuerte:

- Solamente se neutraliza una parte de los protones del ácido.
- El punto de equivalencia coincide siempre con el punto final de la valoración.
- El pH en el punto de equivalencia siempre es 7.
- No conviene valorar los ácidos débiles con bases fuertes puesto que el punto de equivalencia se detecta con dificultad.
- En las primeras etapas de la valoración se forma una disolución reguladora o tampón.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

Sea por ejemplo el caso de la valoración de CH_3COOH (ácido débil) con $NaOH$ (base fuerte). La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:

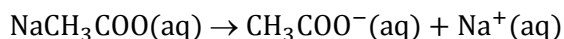


Suponiendo que se tienen 10 mL de CH_3COOH 0,10 M y se añaden 5,0 mL de $NaOH$ 0,10 M, la cantidad de cada especie es:

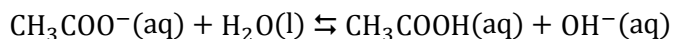
$$10 \text{ mL } CH_3COOH \text{ 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol } CH_3COOH}{1 \text{ mL } CH_3COOH \text{ 0,10 M}} = 1,0 \text{ mmol } CH_3COOH$$

$$5,0 \text{ mL } NaOH \text{ 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol } NaOH}{1 \text{ mL } NaOH \text{ 0,10 M}} = 0,50 \text{ mmol } NaOH$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,50 mmol de $NaOH$, esta sustancia es limitante y consume 0,50 mmol de CH_3COOH . Al final de la reacción quedan 0,50 mmol de CH_3COOH sin reaccionar y 0,50 mmol de $NaCH_3COO$ formado. **Dicha mezcla constituye una disolución reguladora ácida.** Esta situación se da **hasta llegar al punto de equivalencia** en el que solo existe $NaCH_3COO$ en la disolución, sal que sufre hidrólisis básica de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte, por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



La respuesta correcta es la e.

1.34. Elija el intervalo de pH efectivo de una disolución reguladora de $HF-NaF$.

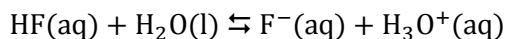
- 5,0–7,0
- 2,2–4,2
- 6,0–8,0
- 9,8–11,8
- Ninguno de estos intervalos.

(Dato. Constante de disociación ácida del $HF = 6,8 \cdot 10^{-4}$)

(O.Q.N. Barcelona 2001)

El intervalo de pH de regulación es aquél en el que una disolución reguladora neutraliza eficazmente los ácidos y bases añadidos manteniendo constante el pH. A efectos prácticos este intervalo es de 2 unidades de pH.

La ecuación química ajustada correspondiente a una disolución reguladora formada por una mezcla equimolecular de HF y NaF es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

La máxima capacidad de regulación del pH por parte de este tipo de disoluciones se consigue cuando $[\text{ácido}] = [\text{base}]$. En ese instante el pH de la disolución es:

$$\text{pH} = \text{p}K_a = -\log K_a \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log (6,8 \cdot 10^{-4}) = 3,2$$

Por lo tanto, el intervalo de regulación de pH de la disolución propuesta es $3,2 \pm 1$, es decir, en el intervalo de pH comprendido entre 2,2 y 4,2.

La respuesta correcta es la **b**.

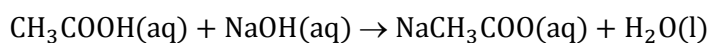
1.35. ¿Cuál de las siguientes mezclas es una disolución reguladora con un pH menor de 7?

- 10 mL de ácido acético 0,10 M + 10 mL de NaOH 0,10 M.
- 10 mL de ácido acético 0,10 M + 5,0 mL de NaOH 0,10 M.
- 10 mL de NH_3 0,10 M + 5,0 mL de HCl 0,10 M.
- 10 mL de NH_3 0,10 M + 10 mL de HCl 0,10 M.
- Ninguna de estas mezclas.

(Datos. K_a (ácido acético) = $1,7 \cdot 10^{-5}$ y K_b (NH_3) = $1,7 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.N. Barcelona 2001)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y NaOH es:

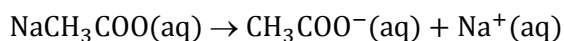


La cantidad de cada especie es:

$$10 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,10 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}$$

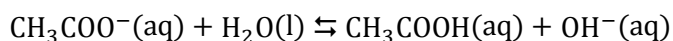
$$10 \text{ mL } \text{NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol } \text{NaOH}}{1 \text{ mL } \text{NaOH } 0,10 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol } \text{NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 1,0 mmol de NaCH_3COO formado. Se trata de una sal que presenta hidrólisis básica de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte, por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.

- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



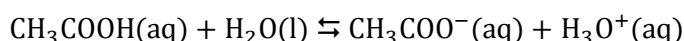
b) La cantidad de cada especie es:

$$10 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,10 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

$$5,0 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 0,50 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,50 mmol de NaOH, esta sustancia es limitante y consume 0,50 mmol de CH_3COOH . Al final de la reacción quedan 0,50 mmol de CH_3COOH sin reaccionar y 0,50 mmol de NaCH_3COO formado. **Dicha mezcla constituye una disolución reguladora ácida** y tiene un $\text{pH} < 7$.

La ecuación química correspondiente al equilibrio entre CH_3COOH y NaCH_3COO es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

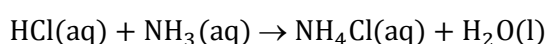
Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

En este caso, $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COOH}]$ y el valor del pH de esta disolución es:

$$\text{pH} = \text{p}K_a = -\log(1,7 \cdot 10^{-5}) = 4,8$$

- c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_3 y HCl es:



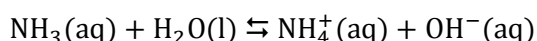
La cantidad de cada especie es:

$$5,0 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} = 0,50 \text{ mmol HCl}$$

$$10 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,10 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol NH}_3$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,50 mmol de HCl, esta sustancia es limitante y consume 0,50 mmol de NH_3 . Al final de la reacción quedan 0,50 mmol de NH_3 sin reaccionar y 0,50 mmol de NH_4Cl formado. **Dicha mezcla constituye una disolución reguladora básica**.

La ecuación química correspondiente a una disolución reguladora formada por una mezcla equimolecular de NH_3 y NH_4Cl es:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = [\text{OH}^-] \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - \text{p}K_b - \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

En este caso, $[\text{NH}_3] = [\text{NH}_4^+]$ y el valor del pH de esta disolución es:

$$\text{pH} = 14 - \text{p}K_b = 14 - \log(1,7 \cdot 10^{-5}) = 9,2$$

d) La cantidad de cada especie es:

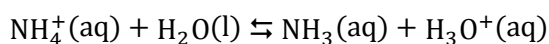
$$10 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol HCl}$$

$$10 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,10 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol NH}_3$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo queda 1,0 mmol de NH_4Cl formado. Se trata de una sal que presenta hidrólisis ácida de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte, por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



La respuesta correcta es la **b**.

1.36. Señale cuál de las siguientes propuestas es la correcta:

- El catión $\text{Fe}(\text{II})$ es un ácido de Lewis más fuerte que el $\text{Fe}(\text{III})$.
- El catión Al^{3+} es un ácido de Lewis más fuerte que el catión Li^+ .
- Tanto el BF_3 como el AlCl_3 son susceptibles de actuar como bases de Lewis.
- Ni el CF_4 ni el SiF_4 pueden actuar como ácidos.
- Ninguna de las anteriores afirmaciones es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

a-b) Falso. Los cationes metálicos se comportan como ácidos de Lewis ya que poseen huecos electrónicos. Así pues, las configuraciones electrónicas de los cationes Fe^{2+} y Fe^{3+} por una parte, y Al^{3+} y Li^+ por otra, son, respectivamente, $[\text{Ar}] 3d^6$ y $[\text{Ar}] 3d^5$ y $[\text{Ne}]$ y $[\text{He}]$ teniendo vacíos los orbitales 4s y 4p los primeros y orbital s y los tres orbitales p los segundos, por lo tanto, ambas parejas de cationes son, entre sí, igual de fuertes como ácidos de Lewis.

c) Falso. Una base de Lewis es una especie química que posee pares de electrones solitarios que puede compartir con un ácido. Como se observa en la estructuras de Lewis, las especies propuestas no son bases de Lewis, ya que ni el boro ni el aluminio poseen pares de electrones solitarios que puedan compartir, por lo que se ambos se comportan como ácidos de Lewis:



d) **Verdadero**. Un ácido de Lewis es una especie química que posee huecos electrónicos (orbitales atómicos vacíos) que pueden albergar un par de electrones. Como se observa en la estructuras de Lewis, CF_4 y SiF_4 no pueden comportarse como ácidos de Lewis ya que no poseen huecos electrónicos:



La respuesta correcta es la **d**.

1.37. ¿Cuál de las siguientes especies es anfótera?

- a) H^+
- b) CO_3^{2-}
- c) HCO_3^-
- d) H_2CO_3
- e) H_2

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.N. Sevilla 2010)

Un **anfótero** es una especie que comportarse como ácido o como base dependiendo del medio en el que se encuentre.

La única de las especies propuestas que puede cumplir esa condición es el **ion hidrogenocarbonato**, HCO_3^- :

- Como ácido: $\text{HCO}_3^- (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- Como base: $\text{HCO}_3^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

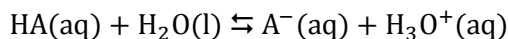
La respuesta correcta es la **c**.

1.38. Un técnico de laboratorio desea preparar una disolución reguladora de $\text{pH} = 5$. ¿Cuál de los siguientes ácidos será el más adecuado para ello?

- a) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ $K_a = 5,9 \cdot 10^{-2}$
- b) H_3AsO_4 $K_a = 5,6 \cdot 10^{-3}$
- c) $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$
- d) HOCl $K_a = 3,0 \cdot 10^{-8}$
- e) HCN $K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Una disolución reguladora ácida está formada por una mezcla equimolecular de ácido, HA, y su base conjugada A^- . La ecuación química correspondiente al equilibrio entre ambas especies es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Al tratarse de una mezcla equimolecular se tiene que $[\text{A}^-] = [\text{HA}]$ y el valor del pH es:

$$\text{pH} = \text{p}K_a$$

El pH de la disolución lo proporcionará el valor de pK_a del ácido integrante de la disolución reguladora. Estos valores se muestran en la siguiente tabla:

Ácido	H ₂ C ₂ O ₄	H ₃ AsO ₄	HC ₂ H ₃ O ₂	HOCl	HCN
K_a	$5,9 \cdot 10^{-2}$	$5,6 \cdot 10^{-3}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	$3,0 \cdot 10^{-8}$	$4,9 \cdot 10^{-10}$
pK_a	1,2	2,3	4,7	7,5	9,3

El ácido cuyo pK_a se aproxima más al valor de pH = 5 es, HC₂H₃O₂ ($pK_a = 4,7$).

La respuesta correcta es la **c**.

1.39. Si el valor de K_a para el ion HSO₄⁻ es $1,0 \cdot 10^{-2}$, ¿cuál es el valor de K_b para el ion SO₄²⁻?

- a) $1,0 \cdot 10^{-12}$
- b) $1,0 \cdot 10^{-8}$
- c) $1,0 \cdot 10^{-2}$
- d) $1,0 \cdot 10^2$
- e) $1,0 \cdot 10^5$

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004)

La relación entre la constante de fuerza de ácido y su base conjugada viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

El valor de K_b para el ion SO₄²⁻ es:

$$K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = 1,0 \cdot 10^{-12}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.40. ¿Cuál es el ácido conjugado del HPO₄²⁻(aq)?

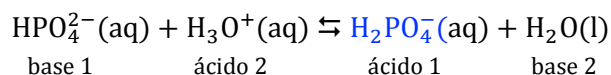
- a) H₃PO₄(aq)
- b) H₂PO₄⁻(aq)
- c) H₃O⁺(aq)
- d) PO₄³⁻(aq)
- e) H⁺(aq)
- f) OH⁻(aq)

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2012)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La ecuación química correspondiente a la reacción del HPO₄²⁻ como base es:



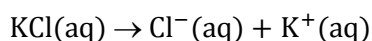
La respuesta correcta es la **b**.

1.41. Se dispone de una disolución 0,5 M de cada una de las siguientes sales. ¿Cuál de ellas tiene un pH más bajo?

- a) KCl
- b) NaC₂H₃O₂
- c) NaI
- d) KNO₃
- e) NH₄Cl

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. La Rioja 2014)

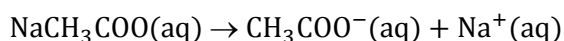
a) El cloruro de potasio, KCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones K⁺ y Cl⁻ son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte, por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

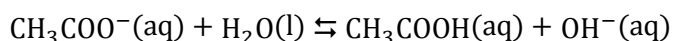
El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H₂O.

b) El acetato de sodio, NaC₂H₃O₂, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



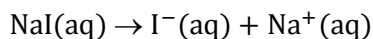
▪ El ion Na⁺ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.

▪ El ion CH₃COO⁻ es la base conjugada del ácido débil CH₃COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH⁻ por lo que el pH > 7.

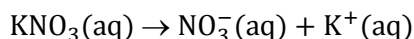
c) El yoduro de sodio, NaI, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones Na⁺ y I⁻ son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte, por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H₂O.

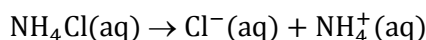
d) El nitrato de potasio, KNO₃, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones K⁺ y NO₃⁻ son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte, por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

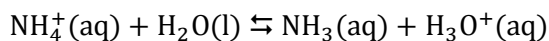
El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H₂O.

e) El cloruro de amonio, NH₄Cl, en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



▪ El ion Cl⁻ es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

▪ El ion NH₄⁺ es el ácido conjugado de la base débil NH₃ y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H₃O⁺ por lo que la disolución tiene pH < 7.

La respuesta correcta es la e.

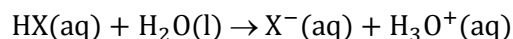
(En La Rioja 2014 se cambian NaI, KNO₃ y NaC₂H₃O₂ por NaBr, K₂SO₄ y LiC₂H₃O₂, respectivamente).

1.42. ¿Qué sucede en una disolución diluida de un ácido fuerte HX?

- Hay especies X⁻, H⁺ y HX en concentraciones apreciables.
- Hay HX en mayor proporción que X⁻ y H⁺.
- La concentración de protones es muy superior a la de aniones.
- La disociación es total.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

Un ácido monoprótico fuerte, HX, en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:



a-b) Falso. Como se encuentra completamente disociado en iones, la concentración de HX es prácticamente nula.

c) Falso. Al tratarse de una disolución ácida diluida es preciso tener en cuenta los protones aportados por el H₂O. No obstante, las concentraciones de protones y aniones son similares.

d) **Verdadero**. Por tratarse de un ácido monoprótico fuerte, HX, en disolución acuosa se encuentra completamente disociado.

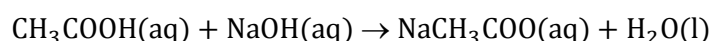
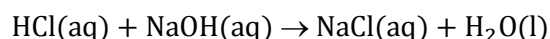
La respuesta correcta es la **d**.

1.43. Se tiene un litro de disolución de ácido acético y un litro de disolución de HCl. Ambas disoluciones tienen el mismo pH, por lo tanto, para neutralizar con sosa de la misma concentración:

- El ácido acético necesita mayor cantidad de sosa.
- El HCl necesita mayor cantidad de sosa.
- Los dos ácidos necesitan la misma cantidad de sosa.
- Se necesitan más datos para saber que ácido necesita más sosa para su neutralización.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2007)

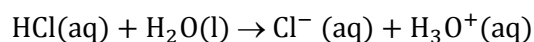
Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de neutralización de los dos ácidos con NaOH son:



Suponiendo que para ambas disoluciones ácidas pH = 2, de acuerdo con el concepto de pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ M}$$

- El **HCl es un ácido fuerte** que se encuentra completamente disociado en iones según la ecuación:



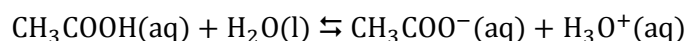
Por tratarse de un ácido fuerte:

$$[\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}] = [\text{HCl}] = 10^{-2} \text{ M}$$

Suponiendo que la disolución de NaOH es 1 M, el volumen necesario de esta para neutralizar el HCl es:

$$1 \text{ L HCl } 10^{-2} \text{ M} \cdot \frac{10^{-2} \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 10^{-2} \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ L NaOH } 1 \text{ M}}{1 \text{ mol NaOH}} = 10^{-2} \text{ L NaOH } 1 \text{ M}$$

- El **CH₃COOH es un ácido débil** que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] \approx c$$

Considerando que la constante K_a para el CH_3COOH es aproximadamente $2 \cdot 10^{-5}$, el valor de la concentración de la disolución es:

$$2 \cdot 10^{-5} = \frac{(10^{-2})^2}{c} \quad \rightarrow \quad c = 5 \text{ M}$$

Suponiendo que la disolución de NaOH sea 1 M, el volumen necesario de esta para neutralizar el CH_3COOH es:

$$1 \text{ L CH}_3\text{COOH } 5 \text{ M} \cdot \frac{5 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L CH}_3\text{COOH } 5 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{1 \text{ L NaOH } 1 \text{ M}}{1 \text{ mol NaOH}} = 5 \text{ L NaOH } 1 \text{ M}$$

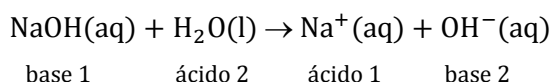
La respuesta correcta es la **a**.

1.44. ¿Por qué el ion OH^- es la base más fuerte que existe en disolución acuosa?

- Porque es la base conjugada del H_3O^+ .
- Porque no hay otras bases más que el ion OH^- .
- Porque los OH^- se encuentran siempre en disolución acuosa.
- Porque el agua reacciona completamente con las bases fuertes para dar iones OH^- .

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

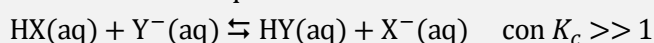
El H_2O es el ácido y base más débil que existe y, por lo tanto, reacciona con las bases fuertes para producir iones OH^- de acuerdo con la siguiente ecuación:



Como se observa, **el ion OH^- es la base conjugada fuerte del ácido débil H_2O .**

La respuesta correcta es la **d**.

1.45. En la reacción en equilibrio:



¿Qué se verifica?

- La acidez de la especie $\text{HY} \gg \text{HX}$.
- La basicidad de la especie $\text{Y}^- \gg \text{X}^-$.
- La especie X^- es mejor aceptora de un protón que Y^- .
- La reacción está poco desplazada hacia la derecha.
- La basicidad de la especie $\text{X}^- \gg \text{Y}^-$.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Valencia 2013)

a-d) Falso. Si la constante de equilibrio, $K_c \gg 1$, quiere decir que el equilibrio se encuentra desplazado hacia la derecha, es decir, que el ácido HX es más fuerte que el HY .

b) **Verdadero**. La relación entre la constante de un ácido y su base conjugada viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

Si $K_a(\text{HX}) > K_a(\text{HY})$, entonces se cumple que, $K_b(\text{Y}^-) > K_b(\text{X}^-)$, es decir, Y^- es más fuerte como base que X^- .

c) Falso. Si el ácido HX es más fuerte que el ácido HY, la base X^- es peor aceptora de protones que la base Y^- .

e) Falso. Según se ha demostrado en la propuesta b).

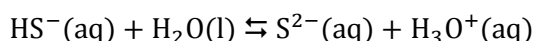
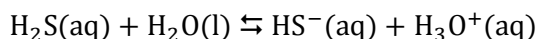
La respuesta correcta es la **b**.

1.46. ¿Qué ocurrirá si aumenta el pH de una disolución acuosa saturada de H_2S ?

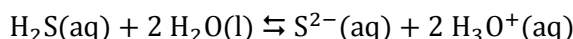
- a) Aumentará la $[\text{H}_2\text{S}]$.
- b) Aumentarán la $[\text{H}_2\text{S}]$ y $[\text{S}^{2-}]$.
- c) Disminuirá $[\text{H}_2\text{S}]$ y aumentará $[\text{S}^{2-}]$.
- d) Aumentará $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2007)

El H_2S es un ácido diprótico débil que se encuentra parcialmente disociado según las siguientes ecuaciones:



La ecuación global del proceso es:



La constante de equilibrio del proceso es:

$$K_a = \frac{[\text{S}^{2-}] [\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

Si el pH de la disolución aumenta, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ disminuye, y como se trata de una disolución saturada de H_2S el valor de $[\text{H}_2\text{S}]$ debe disminuir y el de $[\text{S}^{2-}]$ aumentar para así que se mantenga el valor de la constante K_a .

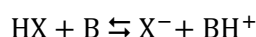
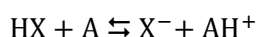
La respuesta correcta es la **c**.

1.47. A la misma temperatura un ácido HX tiene un pK de 4 en el disolvente A y un pK de 2 en el disolvente B. ¿Qué afirmación es cierta?

- a) El disolvente A es más básico que el B.
- b) El disolvente B es más básico que el A.
- c) Los dos disolventes son igualmente básicos.
- d) Es imposible ya que el pK de un ácido no depende del disolvente.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

Sea un ácido débil, HX, que se encuentra parcialmente disociado en disolventes A y B según las siguientes ecuaciones:



Las respectivas constantes de equilibrio son:

$$K_A = \frac{[\text{X}^-] [\text{AH}^+]}{[\text{HX}] [\text{A}]}$$

$$K_B = \frac{[\text{X}^-] [\text{BH}^+]}{[\text{HX}] [\text{B}]}$$

Aplicando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene:

$$\text{p}K_A = -\log \frac{[\text{X}^-] [\text{AH}^+]}{[\text{HX}] [\text{A}]} = 4$$

$$\text{p}K_B = -\log \frac{[\text{X}^-] [\text{BH}^+]}{[\text{HX}] [\text{B}]} = 2$$

Si $pK_B < pK_A$, entonces se cumple que, $K_B > K_A$, lo que indica que el equilibrio con el disolvente B se encuentra más desplazado hacia la derecha que el equilibrio con el disolvente A, es decir, el **disolvente B es más básico que el disolvente A**.

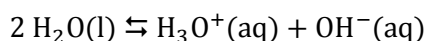
La respuesta correcta es la **b**.

1.48. Cuando se añade 10^{-3} mol de un ácido fuerte a un litro de agua a $25\text{ }^\circ\text{C}$, cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:

- a) La constante de ionización del agua aumenta.
- b) Aumenta el grado de ionización del agua.
- c) Disminuye el porcentaje de ionización del agua.
- d) El porcentaje de ionización del agua no se modifica si no cambia la temperatura.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2008)

El equilibrio de ionización del agua es:



El producto iónico del agua a $25\text{ }^\circ\text{C}$, K_w , es:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

donde se cumple que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = x$

Sustituyendo en la expresión de K_w se obtiene:

$$K_w = (10^{-3} + x) \cdot x \quad \text{donde} \quad (10^{-3} + x) \approx 10^{-3}$$

Como se observa, el valor de x se hace menor, por lo tanto, el **grado de ionización del agua disminuye**.

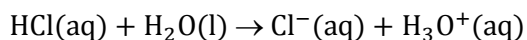
La respuesta correcta es la **c**.

1.49. ¿Cuántos litros de agua destilada deben añadirse a 1 L de disolución acuosa de HCl con $\text{pH} = 1$ para obtener una disolución con $\text{pH} = 2$?

- a) 0,1 L
- b) 0,9 L
- c) 2 L
- d) 9 L
- e) 100 L

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Galicia 2017)

El HCl es un ácido fuerte que se encuentra completamente disociado en iones:



De acuerdo con el concepto de pH , para disoluciones con $\text{pH} = 1$ y 2 , respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} \text{ M} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M}$$

Considerando volúmenes aditivos y llamando V al número de litros de agua a añadir, y según el concepto de molaridad:

$$10^{-2} \text{ M} = \frac{10^{-1} \text{ mol}}{(1 + V) \text{ L}} \quad \rightarrow \quad V = 9 \text{ L}$$

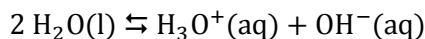
La respuesta correcta es la **d**.

1.50. Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa respecto del agua:

- Es una sustancia anfótera.
- En algunas sales produce hidrólisis.
- Su producto iónico es igual a 10^{-14} a cualquier temperatura.
- Su pH es 7.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

El equilibrio de ionización del agua es:



El producto iónico del agua a 25 °C, K_w , es:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

un valor constante que solo depende de la temperatura. Si cambia la temperatura cambia el valor de dicha constante.

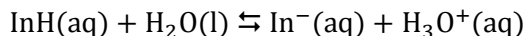
La respuesta correcta es la c.

1.51. Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:

- No todos los indicadores viran cuando el pH es igual 7.
- Las disoluciones de NaCH_3COO tienen carácter ácido debido a la hidrólisis.
- La constante de hidrólisis depende de la temperatura.
- La disolución que contiene amoníaco presenta $\text{pH} > 7$.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

a) Verdadero. De acuerdo con la teoría de Ostwald para indicadores, la zona de viraje de un indicador depende del valor de su $\text{p}K$. Así para un indicador que sea un ácido débil:



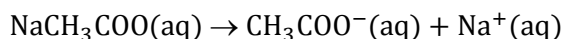
La constante de fuerza es:

$$K_a = \frac{[\text{In}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HIn}]} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]}$$

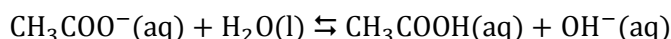
Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

b) **Falso**. El acetato de sodio, NaCH_3COO , es una sustancia que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

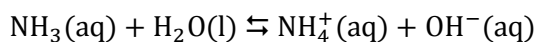


Como se observa, se producen iones OH^- y la disolución es básica.

c) Verdadero. La constante de hidrólisis o constante de acidez o basicidad se calcula mediante la expresión:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} \quad \text{donde las constantes } K_a \text{ y } K_w \text{ dependen de la temperatura.}$$

d) Verdadero. El amoníaco, NH_3 , es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- por lo que la disolución es básica y tiene $\text{pH} > 7$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.52. Si el pH de una disolución es 1,7 indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta:

- a) Se trata de un ácido débil.
- b) Es un caso de hidrólisis de sal de ácido fuerte y base débil.
- c) La concentración de iones oxidanio en la disolución es $2 \cdot 10^{-2}$ M.
- d) El pOH vale 11,3.

(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

a) Falso. El pH de una disolución no indica si se trata de un ácido fuerte o débil.

b) Falso. La hidrólisis de una sal procedente de ácido fuerte y base débil tiene un $\text{pH} < 7$ pero no tan bajo como 1,7 ya que el catión que se hidroliza es un ácido débil y no produce una concentración de protones tan alta como para alcanzar ese valor.

c) **Verdadero**. Si $\text{pH} = 1,7$; de acuerdo con el concepto de pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,7} \text{ M} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

d) Falso. La relación entre pH y pOH de una disolución viene dada por la expresión:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \longrightarrow \quad \text{pOH} = 14 - 1,7 = 12,3$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.53. Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:

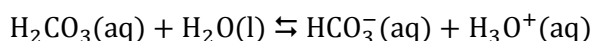
- a) En las disoluciones ácidas el $\text{pH} < 7$.
- b) En las disoluciones básicas el $\text{pOH} < 7$.
- c) Los ácidos orgánicos son ácidos débiles.
- d) Los ácidos polipróticos débiles ceden a la vez todos los protones.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

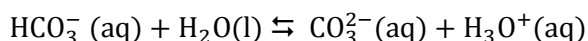
a-b) Verdadero. Las disoluciones ácidas tienen $\text{pH} < 7$ y las básicas, $\text{pOH} < 7$.

c) Verdadero. Los ácidos orgánicos contienen en su estructura el grupo carboxilo, $-\text{COOH}$, unido a una cadena carbonada y la fuerza del ácido depende de la atracción de los electrones del grupo hidroxilo, $\text{O}-\text{H}$, por el resto de la cadena. Teniendo en cuenta que los elementos carbono e hidrógeno son poco electronegativos, no favorecen la mayor polarización de dicho enlace con la consiguiente liberación del ion H_3O^+ , por lo tanto, los ácidos orgánicos son débiles.

d) **Falso**. Los ácidos polipróticos débiles, como por ejemplo el H_2CO_3 , liberan los protones por etapas de acuerdo con los siguientes equilibrios y constantes de acidez:



$$K_{a_1} = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$



$$K_{a_2} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

donde se cumple que $K_{a_1} \gg K_{a_2}$.

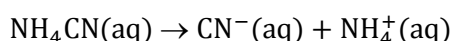
La respuesta falsa es la **d**.

1.54. Si la K_a del ácido cianhídrico es $6,2 \cdot 10^{-10}$ y la K_b del amoníaco es $1,8 \cdot 10^{-5}$, el pH de la disolución acuosa del cianuro de amonio será:

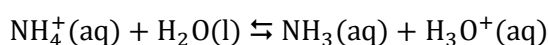
- a) pH = 7
- b) pH > 7
- c) pH < 7
- d) pH = 0

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Asturias 2007)

La sal NH_4CN , en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



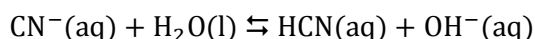
▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

▪ El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del ion cianuro es:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-10}} = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

Se producen iones H_3O^+ y OH^- procedentes de la hidrólisis de los dos iones de la sal.

Como se observa, $K_b (\text{CN}^-) > K_a (\text{NH}_4^+)$, lo que quiere decir que el cianuro es más fuerte como base (produce más OH^-) que el amonio como ácido (produce menos H_3O^+), por lo tanto, **la disolución resultante es básica y el pH > 7**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.55. El símbolo K_b de la especie HS^- corresponde a la constante de equilibrio de la reacción:

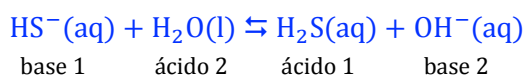
- a) $\text{HS}^- + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$
- c) $\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
- d) $\text{HS}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S}$

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La reacción del HS^- como base es:



cuya constante de equilibrio es:

$$K_b = \frac{[\text{H}_2\text{S}][\text{OH}^-]}{[\text{HS}^-]}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.56. Una disolución tiene $\text{pH} = 10,82$. La concentración de OH^- de dicha disolución es:

- a) $1,5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
- b) $1,5 \cdot 10^{-11} \text{ M}$
- c) $6,6 \cdot 10^{-10} \text{ M}$
- d) $6,6 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2010)

La relación entre el pH y el pOH de una disolución viene dada por la expresión:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14,0 \quad \longrightarrow \quad \text{pOH} = 14,0 - 10,82 = 3,18$$

De acuerdo con el concepto de pOH :

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,18} \text{ M} = 6,6 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

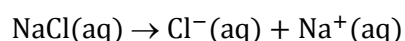
(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2010 el $\text{pH} = 10,7$).

1.57. ¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas presenta carácter ácido?

- a) NaCl
- b) NH_4OH
- c) NH_4Cl
- d) KNO_3

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Asturias 2009)

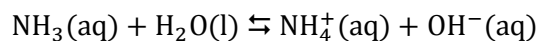
a) Falso. El cloruro de sodio, NaCl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen carácter ni ácido ni básico y no se hidrolizan.

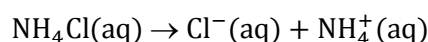
El pH de la disolución es 7, ya que lo proporciona el H_2O y la disolución es neutra.

b) Falso. El hidróxido de amonio, NH_4OH , es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizada según la ecuación:



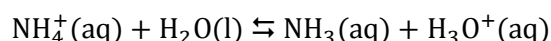
Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el $\text{pH} > 7$ y la disolución es básica.

c) **Verdadero**. El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



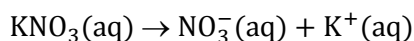
▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que el $\text{pH} < 7$ y la disolución es ácida.

d) El nitrato de potasio, KNO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones K^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7, ya que lo proporciona el H_2O y la disolución es neutra.

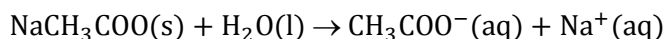
La respuesta correcta es la **c**.

1.58. Cuando se disuelve acetato de sodio en agua:

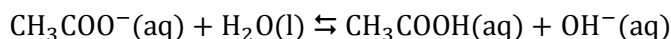
- Se producen iones hidróxido.
- Se producen iones hidrógeno.
- Se produce ácido acético e hidróxido de sodio.
- Se hidratan simplemente los iones acetato y sodio.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

El acetato de sodio, NaCH_3COO , es una sustancia que cuando se disuelve en agua se ioniza según la ecuación:



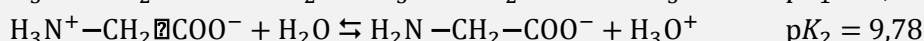
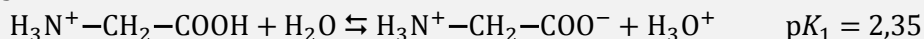
- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, **se producen iones OH^-** y la disolución es básica.

La respuesta correcta es la **a**.

1.59. El aminoácido glicina ($\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$) en disolución acuosa se disocia según las siguientes reacciones:



¿Cuál es el pH isoeléctrico de la disolución, es decir, cuando el número de moléculas de glicina cargadas positivamente se iguala al de moléculas de glicina cargadas negativamente?

- 1,17
- 4,89
- 9,78
- 7,01
- 6,06

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La expresión de la constante de equilibrio de la primera reacción es:

$$K_1 = \frac{[\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COOH}]}$$

de donde se obtiene que:

$$[\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COOH}] = \frac{[\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{K_1}$$

La expresión de la constante de equilibrio de la segunda reacción es:

$$K_2 = \frac{[\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COO}^-]}$$

de donde se obtiene que:

$$[\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{COO}^-] = \frac{[\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COO}^-]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \cdot K_2$$

Como en el punto isoelectrico se cumple que:

$$[\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COO}^-]$$

se obtiene:

$$\frac{[\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{K_1} = \frac{[\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COO}^-]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \cdot K_2$$

Simplificando queda:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_1 \cdot K_2}$$

Aplicando logaritmos y multiplicando por -1 , se obtiene que el pH del punto isoelectrico es:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_1 + \text{p}K_2) = \frac{1}{2} (2,35 + 9,78) = 6,06$$

La respuesta correcta es la e.

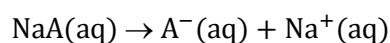
1.60. Un jabón comercial está formado principalmente por palmitato de sodio. ¿Cuál será el pH de una disolución 0,10 M de este jabón?

- a) 10
- b) 3
- c) 7
- d) 9
- e) 11

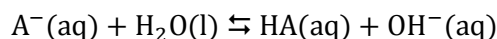
(Dato. K_a ácido palmítico = $1,0 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

El palmitato de sodio es una sal procedente de ácido débil y base fuerte, NaA, que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion A^- es la base conjugada del ácido débil HA y se hidroliza según la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del ion palmitato es:

$$K_b = \frac{[\text{HA}] [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \quad \text{siendo} \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,0 \cdot 10^{-5}} = 1,0 \cdot 10^{-9}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{HA}] = [\text{OH}^-] \quad [\text{A}^-] = c - [\text{OH}^-]$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^-] \approx c$$

con lo que la expresión de la constante queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ es:

$$1,0 \cdot 10^{-9} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,10} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,0 \cdot 10^{-5}) = 5,0 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - 5,0 = 9,0$$

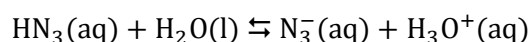
La respuesta correcta es la **d**.

1.61. Una disolución compuesta inicialmente de ácido hidrazoico, HN_3 , 0,50 M y de NaN_3 0,25 M cuando se alcanza el equilibrio tiene un pH de 4,78. ¿Cuál es la K_b del N_3^- ?

- a) $1,7 \cdot 10^{-5}$
- b) $1,7 \cdot 10^{-11}$
- c) $1,2 \cdot 10^{-9}$
- d) $1,2 \cdot 10^{-7}$
- e) $8,5 \cdot 10^{-6}$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química correspondiente al equilibrio de una disolución reguladora formada por una mezcla de HN_3 y NaN_3 es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{N}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HN}_3]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{N}_3^-]}{[\text{HN}_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{N}_3^-]}{[\text{HN}_3]}$$

El valor del $\text{p}K_a$ del ácido es:

$$4,78 = \text{p}K_a + \log \left(\frac{0,25}{0,50} \right) \quad \rightarrow \quad \text{p}K_a = 5,08$$

El valor de la constante de acidez del HN_3 es:

$$K_a = 10^{-\text{p}K_a} = 10^{-5,08}$$

La relación entre la constante de fuerza de un ácido y su base conjugada viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

El valor de la K_b del N_3^- es:

$$K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{10^{-5,08}} = 1,2 \cdot 10^{-9}$$

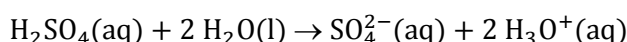
La respuesta correcta es la c.

1.62. El pH de una disolución $1,0 \cdot 10^{-4}$ molar de ácido sulfúrico es igual a:

- a) 7,4
- b) 4,0
- c) 3,7
- d) 10,3

(O.Q.L. Madrid 2004)

El ácido sulfúrico, H_2SO_4 , es un ácido diprótico fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:



Como la constante K_2 correspondiente a la segunda ionización también es muy grande, sin cometer gran error se puede hacer la aproximación de que el ácido es fuerte también en esta ionización. Por lo tanto, considerando 1 L de disolución $1,0 \cdot 10^{-4}$ M:

$$1 \text{ L } H_2SO_4 \ 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \frac{1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ L } H_2SO_4 \ 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mol } H_3O^+}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol } H_3O^+$$

El pH de esta disolución es:

$$pH = -\log(2,0 \cdot 10^{-4}) = 3,7$$

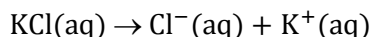
La respuesta correcta es la c.

1.63. De las sustancias que se citan a continuación, señale aquella que al disolverse en agua produce una modificación del pH:

- a) KCl
- b) KNO_3
- c) K_2SO_4
- d) Na_2CO_3

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2006)

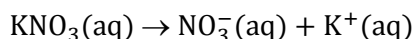
a) Falso. El cloruro de potasio, KCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones K^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

El pH de la disolución no sufre ninguna modificación, ya que lo proporciona el H_2O y es 7.

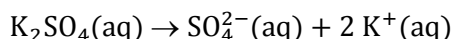
b) Falso. El nitrato de potasio, KNO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones K^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

El pH de la disolución no sufre ninguna modificación, ya que lo proporciona el H_2O y es 7.

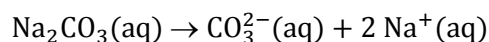
c) Falso. El sulfato de potasio, K_2SO_4 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



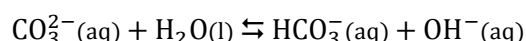
- El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- Se puede aproximar sin cometer gran error, que el ion SO_4^{2-} es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

El pH de la disolución no sufre ninguna modificación, ya que lo proporciona el H_2O y es 7.

d) **Verdadero.** El carbonato de sodio, Na_2CO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CO_3^{2-} es la base conjugada del ácido débil HCO_3^- que se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- por lo **se modifica el pH, que se hace menor que 7** y la disolución resultante es básica.

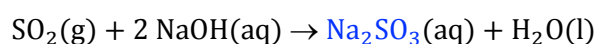
La respuesta correcta es la **d**.

1.64. Al hacer burbujear SO_2 a través de una disolución de hidróxido de sodio en exceso, se formará:

- Na_2SO_3
- Na_2SO_4
- $NaHSO_4$
- $NaHSO_3$
- H_2SO_3

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.N. Sevilla 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre SO_2 y $NaOH$ es:



Se trata de una reacción ácido-base, en la que SO_2 es el ácido y $NaOH$ la base.

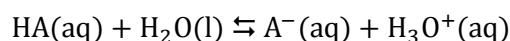
La respuesta correcta es la **a**.

1.65. Una disolución de un ácido débil monoprótico y de una de sus sales tendrá la máxima eficacia reguladora de pH cuando:

- El pH sea 7.
- La concentración del ácido y de la sal sean iguales y elevadas.
- La concentración del ácido sea elevada.
- El pH sea alcalino.

(O.Q.L. Madrid 2004)

La ecuación química correspondiente al equilibrio de una disolución reguladora formada por una mezcla de un ácido débil monoprótico, HA , y una de sus sales que contenga su base conjugada, A^- es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = [H_3O^+] \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

La máxima eficacia reguladora de una disolución tampón se consigue si es capaz de neutralizar pequeñas cantidades de ácido o base sin que se produzca una variación apreciable de pH, y esto ocurre si:

$$[\text{HA}] = [\text{A}^-] \quad \rightarrow \quad \text{pH} \approx \text{p}K_a$$

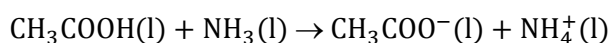
La respuesta correcta es la **b**.

1.66. El ácido acético en amoníaco líquido como disolvente:

- Es un ácido más débil que el agua.
- Estará más ionizado que en disolución acuosa.
- Es igualmente débil, porque el $\text{p}K$ de un ácido no depende de la naturaleza del disolvente.
- Actúa como base.

(O.Q.L. Asturias 2004)

Como el amoníaco es una base más fuerte que el agua, la reacción entre el amoníaco y el ácido acético viene dado por la reacción que muestra la siguiente ecuación:



Como no se trata de un equilibrio, la reacción se encuentra completamente desplazada hacia la derecha y, por lo tanto, **el ácido acético estará más ionizado** que en disolución acuosa.

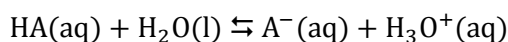
La respuesta correcta es la **b**.

1.67. Se dispone de una disolución acuosa de un ácido HA. Si se quiere saber si se trata de un ácido fuerte o débil, bastaría conocer:

- Su pH y su concentración.
- Solo su pH.
- Solo su concentración.
- Su punto de congelación y la constante crioscópica del agua.

(O.Q.L. Asturias 2004)

El ácido HA se encuentra disociado en iones según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{HA}] \approx c$$

De la expresión de la constante de acidez y del concepto de pH se obtiene:

$$\left. \begin{array}{l} K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \end{array} \right\} \rightarrow K_a = \frac{10^{-2 \text{pH}}}{c}$$

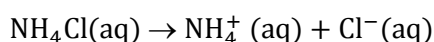
Como se deduce de la ecuación obtenida, para calcular el valor de K_a , es decir, la fuerza del ácido, **es necesario conocer el pH y la concentración de la disolución**. Si $K_a \gg 1$ se trata un ácido fuerte, en caso contrario, el ácido es débil.

La respuesta correcta es la **a**.

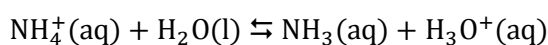
- 1.68. Si se quiere impedir la hidrólisis que sufre el NH_4Cl , ¿cuál de los siguientes métodos será más eficaz?
- Añadir NaOH a la disolución.
 - Diluir la disolución.
 - Añadir NaCl a la disolución.
 - Añadir NH_3 a la disolución.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

El NH_4Cl en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que tiene no carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

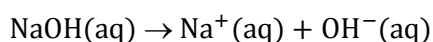


Si se desea que no se produzca la hidrólisis del ion NH_4^+ es preciso que el equilibrio se encuentre desplazado hacia la izquierda.

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

“cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada”.

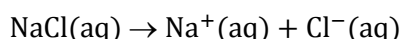
- a) Falso. El NaOH en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones OH^- reaccionan con los iones H_3O^+ producidos en la hidrólisis del NH_4^+ , por lo tanto, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, la adición de NaOH a la disolución, favorece la hidrólisis del NH_4^+ .

- b) Falso. La adición de H_2O , de acuerdo con el principio de Le Châtelier, desplaza el equilibrio hacia la derecha y favorece la hidrólisis del NH_4^+ .

- c) Falso. El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



El NaCl no presenta ningún ion común con el equilibrio correspondiente a la hidrólisis del NH_4^+ , por lo tanto, no le afecta.

- d) **Verdadero**. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, **si se añade NH_3** a la disolución, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consume el NH_3 añadido, es decir, **hacia la formación de NH_4^+ impidiendo su hidrólisis**.

La respuesta correcta es la **d**.

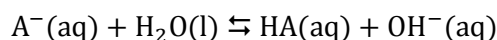
1.69. Tres disoluciones de igual concentración conteniendo tres sales sódicas de fórmula general NaX , NaY , NaZ presentan valores de pH 7, 8 y 9, respectivamente. Diga cuál o cuáles de los aniones X^- , Y^- o Z^- da lugar a una reacción ácido-base (hidrólisis) frente al agua.

- X^- , Z^-
- X^- , Y^-
- Y^- , Z^-
- Ninguno

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Se trata de tres sales procedentes de una base fuerte, NaOH, y ácidos de diferente fuerza. En ellas el catión Na^+ no se hidroliza.

De los aniones, sufrirán hidrólisis los que procedan de ácidos débiles que lo hacen de acuerdo con la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del anión se calcula mediante la relación:

$$\left. \begin{array}{l} K_b = \frac{[\text{HA}] [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \\ K_b = \frac{K_w}{K_a} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{HA}] [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{OH}^-] = [\text{HA}] \quad \text{y} \quad [\text{A}^-] = c - x \approx c$$

La expresión obtenida queda como:

$$\frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

Teniendo en cuenta que:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Sustituyendo en la expresión anterior se obtiene que:

$$K_a = c \frac{10^{-2 \text{ pH}}}{K_w}$$

expresión que permite obtener el valor de K_a en función de c y el pH de la disolución:

Suponiendo para todas las sales disoluciones 1 M, los valores de las constantes de los ácidos son:

$$\text{▪ Sal NaX (pH = 7)} \rightarrow K_a = 1 \cdot \frac{10^{-(2 \cdot 7)}}{10^{-14}} = 1$$

El ácido HX es un ácido fuerte, por lo tanto, el anión X^- no se hidroliza.

$$\text{▪ Sal NaY (pH = 8)} \rightarrow K_a = 1 \cdot \frac{10^{-(2 \cdot 8)}}{10^{-14}} = 10^{-2}$$

El ácido HY es un ácido débil, por lo tanto, **el anión Y^- se hidroliza.**

$$\text{▪ Sal NaZ (pH = 9)} \rightarrow K_a = 1 \cdot \frac{10^{-(2 \cdot 9)}}{10^{-14}} = 10^{-4}$$

El ácido HZ es un ácido débil, por lo tanto, **el anión Z^- se hidroliza.**

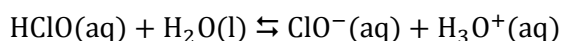
La respuesta correcta es la **c**.

1.70. El ácido hipocloroso, HClO, tiene una constante de ionización de $3,2 \cdot 10^{-8}$. ¿Cuál es el porcentaje de ionización en disoluciones 1,0 M y 0,10 M, respectivamente?

- a) 0,018 % y 0,056 %.
- b) 0,032 % y 0,0032 %.
- c) 0,56 % y 0,18 %.
- d) 0,56 % en ambas.
- e) 0,32 % en ambas.

(O.Q.N. Luarca 2005)

El HClO es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con el equilibrio:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]}$$

Las concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial c y del grado de ionización α son:

$$[\text{ClO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha \quad [\text{HClO}] = c - x \approx c$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c} = c\alpha^2$$

de donde se obtiene que el grado de ionización se puede calcular mediante la expresión:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

Sustituyendo se obtiene que el valor de α para cada disolución es:

$$c = 1,0 \text{ M} \quad \rightarrow \quad \alpha = \sqrt{\frac{3,2 \cdot 10^{-8}}{1,0}} \cdot 100 = 0,018 \%$$

$$c = 0,10 \text{ M} \quad \rightarrow \quad \alpha = \sqrt{\frac{3,2 \cdot 10^{-8}}{0,10}} \cdot 100 = 0,057 \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

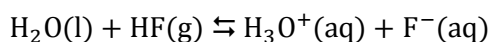
1.71. ¿En cuál de los siguientes casos el agua actúa como una base de Lewis pero no como una base según la definición de Brønsted-Lowry?

- a) $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{HF}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$
- b) $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{HCN}(\text{aq})$
- c) $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{H}_2\text{O})^{2+}(\text{aq})$
- d) $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq})$
- e) $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) [\text{electrólisis}] \rightarrow 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

(O.Q.N. Luarca 2005)

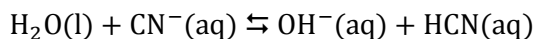
- Según Brønsted-Lowry (1923), base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.
- Según Lewis (1916), base es una especie química que posee pares de electrones solitarios que puede compartir con un ácido.

a) Falso. En la reacción que muestra la ecuación:



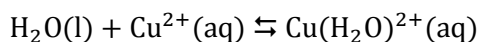
el H_2O capta un protón procedente del HF por lo que se comporta como base de Brönsted, y, además, comparte un par de electrones solitarios con el H^+ , por lo que se comporta como base de Lewis.

b) Falso. En la reacción que muestra la ecuación:



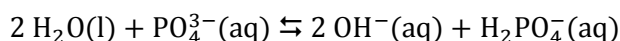
el H_2O cede un protón al CN^- por lo que se comporta como ácido de Brönsted, pero no comparte un par de electrones solitarios, por lo que no se comporta como base de Lewis.

c) **Verdadero**. En la reacción que muestra la ecuación:



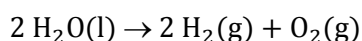
el H_2O comparte un par de electrones solitarios con el Cu^{2+} y se comporta como base de Lewis, sin embargo, no capta protones, por lo que no actúa como base de Brönsted.

d) Falso. En la reacción que muestra la ecuación:



el H_2O cede un protón al ion fosfato por lo que se comporta como ácido de Brönsted, pero no comparte un par de electrones solitarios, por lo que no se comporta como base de Lewis.

e) Falso. La reacción que muestra la ecuación:



es de oxidación-reducción, no de ácido-base.

La respuesta correcta es la **c**.

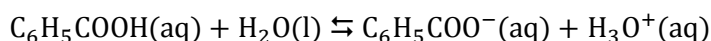
1.72. Se preparan 500 mL de disolución reguladora disolviendo 2,16 g de benzoato de sodio, $\text{NaC}_6\text{H}_5\text{COO}$, en el volumen suficiente de ácido benzoico 0,033 M. El pH es:

- a) 4,16
- b) 4,37
- c) 4,64
- d) 5,77
- e) 6,30

(Dato. K_a ácido benzoico = $6,3 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.N. Luarca 2005)

La ecuación química correspondiente al equilibrio de una disolución reguladora formada por una mezcla de $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ y $\text{NaC}_6\text{H}_5\text{COO}$ es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

Suponiendo que al añadir el sólido a la disolución no se produce variación apreciable de volumen, la concentración de la disolución de benzoato de sodio es:

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = \frac{2,16 \text{ g NaC}_6\text{H}_5\text{COO}}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaC}_6\text{H}_5\text{COO}}{144,0 \text{ g NaC}_6\text{H}_5\text{COO}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,0300 \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(6,3 \cdot 10^{-5}) + \log\left(\frac{0,0300}{0,033}\right) = 4,16$$

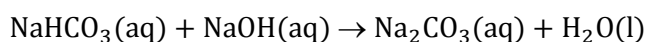
La respuesta correcta es la **a**.

1.73. En la valoración de $\text{NaHCO}_3(\text{aq})$ con $\text{NaOH}(\text{aq})$, indique si la disolución en el punto de equivalencia es ácida, básica o neutra y porqué.

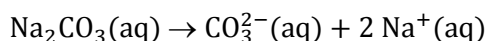
- Básica por el exceso de OH^- .
- Ácida por la hidrólisis del ion HCO_3^- .
- Ácida por la hidrólisis del Na^+ .
- Neutra porque se forma una sal de ácido fuerte y base fuerte.
- Básica por la hidrólisis del CO_3^{2-} .

(O.Q.N. Luarca 2005)

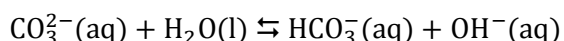
El NaHCO_3 es un anfótero, sustancia que puede comportarse como ácido o como base dependiendo del medio en el que se encuentre. En este caso, frente al NaOH (base fuerte) se comporta como ácido y la ecuación química correspondiente a la reacción es:



El carbonato de sodio formado es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CO_3^{2-} es la base conjugada del ácido débil HCO_3^- y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, **se producen iones OH^-** por lo que el $\text{pH} > 7$ y **la disolución es básica**.

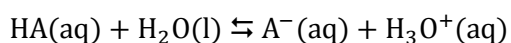
La respuesta correcta es la **e**.

1.74. Un ácido débil monoprótico está ionizado un 1 % a 25 °C. ¿Cuál de los siguientes datos sería necesario conocer además para calcular la constante de ionización del ácido?

- La conductividad equivalente a dilución infinita.
- La masa molar del ácido.
- El pH de la disolución.
- El producto iónico del agua.

(O.Q.L. Asturias 2005)

Un ácido monoprótico débil, HA, se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Expresando las concentraciones en función de la concentración inicial c y del grado de ionización α , en el equilibrio se cumple que:

$$[A^-] = [H_3O^+] = c\alpha \quad \text{y} \quad [HA] = c(1 - \alpha) \approx c$$

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c} = c\alpha^2$$

Como se observa, el valor de la constante **depende del grado de disociación y de la concentración inicial**, y esta se puede calcular a partir de la conductividad equivalente a dilución infinita.

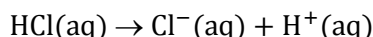
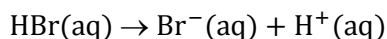
La respuesta correcta es la **a**.

1.75. Se mezclan 100 mL de una disolución de HBr 0,20 M con 250 mL de HCl 0,10 M. Si se supone que los volúmenes son aditivos, ¿cuáles serán las concentraciones de los iones en disolución?

- a) $[H^+] = [Cl^-] = [Br^-]$
- b) $[H^+] > [Cl^-] > [Br^-]$
- c) $[H^+] > [Br^-] > [Cl^-]$
- d) $[H^+] > [Cl^-] = [Br^-]$

(O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. La Rioja 2012)

Los ácidos HCl y HBr son fuertes que se encuentran completamente disociados en iones de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



Las cantidades de cada ion presente en la disolución son:

▪ Para el HBr:

$$100 \text{ mL HBr } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol HBr}}{1 \text{ mL HBr } 0,20 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}^+}{1 \text{ mmol HBr}} = 20 \text{ mmol H}^+$$

$$100 \text{ mL HBr } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol HBr}}{1 \text{ mL HBr } 0,20 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Br}^-}{1 \text{ mmol HBr}} = 20 \text{ mmol Br}^-$$

▪ Para el HCl:

$$250 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}^+}{1 \text{ mmol HCl}} = 25 \text{ mmol H}^+$$

$$250 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol HCl}} = 25 \text{ mmol Cl}^-$$

Considerando los volúmenes aditivos, las concentraciones de todos los iones en la disolución son, respectivamente:

$$[Br^-] = \frac{20 \text{ mmol Br}^-}{(100 + 250) \text{ mL}} = 0,057 \text{ M}$$

$$[Cl^-] = \frac{25 \text{ mmol Cl}^-}{(100 + 250) \text{ mL}} = 0,071 \text{ M}$$

$$[H^+] = \frac{(20 + 25) \text{ mmol}}{(100 + 250) \text{ mL}} = 0,13 \text{ M}$$

Como se observa:



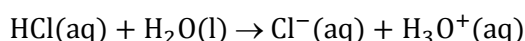
La respuesta correcta es la **b**.

1.76. Un vaso de precipitados contiene 10 mL de HCl 0,10 M. ¿Qué volumen de agua debe añadirse para obtener una disolución con pH = 2,0?

- a) 10 mL
- b) 100 mL
- c) 1 mL
- d) 90 mL

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Asturias 2007)

El HCl es un ácido fuerte que se encuentra completamente disociado en iones:



La cantidad de H_3O^+ contenido en la disolución original son:

$$10 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mmol HCl}} = 1,0 \text{ mmol H}_3\text{O}^+$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución con pH = 2,0 es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Considerando volúmenes aditivos y llamando V al número de mL de agua a añadir:

$$1,0 \cdot 10^{-2} \text{ M} = \frac{1,0 \text{ mmol H}_3\text{O}^+}{(10 + V) \text{ mL}} \rightarrow V = 90 \text{ mL}$$

La respuesta correcta es la **d**.

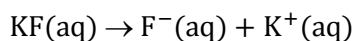
(Cuestión similar a la propuesta en Tarazona 2003 y Asturias 2004).

1.77. ¿Cuál de las siguientes sales produce una disolución básica al disolverse en agua?

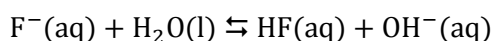
- a) KF
- b) K_2SO_4
- c) NH_4NO_3
- d) KCl

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

a) **Verdadero**. El fluoruro de potasio, **KF**, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

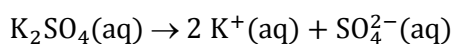


- El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa se producen iones OH^- por lo que **la disolución resultante es básica**.

b) Falso. El sulfato de potasio, K_2SO_4 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

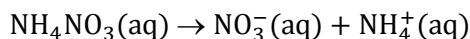


- El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.

- Se puede aproximar sin cometer gran error, que el ion SO_4^{2-} es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

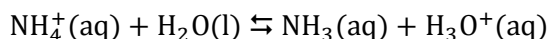
El pH de la disolución es 7 y lo proporciona el H_2O .

- c) Falso. El nitrato de amonio, NH_4NO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



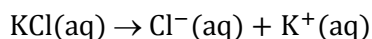
- El ion NO_3^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



La disolución resultante es ácida debido a la presencia de los iones H_3O^+ .

- d) Falso. El cloruro de potasio, KCl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones K^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 y lo proporciona el H_2O .

La respuesta correcta es la **a**.

1.78. ¿Cuál debe ser la concentración de una disolución acuosa de HNO_3 para que la $[\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ M}$?

- a) 10^{-9} M
- b) 10^{-5} M
- c) 10^{-1} M
- d) 10^{-3} M

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

En toda disolución acuosa se cumple que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-9}}{10^{-14}} = 10^{-5} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

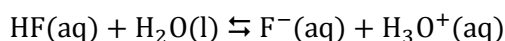
1.79. ¿Cuál será el pH de una disolución acuosa de HF si se disocia un 10 %?

- a) $\text{pH} = 1$
- b) $\text{pH} = 10$
- c) $\text{pH} = 2$
- d) $\text{pH} = 7$

(Dato. $K_a = 7,2 \cdot 10^{-4}$)

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

El HF es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con el equilibrio:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]}$$

Las concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial c y del grado de ionización α son:

$$[\text{F}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha \quad \text{y} \quad [\text{HF}] = c - c\alpha \approx c$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c} = c\alpha^2$$

El valor de c que se obtiene es:

$$c = \frac{K_a}{\alpha^2} = \frac{7,2 \cdot 10^{-4}}{0,10^2} = 0,072 \text{ M}$$

Los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y del pH de la disolución son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = 0,10 \cdot 0,072 \text{ M} = 7,2 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log(7,2 \cdot 10^{-3}) = 2,1$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.80. Indique cuál de los siguientes pares iónicos representa un ácido y su base conjugada.

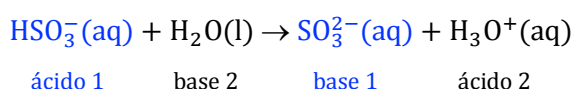
- $\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+$
- $\text{SO}_3^{2-} / \text{OH}^-$
- $\text{HSO}_3^- / \text{SO}_3^{2-}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{H}_3\text{O}^+$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

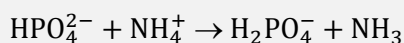
- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

El par $\text{HSO}_3^- / \text{SO}_3^{2-}$ es el único que cumple la condición propuesta:



La respuesta correcta es la **c**.

1.81. En la siguiente reacción:



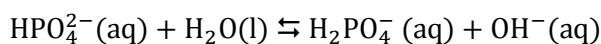
- El ion HPO_4^{2-} actúa como ácido de Brønsted-Lowry.
- El ion NH_4^+ actúa como ácido de Lewis.
- El ion HPO_4^{2-} actúa como ácido de Lewis.
- El ion NH_4^+ actúa como ácido de Brønsted-Lowry.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

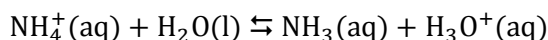
- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

El comportamiento del ion HPO_4^{2-} es:



- HPO_4^{2-} capta un protón del H_2O y se comporta como base de Brønsted.

El comportamiento del ion NH_4^{+} es:



- NH_4^{+} cede un protón al H_2O y se comporta como ácido de Brønsted.

En este caso, la teoría de Lewis no explica el comportamiento de ninguno de los iones propuestos como ácido o base.

La respuesta correcta es la **d**.

1.82. En la valoración de una disolución de ácido nitroso 0,20 M con hidróxido de sodio 0,20 M, el pH del punto de equivalencia es:

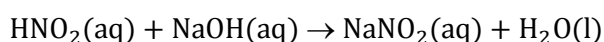
- a) 5,83
- b) 7,00
- c) 8,17
- d) 9,00

(Dato. $K_a \text{HNO}_2 = 4,6 \cdot 10^{-4}$)

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. La Rioja 2013)

El pH del punto de equivalencia en una reacción de neutralización depende de las sustancias existentes al final de la misma.

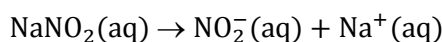
La ecuación química correspondiente a la reacción entre HNO_2 y NaOH es:



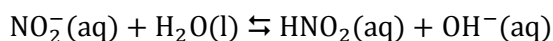
Al ser la estequiometría de la reacción entre HNO_2 y NaOH 1:1 y presentar las disoluciones de ambas sustancias la misma concentración, los volúmenes gastados en el punto de equivalencia serán iguales, por lo que, considerando volúmenes aditivos, la concentración de la disolución de NaNO_2 resultante es:

$$\frac{V \text{ L NaOH } 0,2 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH } 0,20 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_2}{1 \text{ mol NaOH}}}{2V \text{ L disolución}} = 0,10 \text{ M}$$

El NaNO_2 es una sal procedente de ácido débil y base fuerte. En disolución acuosa el NaNO_2 se encuentra disociado como:



- El ion Na^{+} es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion NO_2^{-} es la base conjugada del ácido débil HNO_2 y se hidroliza de acuerdo con la siguiente ecuación:



El valor de su constante de basicidad (hidrólisis) es:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,6 \cdot 10^{-4}} = 2,2 \cdot 10^{-11}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{OH}^{-}] = [\text{HNO}_2] = x \quad \text{y} \quad [\text{NO}_2^{-}] = c - x$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^-] \approx c$$

con lo que la expresión de la constante queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ es:

$$2,2 \cdot 10^{-11} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,10} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 1,5 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,5 \cdot 10^{-6}) = 5,8 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 5,8 = 8,2$$

La respuesta correcta es la c.

(En La Rioja 2013 las propuestas no son valores numéricos del pH).

1.83. El ácido acético es un ácido débil, mientras que el HCl es fuerte. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- El pH de una disolución de HCl 0,1 M es 1.
- Una disolución que contiene 0,1 mol de ácido acético y 0,1 mol de acetato de sodio puede ser una disolución tampón.
- El pH de una disolución 0,1 M de HCl es menor que el de una disolución 0,1 M de ácido acético.
- El pH de una disolución formada mezclando cantidades equimoleculares de hidróxido de sodio y de ácido clorhídrico será mayor que el de una disolución similar formada por hidróxido de sodio y ácido acético.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

a) Verdadero. El HCl es un ácido fuerte que se encuentra completamente dissociado en iones, de forma que una disolución 0,1 M de dicho ácido proporciona una $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ M}$. Por lo tanto, el pH de dicha disolución es 1.

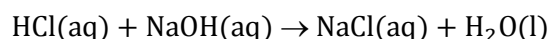
b) Verdadero. Una disolución tampón está formada por un ácido (o base) débil y una sal que contenga su base (o ácido) conjugado. Este es el caso de la mezcla propuesta:



Además, para que sea un buen tampón, es preciso que las concentraciones del ácido y la base conjugada sean similares.

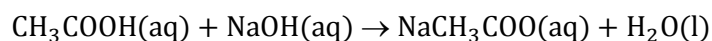
c) Verdadero. El CH_3COOH es un ácido débil que se encuentra parcialmente dissociado en iones, de forma que una disolución 0,1 M de dicho ácido proporciona una $[\text{H}_3\text{O}^+]$ menor que la que proporcionaría una disolución de HCl de la misma concentración. Por lo tanto, el pH de dicha disolución es mayor que 1.

d) **Falso**. La ecuación química correspondiente a la [reacción entre HCl y NaOH](#) es:

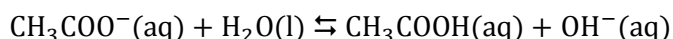


La sustancia formada, NaCl, es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte por lo que los iones que la forman no se hidrolizan y [para la disolución resultante el pH = 7](#), ya que lo proporciona el agua y la disolución es neutra.

La ecuación química correspondiente a la [reacción entre \$\text{CH}_3\text{COOH}\$ y NaOH](#) es:



La sustancia formada, NaCH_3COO , es una sal procedente de ácido débil y base fuerte por lo que uno de los iones que la forman, CH_3COO^- , sí se hidroliza:



y la **disolución resultante** contiene iones OH^- , por lo que $\text{pH} > 7$, y la disolución es básica.

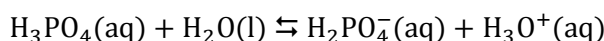
La respuesta correcta es la **d**.

1.84. Calcule el pH de una disolución de H_3PO_4 0,020 M, sabiendo que $K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ y $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$:

- a) 3,50
- b) 2,35
- c) 2,04
- d) 0,96
- e) 4,50

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

Se trata de un ácido poliprótico en el que $K_1 \gg K_2$, por lo que se puede aproximar, sin cometer gran error, que prácticamente todos los protones se liberan en la primera ionización. La ecuación química correspondiente a la misma:



La tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	H_3PO_4	H_2PO_4^-	H_3O^+
c_{inicial}	0,020	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,020 - x$	x	x

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_1 = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante de acidez se obtiene:

$$7,5 \cdot 10^{-3} = \frac{x^2}{0,020 - x} \quad \rightarrow \quad x = 9,1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(9,1 \cdot 10^{-3}) = 2,0$$

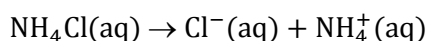
La respuesta correcta es la **c**.

1.85. ¿Cómo sería el pH aproximado de una disolución 0,01 M en NH_4Cl ?

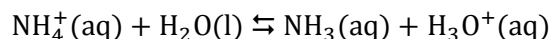
- a) Neutro
- b) Ligeramente básico
- c) Muy básico
- d) Ligeramente ácido

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, en la hidrólisis se producen iones H_3O^+ por lo que **la disolución resultante será ácida**.

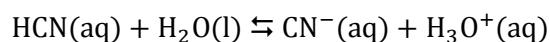
La respuesta correcta es la **d**.

1.86. En disolución acuosa el ácido cianhídrico, HCN, es un ácido débil con $K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$. En una disolución acuosa de HCN 1,0 M se tiene que:

- La concentración de la base conjugada es mayor que la del ácido sin disociar.
- La concentración de la base conjugada es menor que la del ácido sin disociar.
- La disolución tiene carácter básico.
- El pH tiene un valor de 7.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

El ácido cianhídrico, HCN, se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{CN}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad \text{y} \quad [\text{HCN}] = 1,0 - x$$

Sustituyendo en la expresión de la constante de acidez se obtiene:

$$4,9 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{1,0 - x} \quad \rightarrow \quad x = 2,2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

De estos valores se deduce que:

$$\left. \begin{array}{l} [\text{HCN}] \approx 1,0 \text{ M} \\ [\text{CN}^-] = 2,21 \cdot 10^{-5} \text{ M} \end{array} \right\} \rightarrow [\text{HCN}] \gg [\text{CN}^-]$$

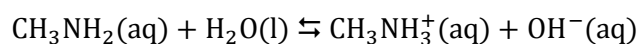
La respuesta correcta es la **b**.

1.87. La metilamina, CH_3NH_2 , es una base débil con una constante de equilibrio de ionización básica igual a $4,4 \cdot 10^{-4}$. En una disolución 10^{-2} M de metilamina se tiene que:

- La concentración de iones OH^- es menor que la concentraciones de H^+ .
- La concentración de iones OH^- es mayor que la concentraciones de H^+ .
- El pH de la disolución es menor de siete.
- El pH de la disolución es mayor de siete.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

La metilamina es una base débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad K_b es:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] = x \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{NH}_2] = c - x$$

El valor de $[\text{OH}^-]$ es:

$$4,4 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{10^{-2} - x} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = x = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pOH de la disolución es:

$$\text{pOH} = -\log(1,9 \cdot 10^{-3}) = 2,7$$

Para cualquier disolución acuosa se cumple que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Aplicado a este caso:

$$[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pH} > 7$$

Las respuestas correctas son **b** y **d**.

1.88. Para que una molécula o ion actúe como ácido de Lewis se tiene que cumplir que:

- Pueda ceder pares de electrones.
- Pueda ceder grupos OH^- .
- Tenga orbitales vacíos de baja energía.
- Pueda aceptar protones.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

Según la teoría de Lewis (1916), **ácido** es una especie química con huecos electrónicos capaz de aceptar un par electrones de una base. Tener huecos electrónicos equivale a **tener orbitales atómicos vacíos** en los que poder albergar el par de electrones de la base.

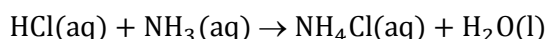
La respuesta correcta es la **c**.

1.89. La reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de amonio en medio acuoso, en el punto de equivalencia es:

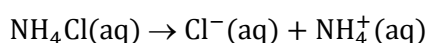
- Una reacción redox con cambio de pH.
- Una reacción de neutralización y la disolución resultante es neutra.
- Una reacción de neutralización y la disolución resultante es básica.
- Una reacción de neutralización y la disolución resultante tiene un $\text{pH} < 7$.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

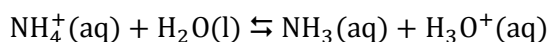
La ecuación química ajustada correspondiente a **la reacción de neutralización entre HCl y NH_3** :



Como la reacción es mol a mol **en el punto de equivalencia** solo hay NH_4Cl . Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, en la hidrólisis se producen iones H_3O^+ por lo que **la disolución resultante será ácida y el $\text{pH} < 7$** .

La respuesta correcta es la **d**.

1.90. Indique la respuesta correcta:

- a) Los ácidos de Lewis también lo son de Brönsted.
- b) Los ácidos de Lewis son también ácidos de Arrhenius.
- c) Las bases de Brönsted son también bases de Arrhenius.
- d) Las bases de Lewis también lo son de Brönsted.

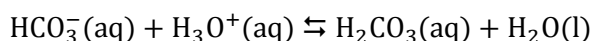
(O.Q.L. Castilla y León 2005)

Las teorías ácido-base de los diferentes científicos los definen como:

Científico	Ácido	Base
Arrhenius (1884)	Sustancia que en disolución acuosa es capaz de ceder iones H^+	Sustancia que en disolución acuosa es capaz de ceder iones OH^-
Brönsted (1923)	Especie química que es capaz de ceder iones H^+	Especie química que es capaz de captar iones H^+
Lewis (1916)	Especie química con orbitales atómicos vacíos que es capaz de aceptar un par de electrones para compartir	Especie química con pares de electrones solitarios que es capaz de cederlos para compartir

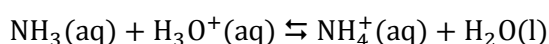
a-b) Falso. Un catión metálico es un ácido de Lewis pero no es ácido de Brönsted o de Arrhenius.

c) Falso. El ion hidrogenocarbonato, HCO_3^- , sí que es base de Brönsted ya que puede captar un H^+ :

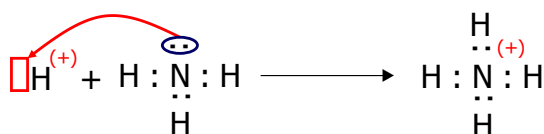


sin embargo, no es base de Arrhenius ya que no puede ceder un OH^- .

d) **Verdadero**. El amoníaco, NH_3 , sí que **es base de Brönsted** ya que puede captar un H^+ :



y además, es base de Lewis ya que posee un par de electrones solitario que puede ceder para compartir:



La respuesta correcta es la **d**.

1.91. Se puede obtener HCl mediante la siguiente reacción:

- a) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}$
- b) Electrólisis de una disolución acuosa de NaCl .
- c) $\text{NaCl} + \text{HNO}_3$
- d) $\text{NaCl} + \text{H}_3\text{PO}_4$
- e) $\text{NaCl} + \text{HF}$

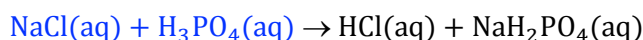
(O.Q.N. Vigo 2006)

a-e) Falso. Para que se produzca HCl a partir de NaCl debe tener lugar una reacción ácido-base en la que es preciso que el ácido que reaccione con el Cl^- (base conjugada) del HCl sea lo suficientemente fuerte. Los ácidos H_2S y HF son demasiado débiles para producir esta reacción de desplazamiento.

b) Falso. La electrólisis de NaCl(aq) produciría el desprendimiento de H_2 y Cl_2 .

c) Falso. El HNO_3 no es apropiado ya que al ser oxidante produciría la oxidación del Cl^- a Cl_2 .

d) **Verdadero**. El H_3PO_4 tiene la fuerza suficiente para producir la reacción de desplazamiento. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambas sustancias es:



La respuesta correcta es la **d**.

1.92. Una disolución con $\text{pH} = 4$ es 100 veces menos ácida que una disolución con pH igual a:

- a) 1
- b) 2
- c) 5
- d) 6
- e) 7

(O.Q.N. Vigo 2006)

De acuerdo con el concepto de pH , una disolución con $\text{pH} = 4$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4} \text{ M}$$

Una disolución 100 veces más ácida que la anterior tiene una $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 100 \cdot 10^{-4} \text{ M} = 10^{-2} \text{ M}$$

El pH de esta disolución es:

$$\text{pH} = -\log(10^{-2}) = 2$$

La respuesta correcta es la **b**.

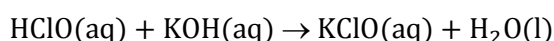
1.93. Cuando se valora HOCl ($K_a = 3,0 \cdot 10^{-8}$) con KOH , ¿cuál será el mejor indicador?

- a) Timolftaleína, $\text{p}K_a = 9,9$.
- b) Azul de bromotimol, $\text{p}K_a = 7,10$.
- c) Verde de bromocresol, $\text{p}K_a = 4,66$.
- d) Rojo de clorofenol, $\text{p}K_a = 6$.
- e) Azul de bromofenol, $\text{p}K_a = 3,85$.

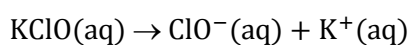
(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Asturias 2008)

El pH del punto final de una valoración viene dado por las sustancias presentes en ese instante en la disolución.

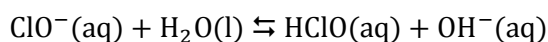
La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HClO y KOH es:



El hipoclorito de potasio, KClO , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion ClO^- es la base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, **se producen iones OH^{-}** por lo que el pH de la disolución resultante es bastante mayor que 7. **El indicador timolftaleína ($\text{p}K_a = 9,9$) será apropiado** para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH básico.

Los indicadores azul de bromofenol, verde de bromocresol y rojo de clorofenol tienen un $\text{p}K_a < 7$ lo que hace que sean apropiados para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH ácido.

El indicador azul de bromotimol tampoco es apropiado ya que tiene un $\text{p}K_a$ casi neutro por lo que sería apropiado para la reacción entre un ácido fuerte y una base fuerte en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH neutro.

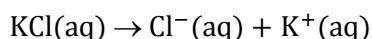
La respuesta correcta es la **a**.

1.94. ¿Cuál de las siguientes sales producirá una disolución básica cuando se disuelve en agua?

- a) KCl
- b) NaF
- c) KNO_3
- d) NH_4NO_3
- e) KClO_3

(O.Q.N. Vigo 2006)

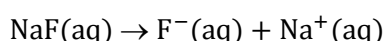
a) Falso. El cloruro de potasio, KCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



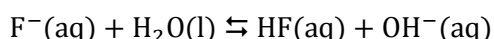
Los iones K^{+} y Cl^{-} son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

El pH es 7 ya que lo proporciona el H_2O y la disolución es neutra.

b) **Verdadero**. El fluoruro de sodio, NaF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

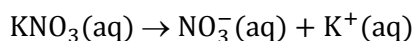


- El ion Na^{+} es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion F^{-} es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^{-} por lo que el $\text{pH} > 7$ y **la disolución es básica**.

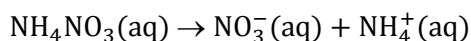
c) Falso. El nitrato de potasio, KNO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones K^{+} y NO_3^{-} son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

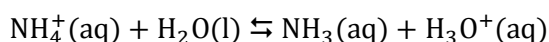
El pH es 7 ya que lo proporciona el H_2O y la disolución es neutra.

d) Falso. El nitrato de amonio, NH_4NO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



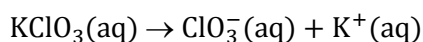
- El ion NO_3^{-} es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que el $\text{pH} < 7$ y la disolución es ácida.

e) Falso. El clorato de potasio, KClO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones K^+ y ClO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

El pH es 7 ya que lo proporciona el H_2O y la disolución es neutra.

La respuesta correcta es la **b**.

1.95. ¿Cuál de las siguientes bases es más fuerte?

- a) Amoníaco ($\text{p}K_b = 4,75$)
- b) Metilamina ($\text{p}K_b = 3,44$)
- c) Urea ($\text{p}K_b = 13,90$)
- d) Piridina ($\text{p}K_b = 8,75$)

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. Galicia 2012)

El $\text{p}K_b$ de una base se define como:

$$\text{p}K_b = -\log K_b$$

Una base será tanto más fuerte cuanto mayor sea el valor de K_b o menor sea el valor de $\text{p}K_b$.

Las bases propuestas ordenadas de más fuerte a más débil:

Metilamina (3,44) > Amoníaco (4,75) > Piridina (8,75) > Urea (13,90)

La respuesta correcta es la **b**.

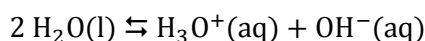
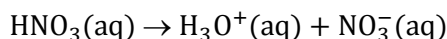
1.96. ¿Cuál es el pH de una disolución de HNO_3 10^{-8} M?

- a) 6
- b) 2
- c) 8
- d) 6,98

(Dato. $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$)

(O.Q.L. Madrid 2006)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las ionizaciones existentes son:



Las constantes de equilibrio de ambas reacciones son, respectivamente:

$$K_a = \infty$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

El balance de materia correspondiente al HNO_3 es:

$$[\text{HNO}_3] = [\text{NO}_3^-] = c$$

El balance de cargas (condición de electroneutralidad) en la disolución es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{NO}_3^-]$$

De ambos balances se obtiene que:

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - c$$

Sustituyendo el valor de $[\text{OH}^-]$ en la expresión de K_w :

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] ([\text{H}_3\text{O}^+] - c)$$

$$1,0 \cdot 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot ([\text{H}_3\text{O}^+] - 10^{-8})$$

Los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y del pH de la disolución son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,05 \cdot 10^{-7} \text{ M} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log (1,05 \cdot 10^{-7}) = 6,98$$

La respuesta correcta es la **d**.

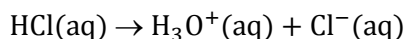
(En la cuestión propuesta en Navacerrada 1996 se cambia el ácido por el HCl).

1.97. Se dispone de dos disoluciones: 20 cm³ de HCl 0,30 M y 40 cm³ de NaOH 0,10 M. El pH de ambas disoluciones es:

- a) 2,2 y 13
- b) 0,52 y 13
- c) 1,2 y 14
- d) 0,22 y 14

(O.Q.L. Madrid 2006)

▪ El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente disociado en iones de acuerdo con la ecuación:



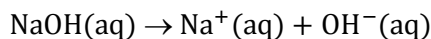
De acuerdo con el balance de materia y la condición de electroneutralidad:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = 0,30 \text{ M}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log (0,30) = 0,52$$

▪ El NaOH es una base fuerte que se encuentra totalmente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:



De acuerdo con el balance de materia y la condición de electroneutralidad:

$$[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = 0,10 \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log (0,10) = 1,0 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,0 = 13$$

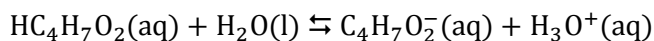
La respuesta correcta es la **b**.

1.98. En una disolución acuosa $1,0 \cdot 10^{-3}$ M de ácido butírico, $\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2$, ($\text{p}K_a = 4,82$) se cumple que:

- a) $[\text{H}^+] = [\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2^-]$ y $[\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2] > [\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2^-]$
 b) $\text{pH} = 3$
 c) $[\text{H}^+] = [\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2^-] = 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$
 d) $[\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2] = [\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2^-]$

(O.Q.L. Asturias 2006)

El ácido butírico es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad \text{y} \quad [\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2] = c - x$$

El valor de K_a para un ácido cuyo $\text{p}K_a = 4,82$ es:

$$K_a = 10^{-\text{p}K_a} = 10^{-4,82} = 1,51 \cdot 10^{-5}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a :

$$1,51 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{1,0 \cdot 10^{-3} - x} \quad \rightarrow \quad x = 9,94 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

La concentración de ácido sin disociar en el equilibrio es:

$$[\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2] = 10^{-3} - 9,94 \cdot 10^{-6} = 9,90 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

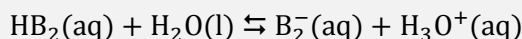
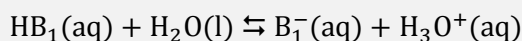
de donde se deduce que $[\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2] > [\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2^-]$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(9,94 \cdot 10^{-6}) = 5,00$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.99. Dados los equilibrios:



Si para una misma concentración de HB_1 y HB_2 , la $[\text{B}_2^-]$ es mayor que $[\text{B}_1^-]$, se puede decir que:

- a) El ácido HB_2 es más fuerte que el HB_1 .
 b) $K_1 = K_2$
 c) El ácido HB_2 es más débil que el HB_1 .
 d) $K_1 > K_2$

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Para un ácido débil la expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{B}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HB}]}$$

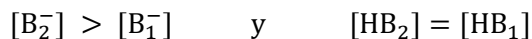
Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{B}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad \text{y} \quad [\text{HB}] = c - x \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de K_a :

$$K_a = \frac{x^2}{c}$$

Si se cumple que:



Entonces, $K_2 > K_1$, lo que significa que el **ácido HB_2 es más fuerte el ácido HB_1** .

La respuesta correcta es la **a**.

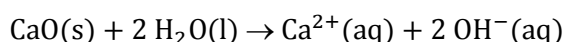
1.100. ¿Cuál de las siguientes sustancias al disolverse en agua forma un ácido?

- a) NaCl
- b) CaO
- c) SO_3
- d) NH_3

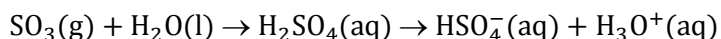
(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) Falso. NaCl es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que no sufre hidrólisis, por lo tanto, sus disoluciones acuosas serán neutras ya que los únicos iones H_3O^+ existentes en el medio los suministra el H_2O .

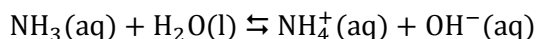
b) Falso. CaO es un óxido básico de un metal alcalinotérreo que al reaccionar con agua produce iones OH^- :



c) **Verdadero**. SO_3 es un óxido de un no metal que presenta propiedades **ácidas** ya que al reaccionar con agua produce iones H_3O^+ :



d) Falso. NH_3 es un compuesto con propiedades básicas ya que al reaccionar con agua produce iones OH^- :



La respuesta correcta es la **c**.

1.101. ¿Cuál de las siguientes propiedades es característica de las disoluciones acuosas de ácidos?

- a) Las disoluciones parecen jabonosas al tacto.
- b) Tiñen de rojo la disolución de tornasol.
- c) Tiñen de rosa la disolución de fenolftaleína.
- d) Tiñen de azul la disolución de tornasol.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) Falso. La propiedad de parecer jabonosa al tacto es típica de las bases.

b) **Verdadero**. Las disoluciones acuosas de ácidos se vuelven de **color rojo al añadirles tornasol**.

c) Falso. Las disoluciones acuosas de ácidos se quedan incoloras al añadirles fenolftaleína.

d) Falso. Según se ha indicado en el apartado b.

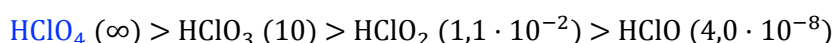
La respuesta correcta es la **b**.

1.102. Entre los siguientes ácidos indique cuál es el más fuerte:

- a) HClO
- b) HClO₂
- c) HClO₃
- d) HClO₄

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Madrid 2016)

En los oxoácidos del cloro el átomo de hidrógeno se encuentra unido a un átomo de oxígeno formando un enlace O—H muy polar. Conforme aumenta el número de átomos de oxígeno de la molécula más fácil resulta deslocalizar por la estructura la carga negativa que resulta al romperse el enlace citado y liberarse el ion H⁺, es decir, más fuerte es el oxoácido, ya que, cuanto más deslocalizada está la carga, el anión formado es más estable en disolución acuosa y, por ello, es más débil como base de Brønsted. Por lo tanto, los ácidos propuestos ordenados por acidez decreciente son:



Los valores que aparecen entre paréntesis son las constantes de acidez, K_a .

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Madrid 2016 se pregunta el más débil).

1.103. Si la K_a de un ácido es 10^{-6} . ¿Qué afirmación será cierta?

- a) La K_b de su base conjugada es de 10^{-8} .
- b) El pH de una solución 1 M de este ácido será 8.
- c) La K_b de su base conjugada es 10^{-6} .
- d) El pH de una solución 1 M de este ácido será 3.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) **Verdadero**. La constante de acidez (K_a) de un ácido y la constante de basicidad (K_b) de su base conjugada están relacionadas mediante la expresión $K_w = K_a \cdot K_b$, por lo tanto:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{10^{-6}} = 10^{-8}$$

b-d) Falso. Para saber el pH de la disolución es necesario, además, conocer su concentración.

c) Falso. Según se ha determinado en el apartado a.

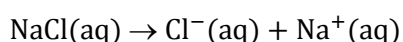
La respuesta correcta es la **a**.

1.104. ¿De las siguientes disoluciones de concentración 0,10 M, cuál es la de menor pH?

- a) NaCl
- b) NaF
- c) NaNO₃
- d) NH₄NO₃

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

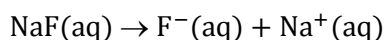
a) Falso. El cloruro de sodio, NaCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



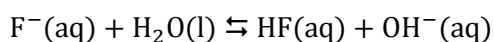
Los iones Na⁺ y Cl⁻ son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H₂O.

b) Falso. El fluoruro de sodio, NaF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

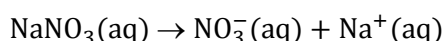


- El ion Na^{\oplus} es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion F^{\ominus} es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^{\ominus} por lo que el $\text{pH} > 7$.

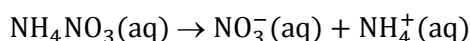
c) Falso. El nitrato de potasio, NaNO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



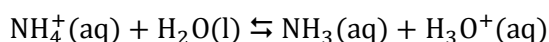
Los iones Na^{\oplus} y NO_3^{\ominus} son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O .

d) **Verdadero**. El nitrato de amonio, NH_4NO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion NO_3^{\ominus} es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^{\oplus} es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones $\text{H}_3\text{O}^{\oplus}$ por lo que el $\text{pH} < 7$.

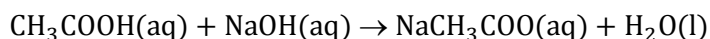
La respuesta correcta es la **d**.

1.105. ¿Cuál de estas disoluciones tendrá $\text{pH} > 8$?

- a) 20 mL de NaOH 0,2 M + 50 mL de CH_3COOH 0,1 M.
- b) 25 mL de NaOH 0,2 M + 50 mL de CH_3COOH 0,1 M.
- c) 25 mL de CH_3COOH 0,1 M + 20 mL de NaOH 0,1 M.
- d) 25 mL de CH_3COOH 0,1 M + 15 mL de NaOH 0,1 M.
- e) 25 mL de CH_3COOH 0,1 M.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y NaOH es:



El pH de la disolución lo proporcionan las sustancias presentes al final de la reacción.

a) Falso. La cantidad de cada especie es:

$$50 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M}} = 5 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}$$

$$20 \text{ mL } \text{NaOH } 0,2 \text{ M} \cdot \frac{0,2 \text{ mmol } \text{NaOH}}{1 \text{ mL } \text{NaOH } 0,2 \text{ M}} = 4 \text{ mmol } \text{NaOH}$$

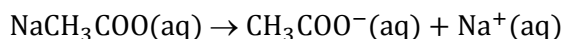
Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 4 mmol de NaOH, esta sustancia es el limitante y consume 4 mmol de CH_3COOH . Al final de la reacción queda 1 mmol de CH_3COOH sin reaccionar y 4 mmol de NaCH_3COO formado. Dicha mezcla constituye una disolución reguladora ácida y la disolución tiene un $\text{pH} < 7$.

b) **Verdadero**. La cantidad de cada especie es:

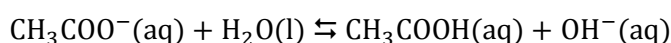
$$50 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M}} = 5 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

$$25 \text{ mL NaOH } 0,2 \text{ M} \cdot \frac{0,2 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,2 \text{ M}} = 5 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 5 mmol de NaCH₃COO formado. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion Na⁺ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CH₃COO⁻ es la base conjugada del ácido débil CH₃COOH y se hidroliza según la ecuación:



Se trata de una sal que presenta hidrólisis básica y **la disolución resultante tiene un pH > 8**.

c) Falso. La cantidad de cada especie es:

$$25 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

$$20 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}} = 2 \text{ mmol NaOH}$$

Como existe más ácido que base este caso es el mismo que el propuesto en el apartado a).

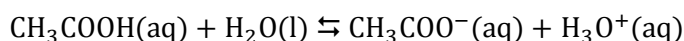
d) Falso. La cantidad de cada especie es:

$$25 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

$$15 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}} = 1,5 \text{ mmol NaOH}$$

Como existe más ácido que base este caso es el mismo que el propuesto en el apartado a).

e) Falso. Se trata de una disolución diluida de un ácido débil, CH₃COOH, que se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



Como se observa, la disolución contiene H₃O⁺ y la disolución tiene un pH < 7.

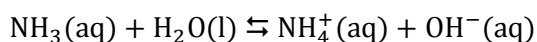
La respuesta correcta es la **b**.

1.106. Calcule el pH de una disolución reguladora 0,10 M en NH₃ y (pK_b = 4,74) 1,5 M en NH₄Cl después de añadir 0,10 mol L⁻¹ de KOH.

- a) 8,08
- b) 8,25
- c) 5,92
- d) 8,41
- e) 5,59

(O.Q.N. Córdoba 2007)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por NH_3 y NH_4Cl es:



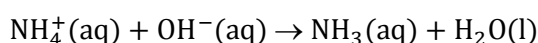
La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = [\text{OH}^-] \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - \text{p}K_b - \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

La adición de KOH (base) hace que se lleve a cabo la siguiente reacción:



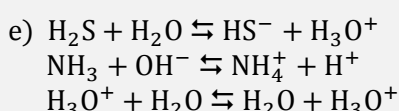
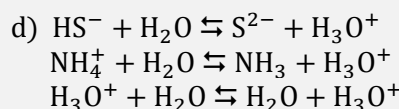
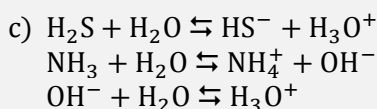
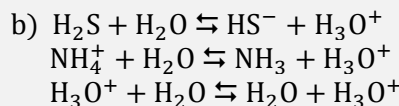
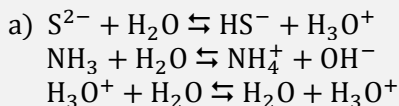
Como la reacción es mol a mol, si se añaden $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ de KOH se consumen $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ de NH_4^+ (ácido) y se forman $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ de NH_3 (base).

El pH de la disolución después de la adición es:

$$\text{pH} = 14 - 4,74 - \log \frac{(1,5 - 0,10)}{(0,10 + 0,10)} = 8,41$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.107. Los ácidos conjugados y sus respectivas reacciones ácido-base de HS^- , NH_3 y H_2O son:

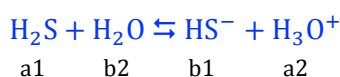


(O.Q.N. Córdoba 2007)

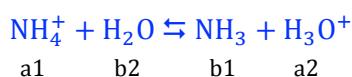
De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

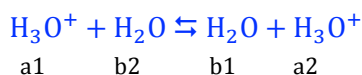
La reacción del HS^- como base es:



La reacción del NH_3 como base es:



La reacción del H_2O como base es:



La respuesta correcta es la **b**.

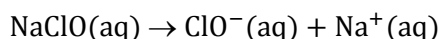
1.108. Al añadir unas gotas de un indicador ácido-base a una solución acuosa desconocida se observa color verde. El indicador tiene un intervalo de viraje de 3,8 a 5,4; a pH < 3,8 es amarillo a pH > 5,4 es azul, y entre ambos pH es verde. ¿Cuál de las soluciones siguientes, todas ellas de la misma concentración, 0,5 M, puede ser la solución desconocida?

- Ácido nítrico
- Hipoclorito de sodio
- Hidróxido de potasio
- Cloruro de amonio
- Sulfato de sodio

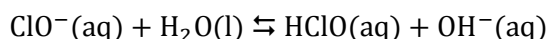
(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Asturias 2010)

a) Falso. El ácido nítrico, HNO₃, es un ácido fuerte que en disolución acuosa 0,5 M se encuentra totalmente disociado en iones por lo que la dicha disolución tiene un pH << 3,8 y al añadirle unas gotas de indicador este tomará color amarillo.

b) Falso. El hipoclorito de sodio, NaClO, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



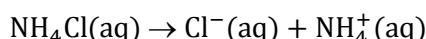
- El ion Na⁺ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion ClO⁻ es la base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza según la ecuación:



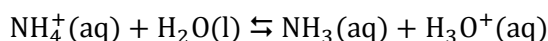
Como se observa, se producen iones OH⁻ por lo que el pH > 7 y al añadir a la disolución unas gotas de indicador este tomará color azul.

c) Falso. El hidróxido de potasio, KOH, es una base fuerte que en disolución acuosa 0,5 M se encuentra totalmente disociado en iones por lo que la dicha disolución tiene un pH >> 5,4 y al añadirle unas gotas de indicador este tomará color azul.

d) **Verdadero**. El cloruro de amonio, NH₄Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Cl⁻ es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH₄⁺ es el ácido conjugado de la base débil NH₃ y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H₃O⁺ por lo que el pH será ácido, comprendido entre 3,8 y 5,4, ya que se trata de un ácido débil y al añadir a la disolución unas gotas de indicador este tomará color verde.

e) Falso. El sulfato de potasio, Na₂SO₄, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na⁺ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- Sin cometer gran error, se puede afirmar que el ion SO₄²⁻ es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

El pH = 7, ya que lo proporciona el agua y al añadir a la disolución unas gotas de indicador este tomará color azul.

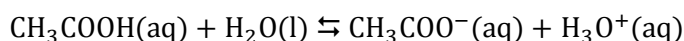
La respuesta correcta es la **d**.

1.109. Calcule los moles de acetato de sodio que hay que añadir a 1,0 L de una disolución 0,20 M de ácido acético ($pK_a = 4,74$) para hacer una disolución reguladora de pH = 5,0.

- a) 0,36
- b) 0,40
- c) 0,63
- d) 0,20
- e) 0,48

(O.Q.N. Córdoba 2007)

Una disolución reguladora formada por una mezcla de CH_3COOH y NaCH_3COO :



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Si la disolución tiene pH = 5, sustituyendo se obtiene:

$$5,0 = 4,74 + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{0,2} \rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,36 \text{ M}$$

La cantidad de NaCH_3COO que es preciso añadir a la disolución es:

$$1,0 \text{ L NaCH}_3\text{COO } 0,36 \text{ M} \cdot \frac{0,36 \text{ mol NaCH}_3\text{COO}}{1 \text{ L NaCH}_3\text{COO } 0,36 \text{ M}} = 0,36 \text{ mol NaCH}_3\text{COO}$$

La respuesta correcta es la **a**.

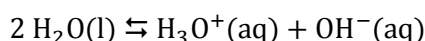
1.110. ¿Qué proposición de las siguientes es cierta?

- a) Un ácido y su base conjugada reaccionan para formar sal y agua.
- b) El H_2O como ácido es su propia base conjugada.
- c) La base conjugada de un ácido débil es una base fuerte.
- d) La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte.

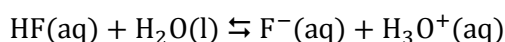
(O.Q.L. Castilla y León 2007)

a) Falso. No se produce ninguna reacción entre un ácido y su base conjugada.

b) Falso. La reacción del H_2O como ácido es:



c) Falso. En el equilibrio correspondiente a un ácido débil como el HF y su base conjugada F^- :



la relación existente entre ambas constantes es:

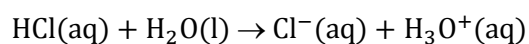
$$K_a(\text{HF}) \cdot K_b(\text{F}^-) = K_w$$

Considerando que la constante $K_a(\text{HF}) = 7,1 \cdot 10^{-4}$, el valor de la constante $K_b(\text{F}^-)$ es:

$$K_b(\text{F}^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{HF})} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{7,1 \cdot 10^{-4}} = 1,4 \cdot 10^{-11}$$

Como se deduce del valor de la constante, la base conjugada aún es más débil.

d) Falso. En la disociación de un ácido fuerte como el HCl y su base conjugada Cl^- :



la relación existente entre ambas constantes es:

$$K_a(\text{HCl}) \cdot K_b(\text{Cl}^-) = K_w$$

Considerando que la constante $K_a(\text{HCl}) = \infty$, el valor de la constante $K_b(\text{Cl}^-)$ es:

$$K_b(\text{Cl}^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{HCl})} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{\infty} = 0$$

Como se deduce del valor de la constante, la base conjugada es débil.

No existe ninguna respuesta correcta.

1.111. Una disolución acuosa de NaCl tendrá:

- a) Más protones que iones hidróxido.
- b) Más iones hidróxido que protones.
- c) No tendrá protones ni iones hidróxido.
- d) Tendrá la misma concentración de protones que de iones oxidrilo.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Una disolución acuosa de NaCl contiene iones Na^+ y Cl^- que no se hidrolizan por ser, respectivamente, el ácido y la base conjugada del NaOH (base fuerte) y HCl (ácido fuerte).

La disolución contiene, además, los iones H_3O^+ y OH^- cuyas concentraciones son idénticas por proceder del H_2O .

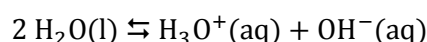
La respuesta correcta es la **d**.

1.112. A $50\text{ }^\circ\text{C}$ la K_w del agua pura es $5,50 \cdot 10^{-14}$. El pH del agua a dicha temperatura será:

- a) Ácido
- b) Básico
- c) Neutro
- d) El pH del agua pura es siempre 7.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

El equilibrio de disociación del agua es:



La constante de equilibrio $50\text{ }^\circ\text{C}$ viene dada por la expresión:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 5,50 \cdot 10^{-14}$$

Como para el agua se cumple siempre que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

la expresión del producto iónico del agua queda como:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = [\text{OH}^-]^2$$

El valor de las concentraciones iones iónicas es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{5,5 \cdot 10^{-14}} = 2,3 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

El pH y pOH del agua a la temperatura de 50 °C son idénticos, por tanto, es neutro.

$$\text{pH} = \text{pOH} = -\log(2,35 \cdot 10^{-7}) = 6,6$$

La respuesta correcta es la c.

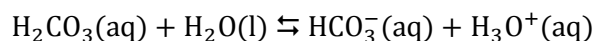
1.113. El efecto regulador del pH en la sangre se realiza mediante el sistema $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$. ¿Cuál es la razón $\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$ en la sangre sabiendo que su pH es 7,4?

- a) $5,2 \cdot 10^{-10}$
- b) $1,2 \cdot 10^{-3}$
- c) 0,091
- d) 11,0

(Datos. $K_{a_1}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,4 \cdot 10^{-7}$; $K_{a_2}(\text{HCO}_3^-) = 4,7 \cdot 10^{-11}$)

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Asturias 2016)

La ecuación química correspondiente al equilibrio del H_2CO_3 es:



La expresión de la constante K_{a_1} es:

$$K_{a_1} = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

Si para la sangre $\text{pH} = 7,4$ el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7,4} \text{ M}$$

El valor de la relación $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ es:

$$\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = \frac{K_{a_1}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{4,4 \cdot 10^{-7}}{10^{-7,4}} = 11$$

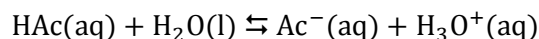
La respuesta correcta es la d.

1.114. Se prepara una disolución reguladora ácida que es 0,200 M en HAc y 0,100 M en NaAc. Su pH será más estable:

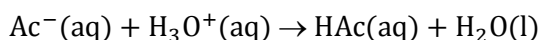
- a) Con la adición de un ácido.
- b) Con la adición de una base.
- c) Será igualmente estable con la adición de un ácido o de una base.
- d) La estabilidad de las disoluciones reguladoras es independiente de la concentración de los pares conjugados ácido-base.

(O.Q.L. Madrid 2007)

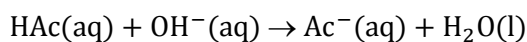
La ecuación química correspondiente al equilibrio del HAc es:



Si a la disolución reguladora se añade el ácido H_3O^+ , este reacciona con la base Ac^- de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación:



Si a la disolución reguladora que se añade base OH^- , esta reacciona con el ácido HAc de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación:



Como la concentración de ácido, $[\text{HAc}] = 0,200 \text{ M}$, es el doble que la de base, $[\text{Ac}^-] = 0,100 \text{ M}$, **la disolución reguladora es capaz de mantener más el pH frente a la adición de base.**

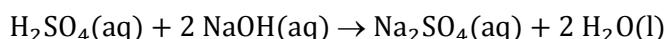
La respuesta correcta es la **b**.

1.115. Cuando se mezclan 50,0 mL de H_2SO_4 0,200 M con 35,0 mL de NaOH 0,800 M, el pH de la disolución resultante es:

- a) 13,0
- b) 10,8
- c) 11,0
- d) 9,22

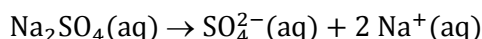
(O.Q.L. Madrid 2007)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NaOH es:



El pH de la disolución lo proporcionan las sustancias presentes al final de la reacción.

El sulfato de sodio formado, Na_2SO_4 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- Sin cometer gran error, se puede afirmar que el ion SO_4^{2-} es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

De acuerdo con lo expuesto, el Na_2SO_4 formado no influye en el pH de la disolución.

La cantidad de cada especie es:

$$\left. \begin{array}{l} 50,0 \text{ mL } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,200 M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,200 M}} = 10,0 \text{ mmol } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ 35,0 \text{ mL NaOH 0,800 M} \cdot \frac{0,800 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH 0,800 M}} = 28,0 \text{ mmol NaOH} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{28,0 \text{ mmol NaOH}}{10,0 \text{ mmol } \text{H}_2\text{SO}_4} = 2,80$$

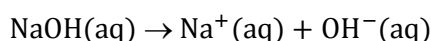
La relación molar es mayor que 2 lo que quiere decir que el H_2SO_4 es el reactivo limitante y que **sobra NaOH** que determina el pH de la disolución resultante:

$$10,0 \text{ mmol } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol } \text{H}_2\text{SO}_4} = 20,0 \text{ mmol NaOH}$$

La cantidad de reactivo sobrante es:

$$28,0 \text{ mmol NaOH (inicial)} - 20,0 \text{ mmol NaOH (gastado)} = 8,00 \text{ mmol NaOH (exceso)}$$

El NaOH es una base fuerte que se encuentra completamente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:



Considerando los volúmenes aditivos, la concentración final de la disolución de NaOH es:

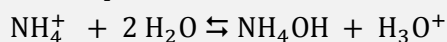
$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = \frac{8,00 \text{ mmol NaOH}}{(50,0 + 35,0) \text{ mL disolución}} = 0,0941 \text{ M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0,0941) = 1,03 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 1,03 = 13,0$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.116. En el proceso:



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- El NH_4^+ es un ion neutro.
- El NH_4^+ se comporta como ácido.
- El NH_4^+ se comporta como base.
- El H_3O^+ es una base.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La ecuación química propuesta corresponde a la reacción de **hidrólisis del ion NH_4^+** que explica el comportamiento de este como **ácido de Brönsted** ya que cede protones.

La respuesta correcta es la **b**.

1.117. La definición de base como sustancia capaz de aceptar protones se debe a:

- Arrhenius
- Lavoisier
- Lewis
- Brönsted

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Esta definición de base fue propuesta independientemente por **J.N. Brönsted** y **T.M. Lowry** en 1923.

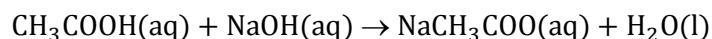
La respuesta correcta es la **d**.

1.118. Cuando a una determinada cantidad de disolución de ácido acético (etanoico), que contiene x moles de soluto se le añaden x moles de NaOH, se obtiene una disolución cuyo pH es:

- Depende del valor de x .
- > 7
- $= 7$
- < 7

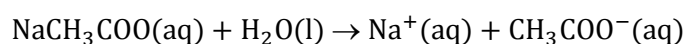
(O.Q.L. La Rioja 2007)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre ambas sustancias es:

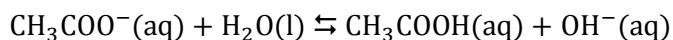


El pH de la disolución lo proporcionan las sustancias presentes al final de la reacción.

Como el número de moles de ambas especies reaccionantes es el mismo al final solo existe NaCH_3COO , una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por tanto, **la disolución resultante tiene $\text{pH} > 7$.**

La respuesta correcta es la **b**.

1.119. Se preparan las siguientes disoluciones:

- 1) Se mezclan 25 mL de NaOH 0,10 M con 50 mL de NH_3 0,10 M.
- 2) Se mezclan 25 mL de NaOH 0,10 M con 50 mL de acetato de sodio 0,10 M.
- 3) Se mezclan 25 mL de HCl 0,10 M con 50 mL de ácido acético 0,10 M.
- 4) Se mezclan 25 mL de HCl 0,10 M con 25 mL de NH_3 0,10 M.
- 5) Se mezclan 25 mL de HCl 0,10 M con 50 mL de acetato de sodio 0,10 M.

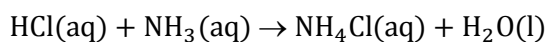
Indique en qué caso se obtiene una disolución tampón:

- a) En ningún caso.
- b) En la disolución 5.
- c) En las disoluciones 4 y 5.
- d) En las disoluciones 1 y 2.
- e) En la disolución 3.

(O.Q.N. Castellón 2008)

Una disolución reguladora está formada un ácido o base débil y una sal que contenga la base o el ácido conjugado de estos.

- 1) Una mezcla formada por NaOH (base fuerte) y NH_3 (base débil) no es una disolución tampón.
- 2) Una mezcla formada por NaOH (base fuerte) y NaCH_3COO (base débil) no es una disolución tampón.
- 3) Una mezcla formada por HCl (ácido fuerte) y CH_3COOH (ácido débil) no es una disolución tampón.
- 4) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_3 y HCl es:



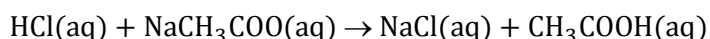
La cantidad de cada especie es:

$$25 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol HCl}$$

$$25 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,10 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol NH}_3$$

Como la reacción es mol a mol y existen cantidades iguales de ambos reactivos se trata de cantidades estequiométricas que se consumen totalmente y forman 2,5 mmol de NH_4Cl , por lo tanto, la mezcla formada por HCl (ácido fuerte) y NH_3 (base débil) no es una disolución tampón.

- 5) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaCH_3COO es:



La cantidad de cada especie es:

$$25 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol HCl}$$

$$50 \text{ mL NaCH}_3\text{COO } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}}{1 \text{ mL NaCH}_3\text{COO } 0,10 \text{ M}} = 5,0 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 2,5 mmol de HCl, esta sustancia es el limitante y consume 2,5 mmol de NaCH_3COO . Al final de la reacción quedan 2,5 mmol de NaCH_3COO sin reaccionar

y 2,5 mmol de CH_3COOH formado, por lo tanto, la mezcla formada por CH_3COOH (ácido débil) y NaCH_2COO (base débil) es una disolución tampón.

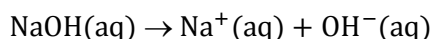
La respuesta correcta es la **b**.

1.120. ¿Cuál es el pH de una disolución de hidróxido de sodio $1,0 \cdot 10^{-8}$ M?

- a) 8,00
- b) 12,03
- c) 7,00
- d) 6,00
- e) 7,02

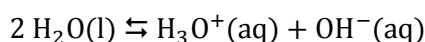
(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L Castilla y León 2005) (O.Q.L:Galicia 2012)

El NaOH es una base fuerte que se encuentra totalmente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:



Por tanto, $[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-8}$ M.

El H_2O es una sustancia que se comporta como ácido o base débil y se disocia parcialmente según la ecuación:



Este equilibrio se encuentra modificado por la presencia de los iones procedentes del NaOH.

El balance de materia correspondiente al NaOH es:

$$[\text{NaOH}]_0 = [\text{Na}^+] = c$$

El balance de cargas (condición de electroneutralidad) en la disolución es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-]$$

De ambos balances se obtiene que:

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + c$$

Sustituyendo el valor de $[\text{OH}^-]$ en la expresión de K_w :

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] ([\text{H}_3\text{O}^+] + c)$$

$$1,0 \cdot 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot ([\text{H}_3\text{O}^+] + 1,0 \cdot 10^{-8})$$

Los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y del pH de la disolución son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 9,51 \cdot 10^{-7} \text{ M} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log(9,51 \cdot 10^{-7}) = 7,02$$

La respuesta correcta es la **e**.

(En Castilla y León 2005 se pregunta el pH aproximado y se dan valores enteros del pH).

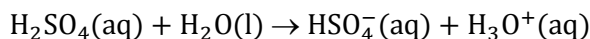
1.121. Calcule el pH de una disolución de ácido sulfúrico 0,100 M:

- a) 0,73
- b) 1,02
- c) 1,20
- d) 0,96
- e) 1,90

(Dato. K_{a_2} ácido sulfúrico = $1,26 \cdot 10^{-2}$)

(O.Q.N. Castellón 2008)

El ácido sulfúrico es un ácido diprótico que se comporta como ácido fuerte en la primera ionización y como débil en la segunda. Resolviendo el problema por medio de equilibrios y balances:



▪ Balance de materia:

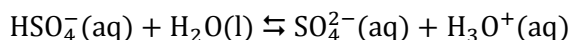
$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = [\text{HSO}_4^-]$$

▪ Balance de cargas:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HSO}_4^-] \quad \longrightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_2\text{SO}_4]$$

Al tratarse de un ácido fuerte y concentrado, se desprecia la ionización del agua.

El HSO_4^- sufre una segunda ionización como ácido débil según la ecuación:



cuya constante de acidez viene dada por la expresión:

$$K_{a_2} = \frac{[\text{SO}_4^{2-}] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_4^-]}$$

La tabla de concentraciones en el equilibrio para una disolución de H_2SO_4 0,100 M es:

	HSO_4^-	SO_4^{2-}	H_3O^+
c_{inicial}	0,100	—	0,100
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,100 - x$	x	$0,100 + x$

Sustituyendo en los valores de la tabla en la expresión de K_{a_2} :

$$1,26 \cdot 10^{-2} = \frac{x \cdot (0,100 + x)}{(0,100 - x)} \quad \longrightarrow \quad x = 1,03 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y del pH de la disolución son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (0,100 + x) = 0,110 \text{ M} \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = -\log(0,110) = 0,959$$

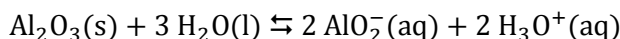
La respuesta correcta es la **d**.

1.122. Las propiedades ácido-base de los óxidos CaO , Al_2O_3 , ZnO , CrO_3 , SO_2 son:

- Básico, básico, básico, ácido, ácido.
- Básico, anfótero, básico, ácido, ácido.
- Básico, anfótero, anfótero, ácido, ácido.
- Básico, anfótero, anfótero, básico, ácido.
- Básico, ácido, anfótero, ácido, ácido.

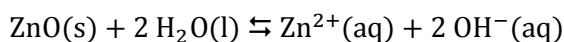
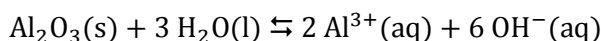
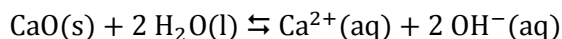
(O.Q.N. Castellón 2008)

▪ Son óxidos ácidos aquellos que al reaccionar con agua son capaces de producir iones H_3O^+ . El elemento que forma el óxido es no metal o metal de transición con número de oxidación igual o mayor que +3. De los óxidos propuestos:





▪ Son óxidos básicos aquellos que al reaccionar con agua son capaces de producir iones OH^- . El elemento que forma el óxido es un metal alcalino o alcalinotérreo. De los óxidos propuestos:



▪ Son óxidos anfóteros aquellos que son capaces de comportarse como ácidos y como bases dependiendo del medio en el que se encuentren. De los óxidos propuestos, Al_2O_3 y ZnO .

La respuesta correcta es la **c**.

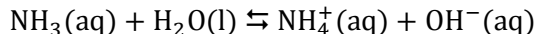
1.123. El pH de una disolución reguladora de NH_4Cl 1,0 M y NH_3 0,50 M es:

- a) 9,2
- b) 8,9
- c) 9,5
- d) 4,8
- e) 7,0

(Datos. K_a (ion amonio) = $6,3 \cdot 10^{-10}$)

(O.Q.N. Castellón 2008)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por NH_3 y NH_4Cl es viene dado por la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = [\text{OH}^-] \cdot \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - \text{p}K_b - \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

La relación entre las constantes de acidez del NH_3 y NH_4^+ viene dada por la expresión:

$$K_b(\text{NH}_3) = \frac{K_w}{K_a(\text{NH}_4^+)}$$

La constante de basicidad del NH_3 y el $\text{p}K_b$ son, respectivamente:

$$K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,3 \cdot 10^{-10}} = 1,6 \cdot 10^{-5} \quad \rightarrow \quad \text{p}K_b = -\log(1,6 \cdot 10^{-5}) = 4,8$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = 14 - 4,8 - \log \frac{1,0}{0,50} = 8,9$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001).

1.124. ¿Cuál es el ácido conjugado del HSO_3^- (aq)?

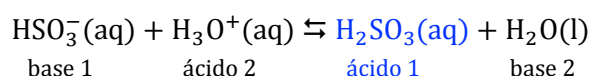
- a) H_2SO_3 (aq)
- b) $\text{H}_2\text{SO}_3^{2-}$ (aq)
- c) H^+ (aq)
- d) SO_3^{2-} (aq)

(O.Q.L. La Rioja 2008)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

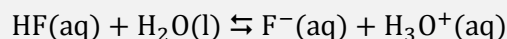
La ecuación química correspondiente a la reacción del HSO_3^- como base es:



La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002, Asturias 2004 y 2008).

1.125. Dada la reacción:

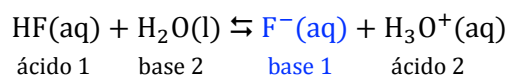


- a) La base es F^- .
- b) El ácido conjugado es H_3O^+ y la base conjugada es F^- .
- c) El ácido es H_3O^+ .
- d) La base conjugada es el H_2O y el ácido conjugado es H_3O^+ .

(O.Q.L. La Rioja 2008)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.



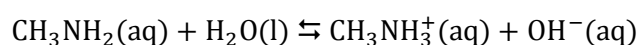
La respuesta correcta es la **b**.

1.126. Una disolución acuosa 0,10 M de metilamina, CH_3NH_2 , tiene $\text{pH} = 11,85$. A partir de estos datos se determine que el valor de su constante de basicidad es:

- a) $2,7 \cdot 10^{-4}$
- b) $5,4 \cdot 10^{-5}$
- c) $2 \cdot 10^{-23}$
- d) $5,4 \cdot 10^{-4}$

(O.Q.L. La Rioja 2008)

La metilamina es una base débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] = x \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{NH}_2] = c - x$$

Si para la disolución, $\text{pH} = 11,85$; los valores del pOH y $[\text{OH}^-]$ son, respectivamente:

$$14,0 - 11,85 = 2,15 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2,15} \text{ M}$$

El valor de la constante K_b es:

$$K_b = \frac{x^2}{c - x} = \frac{(10^{-2,15})^2}{0,10 - 10^{-2,15}} = 5,4 \cdot 10^{-4}$$

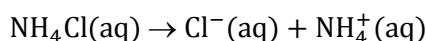
La respuesta correcta es la **d**.

1.127. ¿Cuál de las siguientes sustancias no produce una disolución ácida al disolverla en agua?

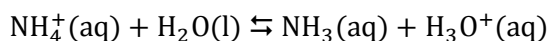
- a) Cloruro de amonio
- b) Carbonato de sodio
- c) Cloruro de hidrógeno
- d) Sulfato de hierro(II)
- e) Hidrogenosulfato de sodio

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Sevilla 2017)

a) Falso. El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

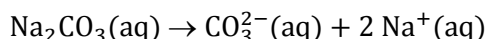


- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

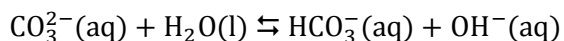


Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución resultante es ácida.

b) **Verdadero**. El carbonato de sodio, Na_2CO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

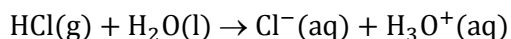


- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CO_3^{2-} es la base conjugada del ácido débil HCO_3^- que se hidroliza según la ecuación:



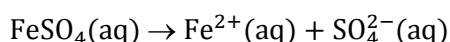
Como se observa, se producen iones OH^- , por lo tanto, **la disolución resultante es básica**.

c) Falso. El cloruro de hidrógeno, HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:



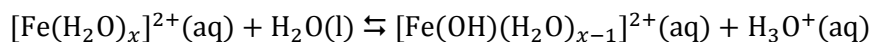
Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución resultante es ácida.

d) Falso. El sulfato de hierro(II), FeSO_4 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



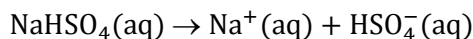
▪ Se puede aproximar, sin cometer gran error, que el ion SO_4^{2-} es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

▪ Fe^{2+} en agua se oxida fácilmente a Fe^{3+} , un ion que al tener una carga tan elevada se hidroliza según la ecuación:



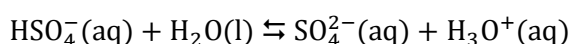
Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución resultante es ácida.

e) Falso. El hidrogenosulfato de sodio, NaHSO_4 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.

▪ El ion HSO_4^- es un ácido débil que se disocia según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución resultante es ácida.

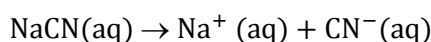
La respuesta correcta es la **b**.

1.128. Una solución de cianuro de sodio es:

- a) Ácida porque la sal proviene de un ácido fuerte.
- b) Neutra porque es una sal, y todas las sales son neutras.
- c) Básica porque la sal procede de una base fuerte.
- d) Básica porque la sal tiene un anión que se hidroliza y capta protones del agua, ya que es la base conjugada de un ácido débil.

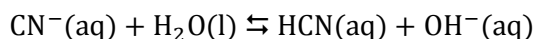
(O.Q.L. Asturias 2008)

El NaCN es una sal procedente de ácido débil y base fuerte. En disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.

▪ El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo tanto, la disolución resultante es básica.

La respuesta correcta es la **d**.

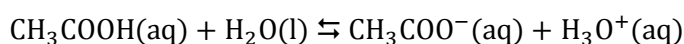
1.129. El pH de una disolución acuosa $1,0 \cdot 10^{-4}$ M de ácido acético, a 25°C , es igual a:

- a) 4,00
- b) 4,38
- c) 4,47
- d) 10,0

(Dato. $K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.L. Asturias 2008)

El ácido acético, CH_3COOH , es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = c - x$$

Sustituyendo en la expresión de la constante se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$1,76 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{1,0 \cdot 10^{-4} - x} \quad \rightarrow \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,41 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(3,41 \cdot 10^{-5}) = 4,47$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.130. ¿Cuál es la base más débil?

- a) Etilamina ($K_b = 4,3 \cdot 10^{-4}$)
- b) Piridina ($K_b = 1,5 \cdot 10^{-9}$)
- c) Anilina ($K_b = 7,4 \cdot 10^{-10}$)
- d) Amoníaco ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.L. Madrid 2008)

La **base más débil** es la que tiene la **constante de basicidad, K_b , más pequeña**. De las sustancias propuestas es la **anilina** ($K_b = 7,4 \cdot 10^{-10}$).

La respuesta correcta es la **c**.

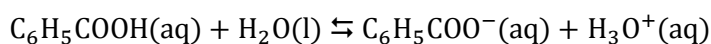
1.131. Los gramos de benzoato de sodio, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$, que hay que añadir a 250 mL de una disolución de ácido benzoico, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, 0,050 M, para obtener una disolución de $\text{pH} = 3,0$; son:

- a) 0,781 g
- b) 0,115 g
- c) 0,461 g
- d) 0,0032 g

(Dato. $K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 6,4 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.L. Madrid 2008)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ y $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

El valor del $\text{p}K_a$ es:

$$\text{p}K_a = -\log K_a = -\log(6,4 \cdot 10^{-5}) = 4,2$$

El valor de $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]$ es:

$$3,0 = 4,2 + \log \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{0,050} \quad \rightarrow \quad [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Suponiendo que se no se produce variación apreciable de volumen en los 250 mL de disolución al añadir el sólido, la masa de $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ a disolver es:

$$250 \text{ mL disolución} \cdot \frac{3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}}{10^3 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{144,0 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}}{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}} = 0,11 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Luarca 2005).

1.132. Indique cuál de las siguientes reacciones representa correctamente los productos de la hidrólisis del tricloruro de aluminio.

- a) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2$
- b) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl}$
- c) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2$
- d) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl}$
- e) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2$
- f) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 + 3 \text{HCl}$

(O.Q.L. Madrid 2008) (O.Q.N. Madrid 2015)

a-c) Falso. Las reacciones propuestas no son posibles como reacciones de hidrólisis ya que en ellas tiene lugar la oxidación del Cl^- a Cl_2 .

b) **Verdadero**. El AlCl_3 es una sal procedente de la reacción entre HCl y $\text{Al}(\text{OH})_3$, por lo tanto, la hidrólisis de los iones Al^{3+} y Cl^- producirá estas sustancias.

d) Falso. Los productos de hidrólisis no se corresponden con los del apartado anterior.

e) Falso. Las reacciones propuestas no son posibles como reacciones de hidrólisis ya que en ellas tiene lugar la oxidación del H^+ a H_2 .

f) Falso. La reacción propuesta es absurda ya que aparece Na en los productos sin estar en los reactivos.

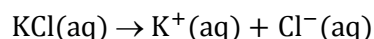
La respuesta correcta es la **b**.

1.133. ¿Cuál de las siguientes sustancias no da una disolución ácida cuando se disuelve en agua?

- a) KCl
- b) NH_4Cl
- c) SO_2
- d) ZnCl_2

(O.Q.L. Madrid 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

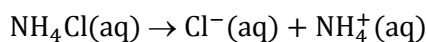
a) **Verdadero**. El **KCl**, una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa está parcialmente dissociado según la ecuación:



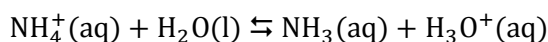
Los iones K^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

La **disolución resultante es neutra** ya que los iones H_3O^+ y OH^- los suministra el H_2O .

b) Falso. El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra dissociado según la ecuación:

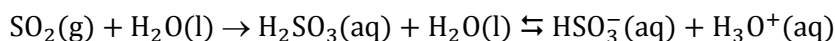


- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



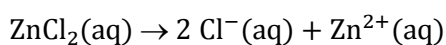
Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución resultante es ácida.

c) Falso. El SO_2 es una sustancia que al disolverse en agua produce H_2SO_3 . Se trata de un ácido débil que se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:

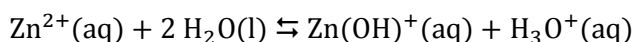


Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución resultante es ácida.

d) Falso. El ZnCl_2 en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- Zn^{2+} es el ácido conjugado de la base débil $\text{Zn}(\text{OH})_2$ y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución resultante es ácida.

La respuesta correcta es la **a**.

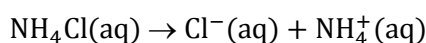
1.134. Razone si son ciertas o falsas las afirmaciones siguientes:

- i) Una disolución de cloruro de amonio tiene un pH básico.
- ii) Si se añade acetato de sodio a una disolución de ácido acético, el pH aumenta.

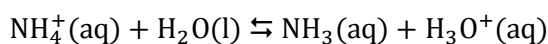
- a) Las dos son correctas.
- b) Las dos no son correctas.
- c) La primera es correcta y la segunda no.
- d) La segunda es correcta y la primera no.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

i) Falso. El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

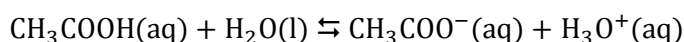


- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, **la disolución resultante es ácida**.

ii) Correcto. El CH_3COOH es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Si se añade NaCH_3COO , el valor de $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ aumenta, por lo que para se mantenga el valor de la constante K_a el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ debe disminuir, por lo tanto, el pH de la disolución resultante aumenta.

La respuesta correcta es la **d**.

1.135. El orden creciente de pH de las disoluciones de los compuestos siguientes (todas las concentraciones son 0,1 M) HCl , H_2SO_4 , NaOH , NH_3 y CH_3COOH es:

- a) $\text{HCl} < \text{H}_2\text{SO}_4 < \text{NaOH} < \text{NH}_3 < \text{CH}_3\text{COOH}$
- b) $\text{H}_2\text{SO}_4 < \text{HCl} < \text{CH}_3\text{COOH} < \text{NH}_3 < \text{NaOH}$
- c) $\text{H}_2\text{SO}_4 < \text{HCl} < \text{CH}_3\text{COOH} < \text{NaOH} < \text{NH}_3$
- d) $\text{H}_2\text{SO}_4 < \text{HCl} < \text{NH}_3 < \text{CH}_3\text{COOH} < \text{NaOH}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

- Los ácidos HCl y H_2SO_4 son fuertes, por lo que se encuentran totalmente ionizados y proporcionan los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ más elevados y sus pH serán los más bajos. A su vez, el H_2SO_4 es un ácido diprótico por lo que, de ambos, su valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ será mayor y su pH menor.
- El ácido CH_3COOH es débil, por lo que se encuentra parcialmente ionizado y proporciona un valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ menor que el de los ácidos fuertes antes citados, y su pH será mayor que el de ambos.
- La base NH_3 es débil, por lo que se encuentra parcialmente ionizada y proporciona un valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ menor aún que el del ácido débil CH_3COOH y su pH será mayor que el de los tres ácidos.
- La base NaOH es fuerte, por lo que se encuentra totalmente ionizado y proporciona un valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ menor aún que la de la base débil NH_3 y su pH será el mayor de todos.

El orden creciente de pH de las disoluciones propuestas es:



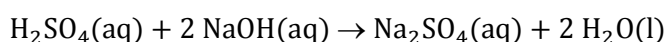
La respuesta correcta es la **b**.

1.136. Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 250 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,500 M con 300 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0,200 M. (Suponga que los volúmenes son aditivos).

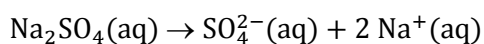
- a) pH = 3,30
- b) pH = 5,76
- c) pH = 11,96
- d) pH = 13,24

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y H_2SO_4 es:



El sulfato de sodio formado, Na_2SO_4 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- Se puede aproximar, sin cometer gran error, que el ion SO_4^{2-} es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

La sal formada no influye en el pH de la disolución, por lo tanto, el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

La cantidad de cada especie es:

$$\left. \begin{array}{l} 250 \text{ mL NaOH } 0,500 \text{ M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,500 \text{ M}} = 125 \text{ mmol NaOH} \\ 300 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,200 \text{ M}} = 60,0 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{125 \text{ mmol NaOH}}{60,0 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 2,08$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que el limitante es el H_2SO_4 y que sobra NaOH.

Relacionado H_2SO_4 con NaOH:

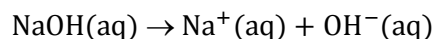
$$60,0 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 120 \text{ mmol NaOH}$$

$$125 \text{ mmol NaOH (inicial)} - 120 \text{ mmol NaOH (consumido)} = 5,00 \text{ mmol NaOH (exceso)}$$

Considerando los volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de NaOH es:

$$\frac{5,00 \text{ mmol NaOH}}{(250 + 300) \text{ mL disolución}} = 9,09 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El NaOH es una base fuerte que se encuentra totalmente ionizada según la ecuación:



El valor de $[\text{OH}^-]$ es:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 9,09 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(9,09 \cdot 10^{-3}) = 2,04 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - \text{pOH} = 14,0 - 2,04 = 12,0$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007)

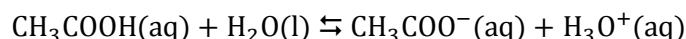
1.137. Razone si son ciertas o falsas las afirmaciones siguientes:

- i) Cuanto mayor sea la concentración inicial de ácido acético, mayor será la concentración de iones acetato en disolución.
- ii) El grado de disociación del ácido acético es independiente de la concentración inicial del ácido.

- a) Las dos son correctas.
- b) Las dos no son correctas.
- c) La primera es correcta y la segunda no.
- d) La segunda es correcta y la primera no.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

i) Correcto. El CH_3COOH es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = c - x \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de K_a :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]^2}{c} \quad \rightarrow \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] = \sqrt{K_a \cdot c}$$

Como se observa, **si c aumenta**, el valor de **$[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ aumenta**.

ii) Falso. El CH_3COOH es un ácido débil que se encuentra parcialmente ionizado y las concentraciones en el equilibrio en función de c (concentración inicial) y de α (grado de disociación) son:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = c(1 - \alpha) \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de K_a :

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c} \quad \rightarrow \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

Como se observa, **α depende del valor de c** .

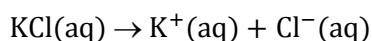
La respuesta correcta es la **c**.

1.138. ¿Cuál de los siguientes compuestos no da una disolución ácida cuando se disuelve en agua?

- a) KCl
- b) CO_2
- c) AlCl_3
- d) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- e) HCNO

(O.Q.N. Ávila 2009)

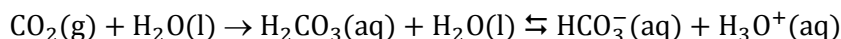
a) **Verdadero**. El **KCl**, una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación:



Los iones K^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

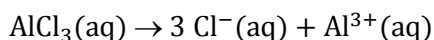
La disolución es neutra ya que los iones H_3O^+ y OH^- los suministra el H_2O .

b) Falso. El CO_2 es una sustancia que al disolverse en agua produce H_2CO_3 . Este ácido se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:



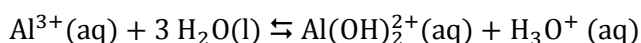
Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución es ácida.

c) Falso. El AlCl_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



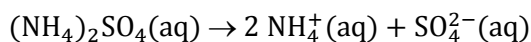
▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

▪ El ion Al^{3+} es el ácido conjugado de la base débil $\text{Al}(\text{OH})_3$ y se hidroliza según la ecuación:



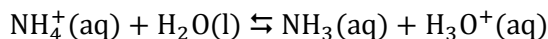
Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por tanto, la disolución es ácida.

d) Falso. El $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



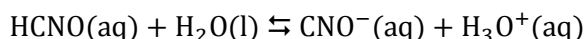
▪ Se puede aproximar, sin cometer gran error, que el ion SO_4^{2-} es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución es ácida.

e) Falso. El HCNO es un ácido débil que disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

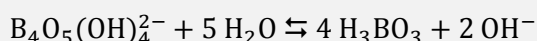


Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución es ácida.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2008).

1.139. El bórax es una sal de fórmula $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ cuya hidrólisis es alcalina, de acuerdo con la siguiente reacción:

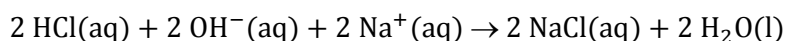


En la valoración de 5,0 mL de una disolución saturada de bórax se gastan 21,0 mL de HCl 0,20 M a 50 °C. La solubilidad del bórax a dicha temperatura es:

- a) 0,001 M
- b) 0,004 M
- c) 0,21 M
- d) 0,84 M
- e) 0,42 M

(O.Q.N. Ávila 2009)

El HCl neutraliza los OH^- procedentes de la hidrólisis del bórax de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Relacionando HCl con OH^- :

$$21,0 \text{ mL HCl } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,20 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol OH}^-}{2 \text{ mmol HCl}} = 4,2 \text{ mmol OH}^-$$

La concentración de la disolución de bórax proporciona el valor de su solubilidad a 50 °C:

$$\frac{4,2 \text{ mmol OH}^-}{5,0 \text{ mL bórax}} \cdot \frac{1 \text{ mmol B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4^{2-}}{2 \text{ mmol OH}^-} \cdot \frac{1 \text{ mmol Na}_2\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mmol B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4^{2-}} = 0,42 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **e**.

1.140. ¿Cuál de los siguientes compuestos es anfótero?

- a) H_2S
- b) $\text{Al}(\text{OH})_3$
- c) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- d) H_3PO_3
- e) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

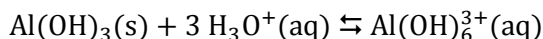
(O.Q.N. Ávila 2009)

a-d) Falso. Tanto H_2S como H_3PO_3 son ácidos débiles que en disolución acuosa están parcialmente disociados dando iones H_3O^+ .

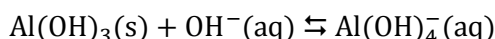
c-e) Falso. Tanto $\text{Ba}(\text{OH})_2$ como $\text{Ca}(\text{OH})_2$ son bases fuertes que en disolución acuosa están totalmente disociadas dando iones OH^- .

b) **Verdadero**. El $\text{Al}(\text{OH})_3$ es un anfótero que puede comportarse:

- como base frente a un ácido de acuerdo con la siguiente ecuación:



- como ácido frente a una base de acuerdo con la siguiente ecuación:



La respuesta correcta es la **b**.

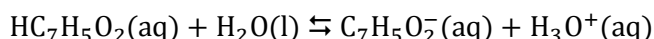
1.141. ¿Cuál es la concentración de iones H^+ en una disolución de ácido benzoico, $\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2$, de concentración $5,0 \cdot 10^{-2}$ M en la que la concentración de benzoato, $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-$, es $5,0 \cdot 10^{-3}$ M?

- a) $1,8 \cdot 10^{-3}$
- b) $5,6 \cdot 10^{-9}$
- c) $5,0 \cdot 10^{-3}$
- d) $6,3 \cdot 10^{-4}$
- e) $6,3 \cdot 10^{-5}$

(Dato. $K_a = 6,3 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.N. Ávila 2009)

Se trata de un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2]}$$

Sustituyendo se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$6,3 \cdot 10^{-5} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot \frac{5,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{5,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.142. Se dispone de las siguientes disoluciones acuosas, todas ellas 0,01 M, ¿cuál presentará el pOH más bajo?

- a) H_2SO_4
- b) NaF
- c) HF
- d) NH_4Cl

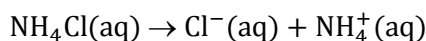
(Datos. $K_a(\text{HF}) = 6,8 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{NH}_4^+) = 5,7 \cdot 10^{-10}$)

(O.Q.L. Madrid 2009)

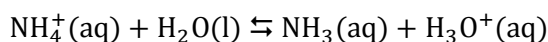
Como para cualquier disolución acuosa se cumple que, $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, cuanto más bajo sea el pOH, más alto será el pH.

a-c) Falso. De las sustancias propuestas, H_2SO_4 y HF, son respectivamente, un ácido fuerte y un ácido débil, por lo que sus valores del pH serán menores que 7 y sus pOH bastante altos ($\text{pOH} \gg 7$).

d) Falso. El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

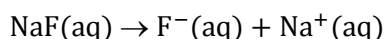


- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

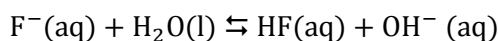


Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución resultante es ácida y su $\text{pOH} > 7$.

b) **Verdadero**. El fluoruro de sodio, NaF , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo tanto, la disolución resultante es básica y su $\text{pOH} < 7$.

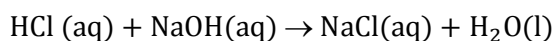
La respuesta correcta es la **b**.

1.143. El pH aproximado que resulta de mezclar 40 mL de una disolución de NaOH 0,10 M con 40 mL de otra disolución de HCl 0,30 M es:

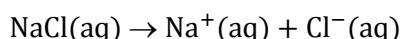
- a) 1
- b) 2,6
- c) 7
- d) 1,5

(O.Q.L. Madrid 2009)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HCl es:



El NaCl , una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Como ninguno de ambos iones se hidroliza el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

La cantidad de cada especie es:

$$\left. \begin{array}{l} 40 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 4,0 \text{ mmol NaOH} \\ 40 \text{ mL HCl } 0,30 \text{ M} \cdot \frac{0,30 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,30 \text{ M}} = 12 \text{ mmol HCl} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{12 \text{ mmol HCl}}{4,0 \text{ mmol NaOH}} = 3,0$$

Como la relación molar es mayor que 1, lo cual quiere decir que el limitante es el NaOH y que **sobra HCl**.

Relacionado NaOH con HCl :

$$4,0 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 4,0 \text{ mmol HCl}$$

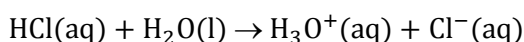
Haciendo un balance de materia para el HCl:

$$12 \text{ mmol HCl (inicial)} - 4,0 \text{ mmol HCl (consumido)} = 8,0 \text{ mmol HCl (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de HCl es:

$$\frac{8,0 \text{ mmol HCl}}{(40 + 40) \text{ mL disolución}} = 0,10 \text{ M}$$

El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:



Los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y el pH son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0,10 \text{ M} \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = -\log(0,10) = 1,0$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.144. El pH de una disolución $1,0 \cdot 10^{-9} \text{ M}$ de un ácido débil, cuya $K_a = 1,0 \cdot 10^{-6}$ es:

- a) 6
- b) 5,6
- c) 8
- d) Aproximadamente 7.

(O.Q.L. Madrid 2009)

Se trata de un ácido débil muy poco concentrado por lo que para el cálculo del pH deben tenerse en cuenta los protones que suministra el agua, por este motivo, **el pH debe ser muy cercano e inferior a 7**.

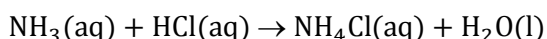
La respuesta correcta es la **d**.

1.145. Cuando se valora una base débil (por ejemplo NH_3) con un ácido fuerte (por ejemplo HCl):

- a) El pH del punto de equivalencia es 7.
- b) El volumen de ácido necesario para neutralizar la base es menor que si la base fuera fuerte.
- c) La cantidad de valorante necesaria para alcanzar el punto de equivalencia es independiente de la fuerza de la base.
- d) El volumen de ácido necesario para neutralizar la base es mayor que si la base fuera fuerte.
- e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2009) (O.Q.L. País Vasco 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la valoración de NH_3 con HCl es:



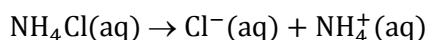
a) Falso. Si por ejemplo, se valoran 10 mL de NH_3 0,10 M con 10 mL de HCl 0,10 M, la cantidad de cada especie es:

$$10 \text{ mL NH}_3 \text{ 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ 0,10 M}} = 1,0 \text{ mmol NH}_3$$

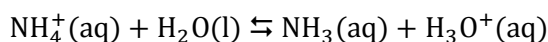
$$10 \text{ mL HCl 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl 0,10 M}} = 1,0 \text{ mmol HCl}$$

Como la reacción es mol a mol, en el punto de equivalencia solo existe 1,0 mmol de NH_4Cl formado.

El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

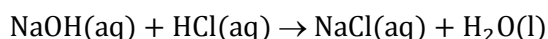


- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ y, por lo tanto, la disolución es ácida y el $\text{pH} < 7$.

c) **Verdadero.** En el caso de reemplazar la base débil (NH_3) por una base fuerte (NaOH) la ecuación química ajustada correspondiente a la valoración es:



Cuando se valoran 10 mL de NaOH 0,10 M con HCl 0,10 M, la cantidad consumida es:

$$10 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 1,0 \text{ mmol HCl}$$

Como se observa comparando con el apartado anterior, **la cantidad de valorante gasta es independiente de la fuerza de la base.**

b-d) Falso. Como se ha demostrado en el apartado anterior.

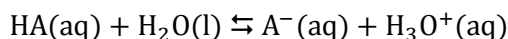
La respuesta correcta es la **c**.

1.146. Se prepara una disolución 10^{-2} M con cada uno de los siguientes ácidos débiles: ácido acético ($\text{p}K_a = 4,75$), ácido bórico ($\text{p}K_{a1} = 9,23$), ácido benzoico ($\text{p}K_a = 4,18$), ácido carbónico ($\text{p}K_{a1} = 6,37$; $\text{p}K_{a2} = 10,31$), ácido oxálico ($\text{p}K_{a1} = 1,22$; $\text{p}K_{a2} = 4,19$) y ácido fosfórico ($\text{p}K_{a1} = 2,1$; $\text{p}K_{a2} = 7,2$; $\text{p}K_{a3} = 12,3$). La disolución con un pH más bajo será la de:

- Ácido carbónico
- Ácido oxálico
- Ácido benzoico
- Ácido bórico
- Ácido acético
- Ácido fósforico

(O.Q.L. País Vasco 2009) (O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. País Vasco 2016)

Considerando que en los ácidos dipróticos casi todos los H_3O^+ se liberan en la primera ionización, según la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{HA}] \approx c$$

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

La concentraciones de iones H_3O^+ de la disolución es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot c}$$

Aplicando logaritmos y multiplicando por -1 la ecuación anterior y sustituyendo el valor de $c = 10^{-2}$ M, se obtiene la siguiente expresión:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_a + 1$$

El **pH más bajo** (más ácido) corresponde a la disolución del ácido que tenga menor valor de $\text{p}K_a$. En este caso, se trata del **ácido oxálico** ($\text{p}K_{a_1} = 1,22$).

La respuesta correcta es la **b**.

(En País Vasco 2014 y 2016 se reemplaza benzoico por fosfórico).

1.147. ¿Cuál es la base conjugada de $\text{HSO}_4^-(\text{aq})$?

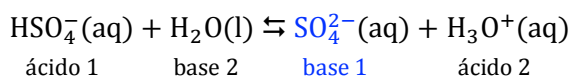
- a) $\text{H}^+(\text{aq})$
- b) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$
- c) $\text{OH}^-(\text{aq})$
- d) $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

(O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2017)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La ecuación química correspondiente a la reacción del HSO_4^- como ácido es:



La respuesta correcta es la **d**.

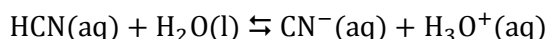
(Cuestión similar a las propuestas en Oviedo 2002; Asturias 2004 y 2008; La Rioja 2008 y 2009, 2012 y Ávila 2009).

1.148. La constante K_a del ácido cianhídrico es $5,0 \cdot 10^{-10}$. ¿Cuál es el pH de una disolución de HCN 0,50 M?

- a) Entre 3,5 y 4,5.
- b) Entre 5,0 y 5,5.
- c) Entre 9,0 y 9,5.
- d) Entre 10,5 y 11,0.

(O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2012)

El ácido cianhídrico, HCN, se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{CN}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad \text{y} \quad [\text{HCN}] = c - x$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$5,0 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,50} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(1,6 \cdot 10^{-5}) = 4,8$$

Ninguna respuesta es correcta.

1.149. Una disolución de hidróxido de calcio tiene un pH = 13. La concentración de Ca^{2+} es:

- a) 0,05 M
- b) 0,10 M
- c) 0,15 M
- d) 0,20 M

(O.Q.L. Madrid 2010)

El hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Si la disolución tiene pH = 13; los valores del pOH y son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 13 = 1,0 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 0,10 \text{ M}$$

De la estequiometría de la sustancia se obtiene que:

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{[\text{OH}^-]}{2} = 0,050 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.150. Se disuelve 1,00 g de ácido láctico, $\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3$, en 100 mL de agua y la disolución resultante tiene un pH = 2,40. El valor de la constante de disociación de dicho ácido es:

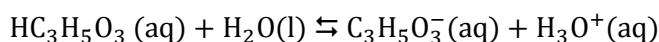
- a) $4 \cdot 10^{-3}$
- b) $1,4 \cdot 10^{-4}$
- c) $1,4 \cdot 10^{-3}$
- d) $1,6 \cdot 10^{-6}$

(O.Q.L. Madrid 2010)

Suponiendo que al disolver el ácido láctico no se produce variación de volumen, la concentración molar de la disolución es:

$$\frac{1,00 \text{ g HC}_3\text{H}_5\text{O}_3}{100 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HC}_3\text{H}_5\text{O}_3}{90,0 \text{ g HC}_3\text{H}_5\text{O}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,111 \text{ M}$$

Como se trata de un ácido débil monoprótico que se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad \text{y} \quad [\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3] = c - x$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,40} \text{ M}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{x^2}{c - x} = \frac{(10^{-2,40})^2}{0,111 - 10^{-2,40}} = 1,5 \cdot 10^{-4}$$

La respuesta correcta es la **b**.

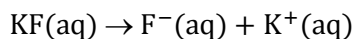
1.151. ¿Cuál es el pH de una disolución fluoruro de potasio 0,45 M?

- a) 2,8
- b) 5,6
- c) 8,4
- d) 10,9

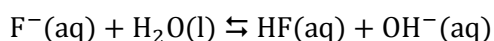
(Datos. K_a (HF) = $6,6 \cdot 10^{-4}$)

(O.Q.L. Madrid 2010)

El fluoruro de potasio, KF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion fluoruro es:

$$K_b = \frac{[\text{HF}] [\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion fluoruro es:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,6 \cdot 10^{-4}} = 1,5 \cdot 10^{-11}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{HF}] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{F}^-] \approx 0,45 \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene el valor de $[\text{OH}^-]$:

$$1,5 \cdot 10^{-11} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,45} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 2,6 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

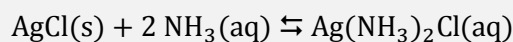
El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(2,6 \cdot 10^{-6}) = 5,6 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - 5,6 = 8,4$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a las propuestas en Almería 1999 y Asturias 2004).

1.152. En la siguiente reacción:

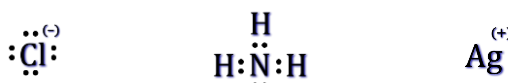


¿Qué especie química actúa como ácido de Lewis?

- a) NH_3
- b) AgCl
- c) Ag^+
- d) Cl^-

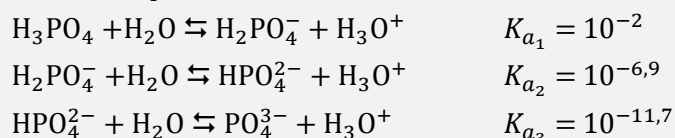
(O.Q.L. Madrid 2010)

Un **ácido de Lewis** es una especie química que posee huecos electrónicos (orbitales atómicos vacíos) que pueden albergar un par de electrones. Como se observa en las estructuras de Lewis de la especies propuestas la única que cumple esa condición es el **ion Ag^+** , ya que posee huecos electrónicos:



La respuesta correcta es la **c**.

1.153. Sabiendo que:



La constante de equilibrio de la reacción:



- a) $10^{-6,9}$
- b) $10^{6,9}$
- c) $10^{4,8}$
- d) $10^{-8,9}$
- e) $10^{-11,7}$

(O.Q.L. País Vasco 2010)

Las expresiones de las constantes de equilibrio de las reacciones dadas son, respectivamente:

$$K_{a_1} = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = 10^{-2}$$

$$K_{a_2} = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 10^{-6,9}$$

$$K_{a_3} = \frac{[\text{PO}_4^{3-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} = 10^{-11,7}$$

La expresión de la constante de equilibrio de la reacción problema es:

$$K = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1}{K_{a_2}} = 10^{6,9}$$

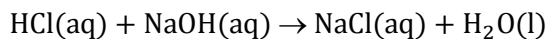
La respuesta correcta es la **b**.

1.154. El pH resultante al añadir 140 cm³ de disolución de NaOH 0,100 M a 100 mL de HCl 0,100 M es:

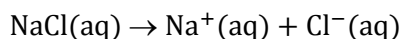
- a) 12,2
- b) 7
- c) 1,8
- d) 0,1

(O.Q.L. Asturias 2010)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HCl es:



El NaCl, una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte. En disolución acuosa se encuentra ionizado según la ecuación:



Los iones Na⁺ y Cl⁻ son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

De acuerdo con lo expuesto, el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

La cantidad de cada especie es:

$$\left. \begin{array}{l} 140 \text{ mL NaOH } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,100 \text{ M}} = 14,0 \text{ mmol NaOH} \\ 100 \text{ mL HCl } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,100 \text{ M}} = 10,0 \text{ mmol HCl} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{14,0 \text{ mmol NaOH}}{10,0 \text{ mmol HCl}} = 1,40$$

Como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que el limitante es el HCl y que **sobra NaOH**.

Relacionado HCl con NaOH:

$$10 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HCl}} = 10 \text{ mmol NaOH}$$

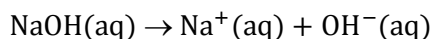
Realizando un balance de materia de NaOH:

$$14,0 \text{ mmol NaOH (inicial)} - 10,0 \text{ mmol NaOH (consumido)} = 4,00 \text{ mmol NaOH (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos la concentración molar de la disolución final de NaOH es:

$$\frac{4,00 \text{ mmol NaOH}}{(140 + 100) \text{ mL disolución}} = 0,0167 \text{ M}$$

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizada según la ecuación:



El valor de [OH⁻] es:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,0167 \text{ M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0,0167) = 1,78 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 1,78 = 12,2$$

La respuesta correcta es la **a**.

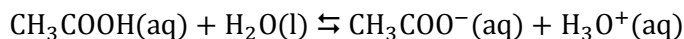
(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2009).

1.155. El pH de una disolución de ácido acético 0,10 M ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) es:

- a) 0,1
- b) 1,34
- c) 2,4
- d) 3

(O.Q.L. Asturias 2010)

El ácido acético, CH_3COOH , es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = c - x$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución es:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,10 - x} \quad \rightarrow \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) = 2,9$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2008).

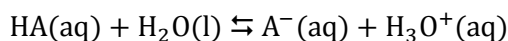
1.156. Dadas dos disoluciones de dos ácidos de la misma concentración:

ácido acético ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) y ácido metanoico ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$), la que posee un pH más ácido es:

- a) La de ácido acético.
- b) Las dos igual.
- c) La de ácido metanoico.
- d) Faltan datos para decidirse.

(O.Q.L. Asturias 2010)

Un ácido débil, HA, en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la ecuación:



La expresión constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{HA}] \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot c}$$

Como para ambos ácidos el valor de c es el mismo, tendrá mayor $[H_3O^+]$, es decir, pH más ácido (menor), aquél que tenga mayor valor de K_a . En este caso, como:

$$K_a(\text{metanoico}) = 1,8 \cdot 10^{-4} > K_a(\text{acético}) = 1,8 \cdot 10^{-5} \longrightarrow \text{pH}(\text{metanoico}) < \text{pH}(\text{acético})$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2009).

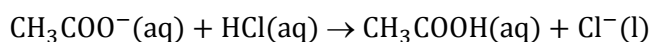
1.157. Si se deja caer unas gotas de disolución de ácido clorhídrico sobre 10 mL de una disolución que contenga ácido acético y acetato de sodio, el pH de dicha disolución:

- Aumentará.
- Disminuirá.
- Prácticamente no se modificará.
- Desaparece.
- Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Asturias 2010) (O.Q.L. Asturias 2013)

Una mezcla de CH_3COOH y $NaCH_3COO$ se comporta como una disolución reguladora si contiene cantidades similares de ambas sustancias. La característica de la misma es que mantiene el pH frente a pequeñas adiciones de ácido o de base.

Si se añade una pequeña cantidad de HCl (ácido) a la mezcla, los iones H_3O^+ liberados por el ácido reaccionan con los iones CH_3COO^- (base) de la disolución **manteniendo el pH prácticamente constante**.



La respuesta correcta es la **c**.

1.158. Según la teoría de Brønsted-Lowry, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

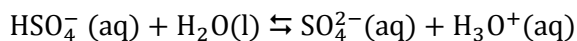
- HSO_4^- y SO_3^{2-} pueden actuar como ácidos.
- SO_3^{2-} , S^{2-} y CO_3^{2-} pueden actuar como bases.
- H_3O^+ , $HClO_4$ y HCO_3^- pueden actuar como sustancias anfóteras.
- Todas son correctas.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

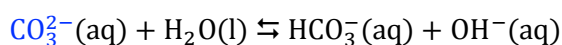
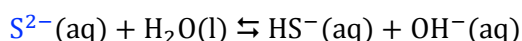
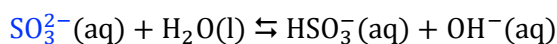
De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

a) Falso. Como se observa en la siguiente ecuación, HSO_4^- cede un protón y se comporta ácido de Brønsted, mientras que SO_3^{2-} no puede ceder protones:



b) **Verdadero**. Como se observa en las siguientes ecuaciones, las tres especies captan protones y se comportan como bases:



c) Falso. Anfóteros son especies que pueden comportarse como ácidos o bases dependiendo del medio en el que se encuentren.

De las tres especies propuestas la única que es un anfótero es el ion HCO_3^- :

- Como ácido: $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
- Como base: $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

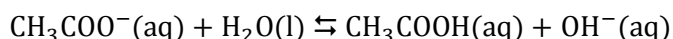
La respuesta correcta es la **b**.

1.159. Se preparan tres disoluciones de concentración 0,1 M de ácido clorhídrico, ácido acético y acetato de sodio. Indique cuál es el orden de acidez:

- a) Ácido acético > acetato de sodio > ácido clorhídrico.
- b) Ácido clorhídrico > acetato de sodio > ácido acético.
- c) Ácido clorhídrico > ácido acético > acetato de sodio.
- d) Ácido acético > ácido clorhídrico > acetato de sodio.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

- El ácido clorhídrico, HCl, es un ácido fuerte, por lo que se encuentra totalmente ionizado y proporciona el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ más elevado y su pH será el más bajo.
- El ácido acético, CH_3COOH , es un ácido débil, por lo que se encuentra parcialmente ionizado y proporciona un valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ menor que el del ácido fuerte y su pH será mayor que el de aquél.
- El acetato de sodio, NaCH_3COO , es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que presenta hidrólisis básica y proporciona un valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ mucho más bajo que las anteriores sustancias, por lo que su pH será el más alto de las tres disoluciones.



El orden de acidez de las disoluciones es:

ácido clorhídrico > ácido acético > acetato de sodio

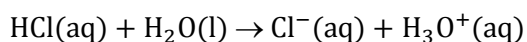
La respuesta correcta es la **c**.

1.160. La variación de pH que se produce cuando se añade 1 cm^3 de HCl 1 M a 1 L de agua pura es de:

- a) 3 unidades
- b) 4 unidades
- c) 5 unidades
- d) 6 unidades

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

El ácido clorhídrico, HCl, es un ácido monoprótico fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizado según la ecuación:



Suponiendo que no se produce variación de volumen, la concentración de la disolución es:

$$\frac{1 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 1 \text{ M}}{1 \text{ L agua}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{10^3 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 1 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mol HCl}} = 0,001 \text{ M}$$

El pH de esta disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,001) = 3$$

La variación que experimenta el pH del agua es:

$$\Delta\text{pH} = 7 - 3 = 4$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.161. La acidez de los compuestos binarios covalentes aumenta en el orden:

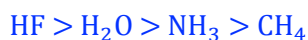
- a) $\text{HF} > \text{NH}_3 > \text{CH}_4 > \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{CH}_4 > \text{NH}_3 > \text{H}_2\text{O} > \text{HF}$
- c) $\text{HF} > \text{H}_2\text{O} > \text{NH}_3 > \text{CH}_4$
- d) $\text{H}_2\text{O} > \text{HF} > \text{NH}_3 > \text{CH}_4$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La acidez de estos compuestos binarios del hidrógeno estará relacionada con la polaridad del enlace X–H, es decir, con la diferencia de electronegatividad que exista entre los elementos que forman dicho enlace. Cuanto más polar sea este, más fácil será que se ceda el protón, H^+ , y mayor carácter ácido tendrá el compuesto.

Compuesto	$\Delta\chi$	Carácter ácido
HF	$3,98 - 2,20 = 1,78$	máximo
H_2O	$3,44 - 2,20 = 1,24$	medio
NH_3	$3,04 - 2,20 = 0,84$	medio
CH_4	$2,55 - 2,20 = 0,35$	mínimo

El orden decreciente de acidez es:



La respuesta correcta es la c.

(Se pregunta acidez creciente y los símbolos de comparación propuestos corresponden a decreciente).

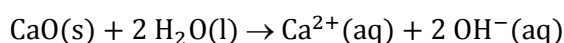
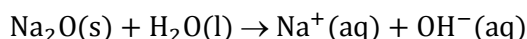
1.162. De los siguientes óxidos Na_2O , CaO , Al_2O_3 y P_2O_5 puede afirmarse que:

- a) Todos son muy solubles en agua.
- b) Sus disoluciones acuosas tendrán carácter básico.
- c) Sus disoluciones acuosas tendrán carácter ácido.
- d) La disolución acuosa contendrá iones H_3O^+ .

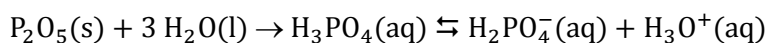
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

a) Falso. Los óxidos CaO y Al_2O_3 son insolubles en agua.

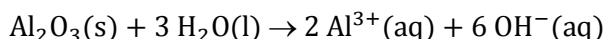
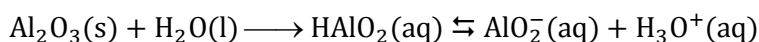
b-c) Falso. Los óxidos Na_2O y CaO al reaccionar con agua son capaces de producir iones OH^- :



▪ El óxido P_2O_5 al reaccionar con agua es capaz de producir iones H_3O^+ :



▪ El óxido Al_2O_3 es un anfótero, capaz de comportarse como ácido y como base dependiendo del medio en el que se encuentren:



d) Falso. Según se ha visto en el apartado anterior las disoluciones de estos óxidos pueden contener iones H_3O^+ o iones OH^- .

Ninguna respuesta es correcta.

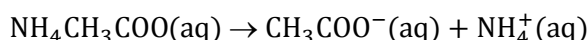
1.163. Se preparan tres disoluciones de acetato de amonio de concentraciones 1 M; 0,01 M y 0,001 M. El pH de las mismas será, respectivamente:

- a) 4,75; 5,75; 6,75
- b) 9,25; 8,25; 7,25
- c) 7,00; 7,50; 8,00
- d) 8,00; 8,50; 9,00
- e) 7,00 para cualquier disolución.

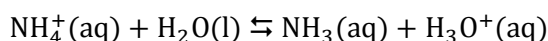
(Datos. Ácido acético, $pK_a = 4,75$; amoniaco, $pK_a = 9,25$)

(O.Q.N. Valencia 2011)

La sal $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



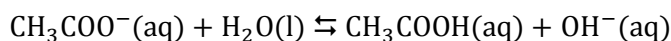
▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$pK_a = 9,25 \quad \rightarrow \quad K_a = 10^{-pK_a} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada débil del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato es:

$$pK_a = 4,75 \quad \rightarrow \quad K_a = 10^{-pK_a} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

Se producen iones H_3O^+ y OH^- procedentes de la hidrólisis de los dos iones de la sal.

Como se observa, $K_b (\text{CH}_3\text{COO}^-) = K_a (\text{NH}_4^+)$, lo que quiere decir que ambos iones son igual de fuertes como base y como ácido, respectivamente, independientemente del valor de la concentración inicial de la sal. Por lo tanto, **la disolución resultante es neutra y, siempre, $\text{pH} = 7$.**

La respuesta correcta es la **e**.

1.164. Al mezclar 20 mL de acetato de sodio 0,20 M ($pK_a = 4,75$) con 10 mL de HCl 0,20 M, el pH de la disolución resultante es:

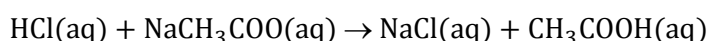
- a) 5,55
- b) 8,35
- c) 4,75
- d) 7,73
- e) 2,73

(O.Q.N. Valencia 2011)

La constante de acidez del ácido acético es:

$$pK_a = 4,75 \quad \rightarrow \quad K_a = 10^{-pK_a} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaCH_3COO y HCl es:



La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 20 \text{ mL NaCH}_3\text{COO } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}}{1 \text{ mL NaCH}_3\text{COO } 0,20 \text{ M}} = 4,0 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO} \\ 10 \text{ mL HCl } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,20 \text{ M}} = 2,0 \text{ mmol HCl} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{4,0 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}}{2,0 \text{ mmol HCl}}$$

Como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que el limitante es el HCl y que **sobra NaCH₃COO**.

Relacionado ambos reactivos:

$$2,0 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}}{1 \text{ mmol HCl}} = 2,0 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}$$

$$4,0 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO (inicial)} - 2,0 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO (gastado)} = 2,0 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO (exceso)}$$

Relacionado HCl con CH₃COOH formado:

$$2,0 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mmol HCl}} = 2,0 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

Se tiene una mezcla formada por 2 mmol de CH₃COOH y 2 mmol de NaCH₃COO, lo que constituye una disolución reguladora cuya concentración, considerando volúmenes aditivos, es:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{NaCH}_3\text{COO}] = \frac{2,0 \text{ mmol}}{(20 + 10) \text{ mL}} = 0,067 \text{ M}$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

El valor del pH de la disolución resultante es:

$$\text{pH} = 4,75 + \log \left(\frac{0,067}{0,067} \right) = 4,75$$

La respuesta correcta es la **c**.

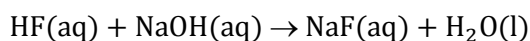
1.165. Al valorar ácido fluorhídrico 0,100 M con NaOH 0,100 M, el pH en el punto de equivalencia es:

- a) 12,10
- b) 3,20
- c) 7,94
- d) 5,93
- e) Depende del indicador utilizado.

(Dato. $K_a = 6,31 \cdot 10^{-4}$)

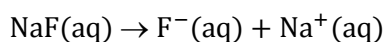
(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Galicia 2013)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre HF y NaOH es:

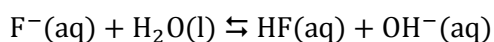


Como las concentraciones de ambos reactivos son iguales en el punto de equivalencia se tiene una disolución de NaF cuya concentración es la mitad de las disoluciones iniciales.

El fluoruro de sodio, NaF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na^{+} es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion F^{-} es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion fluoruro es:

$$K_b = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^{-}]}{[\text{F}^{-}]}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion fluoruro es:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{6,31 \cdot 10^{-4}} = 1,58 \cdot 10^{-11}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{HF}] = [\text{OH}^{-}] \quad \text{y} \quad [\text{F}^{-}] = c - [\text{OH}^{-}]$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^{-}] \approx c$$

con lo que la expresión de la constante queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^{-}]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[\text{OH}^{-}]$ es:

$$1,58 \cdot 10^{-11} = \frac{[\text{OH}^{-}]^2}{0,0500} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^{-}] = 8,89 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(8,89 \cdot 10^{-7}) = 6,05 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 6,05 = 7,95$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.166. Una disolución reguladora o tampón es aquella que:

- a) Regula el pH.
- b) Es capaz de neutralizar los iones H_3O^{+} o los OH^{-} añadidos con lo que el pH varía poco o nada.
- c) Es capaz, mediante el desplazamiento de un equilibrio, de eliminar los iones H_3O^{+} o los OH^{-} añadidos con lo que el pH varía poco.
- d) Es capaz de eliminar, mediante una reacción de hidrólisis, los iones H_3O^{+} o los OH^{-} añadidos con lo que el pH varía poco o nada.

(O.Q.L. Asturias 2011)

Una **disolución reguladora** está formada por un ácido o base débil y una sal que contenga a su conjugado. La presencia de **cantidades similares de ácido/base conjugada o de base/ácido conjugado en el equilibrio hace que pueda eliminar los iones H_3O^{+} y OH^{-} añadidos sin que apenas cambie el pH de la disolución.**

La respuesta correcta es la **c**.

1.167. El pH de una disolución 0,1 M de un ácido monoprótico HA es 4,5. Se puede decir que se trata de un ácido:

- a) Muy diluido.
- b) Orgánico.
- c) Muy poco soluble en agua.
- d) Poco disociado.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

A partir de los datos dados se deduce que se trata de un **ácido débil** inorgánico u orgánico, y por lo tanto, **poco disociado en iones**, ya que si se tratara de un ácido fuerte, totalmente disociado en iones, una disolución acuosa cuya concentración fuese 0,1 M tendría un pH = 1.

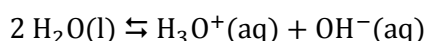
La respuesta correcta es la **d**.

1.168. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones no es verdadera?

- a) El agua pura tiene propiedades ácidas y básicas.
- b) El ácido clorhídrico es más fuerte que el ácido acético.
- c) Una disolución de cloruro de amonio es ácida.
- d) Una disolución de carbonato de sodio es ácida.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

a) Verdadero. El equilibrio de ionización del agua viene dado por la siguiente ecuación:

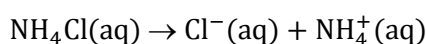


Como se observa, se produce la misma cantidad de ambos iones.

b) Verdadero. El ácido clorhídrico, HCl, es un ácido fuerte, por lo que se encuentra totalmente ionizado y proporciona un valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ más elevado y su pH es más bajo.

El ácido acético, CH_3COOH , es un ácido débil, por lo que se encuentra parcialmente ionizado y proporciona un valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ menor que el del ácido fuerte y su pH es mayor.

c) Verdadero. El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

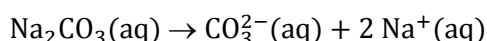


- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

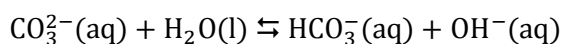


Como se observa, se producen iones H_3O^+ y, por lo tanto, la disolución es ácida.

d) **Falso**. El carbonato de sodio, Na_2CO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CO_3^{2-} es la base conjugada del ácido débil HCO_3^- y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- y, por lo tanto, **la disolución es básica**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.169. En una disolución de HNO_3 de $\text{pH} = 2,38$ la concentración de OH^- en mol por mL será:

- a) $4,17 \cdot 10^{-3}$
- b) $2,40 \cdot 10^{-12}$
- c) $4,17 \cdot 10^{-6}$
- d) $2,40 \cdot 10^{-15}$

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La relación entre el pH y el pOH de una disolución viene dada por la expresión:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Los valores del pOH y $[\text{OH}^-]$ de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 2,38 = 11,62 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-11,62} = 2,40 \cdot 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$$

Cambiando las unidades:

$$2,40 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 2,40 \cdot 10^{-15} \frac{\text{mol}}{\text{mL}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2010).

1.170. Según la teoría de Brönsted-Lowry, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

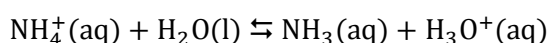
- a) NH_4^+ y CO_3^{2-} pueden actuar como bases.
- b) HCN , HCO_3^- y HSO_4^- pueden actuar como sustancias anfóteras.
- c) HPO_4^{2-} , HCO_3^- y H_3O^+ pueden actuar como ácidos.
- d) Todas son incorrectas.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

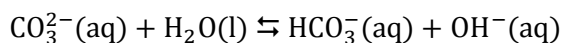
De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

a) Falso. El ion NH_4^+ solo puede comportarse como ácido:

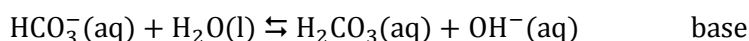
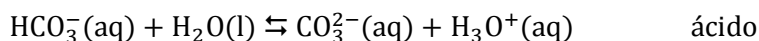


El ion CO_3^{2-} solo puede comportarse como base:

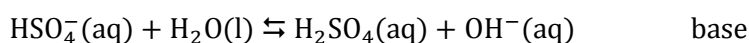
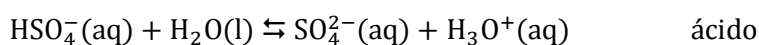


b) Falso. Los iones HCO_3^- y HSO_4^- son anfóteros ya que son especies que pueden comportarse como ácidos o bases dependiendo del medio en el que se encuentren.

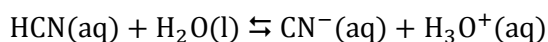
▪ HCO_3^- :



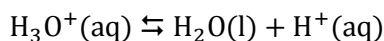
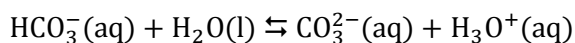
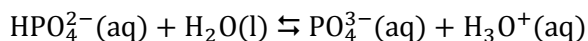
▪ HSO_4^- :



▪ El HCN solo puede comportarse como ácido:



c) **Verdadero**. Los iones HPO_4^{2-} , HCO_3^- y H_3O^+ son especies ceden un protón y se comportan como ácidos:



La respuesta correcta es la **c**.

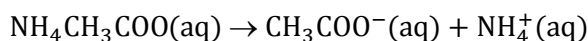
(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2010).

1.171. El pH de una disolución de acetato de amonio es aproximadamente 7, lo cuál se puede explicar porque:

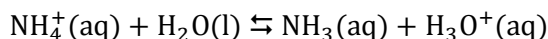
- La disolución es muy diluida.
- El acetato de amonio es un electrólito débil.
- Las sales de ácidos y bases débiles son neutras.
- Los iones amonio y acetato se hidrolizan aproximadamente en la misma magnitud.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

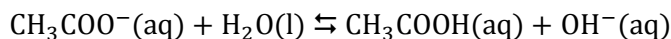
El acetato de amonio, $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



Si el pH aproximado de la disolución es 7 quiere decir que la cantidad de iones H_3O^+ que produce el amonio y la de iones OH^- que produce el acetato es la misma. Como la concentración inicial de ambos iones es la misma, la **constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio debe tener, aproximadamente, el mismo valor que la constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato.**

La respuesta correcta es la **d**.

1.172. Se preparan cuatro disoluciones de la siguiente manera:

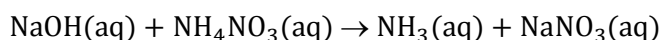
- Mezclando 25 mL de NaOH 0,10 M con 50 mL de NH_4NO_3 0,10 M.
- Mezclando 25 mL de NaOH 0,10 M con 25 mL de NH_4NO_3 0,10 M.
- Mezclando 25 mL de HCl 0,10 M con 50 mL de NH_4NO_3 0,10 M.
- Mezclando 25 mL de HCl 0,10 M con 25 mL de NH_4NO_3 0,10 M.

- En ningún caso se obtiene una disolución tampón.
- La disolución i es una disolución tampón.
- Las disoluciones ii y iv son disoluciones tampón.
- Las disoluciones iii y iv son disoluciones tampón.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

Una disolución reguladora o tampón está formada un ácido o base débil y una sal que contenga la base o el ácido conjugado de estos.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y NH_4NO_3 es:



i) La cantidad de cada especie es:

$$\left. \begin{array}{l} 25 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol NaOH} \\ 50 \text{ mL NH}_4\text{NO}_3 \text{ } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ mL NH}_4\text{NO}_3 \text{ } 0,10 \text{ M}} = 5,0 \text{ mmol NH}_4\text{NO}_3 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{5,0 \text{ mmol NH}_4\text{NO}_3}{2,5 \text{ mmol NaOH}} = 2$$

Como la relación molar es mayor que 1 el NaOH es el limitante de la reacción que consume 2,5 mmol de NH_4NO_3 . Al final de la reacción quedan 2,5 mmol de NH_4NO_3 sin reaccionar y 2,5 mmol de NH_3 formado. **La mezcla formada por NH_3 (base débil) y NH_4NO_3 (ácido débil) es una disolución tampón.**

ii) La cantidad de cada especie es:

$$\left. \begin{array}{l} 25 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol NaOH} \\ 25 \text{ mL NH}_4\text{NO}_3 \text{ } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ mL NH}_4\text{NO}_3 \text{ } 0,10 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol NH}_4\text{NO}_3 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{2,5 \text{ mmol NH}_4\text{NO}_3}{2,5 \text{ mmol NaOH}} = 1$$

Como la relación molar es igual a 1 se trata de cantidades estequiométricas. Al final de la reacción se forman 2,5 mmol de NH_3 y no queda NH_4NO_3 sin reaccionar, por lo tanto, no es una disolución tampón.

iii-iv) Una mezcla formada por HCl (ácido fuerte) y NH_4NO_3 (ácido débil) no es una disolución tampón.

La respuesta correcta es la **b**.

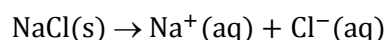
(Cuestión similar a la propuesta en Castellón 2008).

1.173. ¿Cuál de las siguientes sustancias no da una disolución ácida cuando se disuelve en agua?

- a) NaCl
- b) CO_2
- b) NH_4NO_3
- d) CH_3COOH

(O.Q.L. País Vasco 2011)

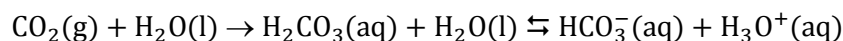
a) **Verdadero.** El NaCl es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte. En disolución acuosa se encuentra en forma de iones:



Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

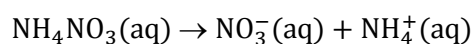
La disolución es neutra ya que los iones H_3O^+ y OH^- los suministra el H_2O .

b) Falso. El CO_2 es una sustancia que al disolverse en agua produce H_2CO_3 . Este ácido se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:

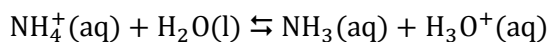


Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución es ácida.

c) Falso. El NH_4NO_3 es una sal procedente de ácido fuerte y base débil y en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

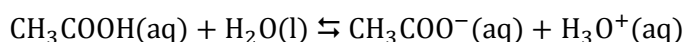


- El ion NO_3^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución es ácida.

d) Falso. El CH_3COOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución es ácida.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2008 y Ávila 2009).

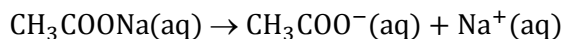
1.174. Razone si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones :

- Una disolución de acetato de sodio tiene un pH básico.
- Si se añade nitrato de amonio a una disolución de hidróxido de amonio, el pH disminuye.

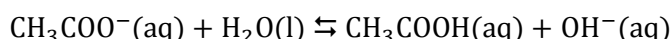
- Las dos son correctas.
- Ninguna es correcta.
- La primera es correcta y la segunda no.
- La segunda es correcta y la primera no.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

i) Correcta. El acetato de sodio, CH_3COONa , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

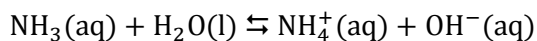


- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo tanto, **la disolución tiene pH básico**.

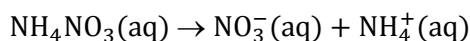
ii) Correcta. La ecuación química correspondiente a la ionización del NH_3 es:



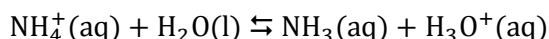
La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

El nitrato de amonio, NH_4NO_3 , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



- El ion NO_3^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Si a la disolución de NH_3 se le añade NH_4NO_3 de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma el NH_4^+ añadido, es decir, que este reaccione con los iones OH^- y que se forme NH_3 ; esto provoca que el valor de $[\text{OH}^-]$ disminuya y que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ aumente, por lo tanto, **disminuye el pH de la disolución**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.175. ¿Qué ácido tiene la base conjugada más fuerte?

- a) Ácido acético ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$)
- b) Ácido fórmico ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$)
- c) Ácido fluorhídrico ($K_a = 6,8 \cdot 10^{-4}$)
- d) Ácido propanoico ($K_a = 5,5 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

La relación entre la constante de fuerza de ácido y su base conjugada viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

De los ácidos propuestos, tendrá la base conjugada más fuerte el que tenga el menor valor de la constante K_a y, por lo tanto, mayor valor de la constante K_b . En la siguiente tabla se muestran los valores obtenidos:

Ácido	K_a	K_b
acético	$1,8 \cdot 10^{-5}$	$5,6 \cdot 10^{-10}$
fórmico	$1,8 \cdot 10^{-4}$	$5,6 \cdot 10^{-11}$
fluorhídrico	$6,8 \cdot 10^{-4}$	$1,5 \cdot 10^{-11}$
propanoico	$5,5 \cdot 10^{-5}$	$1,8 \cdot 10^{-10}$

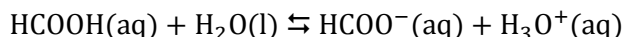
La respuesta correcta es la **a**.

1.176. El ácido metanoico es un ácido débil cuya constante de acidez vale $1,84 \cdot 10^{-4}$. Si se tienen 500 mL de una disolución acuosa de este ácido en la cual este se encuentra disociado en un 34,0 %, ¿cuál será la concentración inicial del ácido metanoico en la disolución?

- a) $2,10 \cdot 10^{-3}$ M
- b) $1,05 \cdot 10^{-3}$ M
- c) $1,50 \cdot 10^{-3}$ M
- d) $2,55 \cdot 10^{-3}$ M

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

El HCOOH es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con el equilibrio:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

La tabla de concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial c y del grado de ionización α es:

	HCOOH	HCOO^-	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	$c\alpha$	—	—
c_{formado}	—	$c\alpha$	$c\alpha$
$c_{\text{equilibrio}}$	$c(1 - \alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

Sustituyendo en esta expresión se obtiene que el valor de la concentración inicial es:

$$1,84 \cdot 10^{-4} = c \cdot \frac{1 - 0,340}{0,340^2} \quad \rightarrow \quad c = 1,03 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

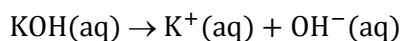
La respuesta correcta es la **b**.

1.177. ¿Cuál es el pH de una disolución 0,0250 M de KOH?

- a) 1,60
- b) 3,69
- c) 10,31
- d) 12,40

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

El KOH es una base fuerte que se encuentra totalmente dissociada en iones de acuerdo con la ecuación:



De acuerdo con el balance de materia, $[\text{OH}^-] = [\text{KOH}] = 0,0250 \text{ M}$.

Los valores del pOH y pH son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0,0250) = 1,60 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - \text{pOH} = 14 - 1,60 = 12,4$$

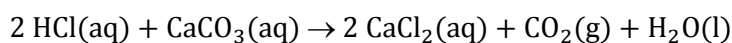
La respuesta correcta es la **d**.

1.178. Al mezclar 100 g de carbonato de calcio con 1,0 L de disolución de ácido clorhídrico 4,0 M y dejar reaccionar, el líquido resultante será:

- a) Ácido
- b) Básico
- c) Neutro
- d) Anfótero

(O.Q.L. Murcia 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CaCO_3 y HCl es:

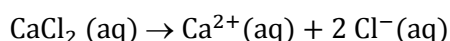


La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,1 \text{ g CaCO}_3} = 1,00 \text{ mol CaCO}_3 \\ 1 \text{ L HCl } 4,0 \text{ M} \cdot \frac{4,0 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 4,0 \text{ M}} = 4,0 \text{ mol HCl} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{4,0 \text{ mol HCl}}{1,00 \text{ mol CaCO}_3} = 4,0$$

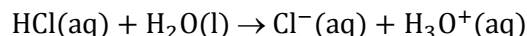
Como la relación molar obtenida es mayor que 2 quiere decir que el limitante es el CaCO_3 que determina las cantidades de HCl sobrante y CaCl_2 formado.

▪ El CaCl_2 , una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra en forma de iones:



Los iones Ca^{2+} y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan. Por lo tanto, esta sustancia no afecta al pH de la disolución resultante.

▪ El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado de acuerdo con la ecuación:



La presencia de iones H_3O^+ indica que **la disolución resultante es ácida**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.179. Indique el orden correcto de pH creciente para las disoluciones 0,1 M de los siguientes compuestos químicos:

a) $\text{HCl} < \text{ZnCl}_2 < \text{KCl} < \text{KF} < \text{KOH}$

b) $\text{KCl} < \text{KF} < \text{ZnCl}_2 < \text{KOH} < \text{HCl}$

c) $\text{KF} < \text{KCl} < \text{ZnCl}_2 < \text{HCl} < \text{KOH}$

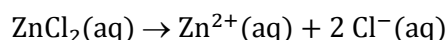
d) $\text{ZnCl}_2 < \text{KCl} < \text{HCl} < \text{KF} < \text{KOH}$

e) $\text{ZnCl}_2 < \text{KOH} < \text{HCl} < \text{KCl} < \text{KF}$

(O.Q.N. El Escorial 2012)

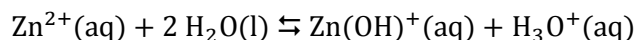
▪ El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado y su disolución tiene el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ más elevado de todas las sustancias propuestas por lo que su pH será el menor de todos.

▪ El ZnCl_2 es una sal que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



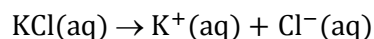
El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

El ion Zn^{2+} es el ácido conjugado de la base débil $\text{Zn}(\text{OH})_2$ y se hidroliza según la ecuación:



El ácido Zn^{2+} es más débil que el ácido fuerte HCl por lo que el pH de su disolución acuosa no será tan bajo como el correspondiente al de la disolución de HCl.

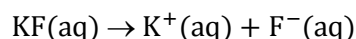
▪ El KCl es una sal que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



Los iones K^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

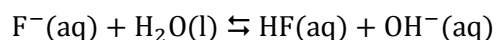
La disolución resultante tiene un pH neutro ya que los iones H_3O^+ y OH^- los suministra el H_2O .

▪ El KF es una sal que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.

El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



La base F^- es más débil que la base fuerte KOH por que el pH de su disolución acuosa no será tan elevado como el correspondiente al de la disolución de KOH.

- El KOH es una base fuerte que se encuentra totalmente ionizada y su disolución tiene el valor de $[H_3O^+]$ más bajo de todas las sustancias propuestas por lo que su pH será el mayor de todos.

El orden creciente de pH de las disoluciones propuestas es:



La respuesta correcta es la **a**.

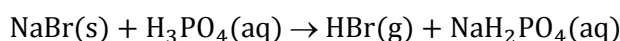
1.180. El ácido más adecuado para la obtención de bromuro de hidrógeno a partir de NaBr mediante una reacción de desplazamiento ácido base:

- a) H_2SO_4
- b) HCl
- c) HF
- d) HNO_3
- e) H_3PO_4

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Para que se produzca HBr a partir de NaBr debe tener lugar una reacción ácido-base en la que es preciso que el ácido que reaccione con el Br^- (base conjugada) del HBr tenga la fuerza adecuada para producir la reacción de desplazamiento. Los ácidos H_2SO_4 y HNO_3 se descartan por tratarse de ácidos oxidantes capaces de oxidar el HBr, formado en primera instancia, a Br_2 .

El HF es demasiado débil, mientras que el H_3PO_4 no lo es tanto. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambas sustancias es:



La respuesta correcta es la **e**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999).

1.181. Indique cuál de los siguientes pares de compuestos es adecuado para preparar una disolución reguladora:

- a) $H_2SO_4 + Na_2SO_4$
- b) $H_2SO_4 + NaOH$
- c) $H_3PO_4 + Na_2HPO_4$
- d) $HNO_3 + NaNO_3$
- e) $NaCl + NaHCOO$

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Una disolución reguladora está formada un ácido o base débil y una sal que contenga la base o el ácido conjugado de estos.

a) Falso. Una mezcla formada por H_2SO_4 (ácido fuerte) y Na_2SO_4 (base débil) no se comporta como una disolución reguladora.

b) Falso. Una mezcla formada por H_2SO_4 (ácido fuerte) y NaOH (base fuerte) no se comporta como disolución reguladora.

c) **Verdadero**. Una mezcla formada por H_3PO_4 (ácido débil) y Na_2HPO_4 (base débil) sí se comporta como una disolución reguladora.

d) Falso. Una mezcla formada por HNO_3 (ácido fuerte) y $NaNO_3$ (sal neutra que no se hidroliza) se comporta como una disolución reguladora.

e) Falso. Una mezcla formada por NaCl (sal neutra que no se hidroliza) y NaHCOO (base débil) se comporta como una disolución reguladora.

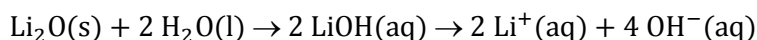
La respuesta correcta es la **c**.

1.182. El óxido de litio cuando reacciona con agua se obtiene un producto que indica que:

- El óxido de litio tiene carácter básico.
- El óxido de litio tiene carácter ácido.
- El óxido de litio no presenta ningún carácter ácido ni básico al reaccionar con agua.
- El óxido de litio es anfótero.

(O.Q.L. Madrid 2012)

Se trata de un óxido de un metal alcalino que tiene **carácter básico**. Esto se pone de manifiesto al reaccionar con agua ya que es capaz de producir iones OH^- :



La respuesta correcta es la **a**.

1.183. Una disolución A tiene un $\text{pH} = 2$ y otra disolución B tiene un $\text{pH} = 5$. Con estos datos se puede afirmar que:

- $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en A es 2/5 veces la de B.
- $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en B es 1 000 veces la de A.
- $[\text{OH}^-]$ en B es 1 000 veces la de A.
- $[\text{OH}^-]$ en B es 1/1 000 veces la de A.

(O.Q.L. Madrid 2012)

Teniendo en cuenta que:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\blacksquare \text{ Para la disolución A con } \text{pH} = 2 \longrightarrow \begin{cases} [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M} \\ [\text{OH}^-] = 10^{-12} \text{ M} \end{cases}$$

$$\blacksquare \text{ Para la disolución B con } \text{pH} = 5 \longrightarrow \begin{cases} [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{ M} \\ [\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ M} \end{cases}$$

La relación entre la $[\text{OH}^-]$ de ambas disoluciones:

$$\frac{[\text{OH}^-]_{\text{B}}}{[\text{OH}^-]_{\text{A}}} = \frac{10^{-9}}{10^{-12}} = 1\,000$$

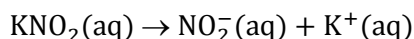
La respuesta correcta es la **c**.

1.184. Las siguientes sales, KNO_2 y NaClO , en disolución acuosa tienen un pH de:

- 7
- Menor que 7.
- Mayor que 7.
- Ninguna es verdad.

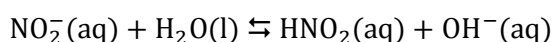
(O.Q.L. Madrid 2012)

El nitrito de potasio, KNO_2 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



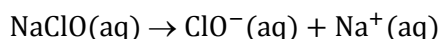
El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.

El ion NO_2^- es la base conjugada del ácido débil HNO_2 y se hidroliza según la ecuación:



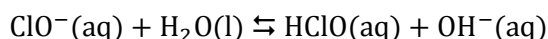
Como se observa, se producen iones OH^- , por lo tanto, la disolución tiene $\text{pH} > 7$.

▪ El hipoclorito de sodio, NaClO , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.

El ion ClO^- es la base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo tanto, la disolución tiene $\text{pH} > 7$.

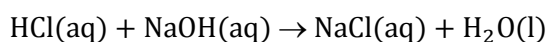
La respuesta correcta es la c.

1.185. Calcule el pH cuando se mezclan 250 mL de una disolución de HCl 0,500 M con 250 mL de otra disolución de NaOH 1,00 M.

- a) 6
- b) 9
- c) 13
- d) 7

(O.Q.L. Madrid 2012)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:



La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 250 \text{ mL HCl } 0,500 \text{ M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,500 \text{ M}} = 125 \text{ mmol HCl} \\ 250 \text{ mL NaOH } 1,00 \text{ M} \cdot \frac{1,00 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 1,00 \text{ M}} = 250 \text{ mmol NaOH} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{125 \text{ mmol HCl}}{250 \text{ mmol NaOH}} = 0,500$$

Como la relación molar obtenida es menor que 1 quiere decir que el limitante es el HCl y que **sobra NaOH**.

Relacionado HCl con NaOH:

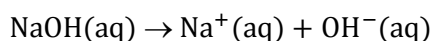
$$125 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HCl}} = 125 \text{ mmol NaOH}$$

$$250 \text{ mmol NaOH (inicial)} - 125 \text{ mmol NaOH (consumido)} = 125 \text{ mmol NaOH (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración de la disolución resultante es:

$$[\text{NaOH}] = \frac{125 \text{ mmol NaOH}}{(250 + 250) \text{ mL}} = 0,250 \text{ M}$$

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizada de acuerdo con la ecuación:



De acuerdo con el balance de materia, $[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,250 \text{ M}$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0,250) = 0,600 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14,0 - 0,600 = 13,4$$

Ninguna respuesta es correcta, la que más se aproxima es la **c**.

1.186. ¿Cuál de las siguientes reacciones es imposible?

- a) $\text{Be}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{BeCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- b) $\text{MgCO}_3(\text{aq}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- c) $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{FeSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- d) $\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$

(O.Q.L. Madrid 2012)

a-b-d) Posible. Se trata de reacciones de neutralización.

c) **Imposible**. La reacción propuesta es de neutralización y es imposible que, además, se produzca la reducción de una especie, $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$, sin que exista a la vez la oxidación de otra.

La respuesta correcta es la **c**.

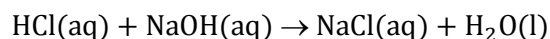
1.187. ¿Cuál de los siguientes indicadores ácido-base es el más adecuado para detectar el punto final de la valoración de 25 mL de NaOH 0,5 M con HCl 0,5 M?

- a) Rojo de metilo ($\text{p}K_{in} = 5,2$)
- b) Azul de bromofenol ($\text{p}K_{in} = 3,8$)
- c) Rojo de cresol ($\text{p}K_{in} = 8$)
- d) Fenoltaleína ($\text{p}K_{in} = 9,2$)

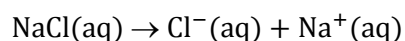
(O.Q.L. Madrid 2012)

El pH del punto final de una valoración viene dado por las sustancias presentes en ese instante en la disolución.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:



El cloruro de sodio, NaCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

La disolución resultante es neutra ($\text{pH} = 7$) ya que los iones H_3O^+ y OH^- presentes en la misma proceden del H_2O .

Los indicadores **rojo de cresol** ($\text{p}K_{in} = 8$) o **fenoltaleína** ($\text{p}K_{in} = 9,2$) son los que tienen un $\text{p}K_{in}$ más cercano al pH del punto de equivalencia de la volumetría por lo que serán los más apropiados para esta valoración.

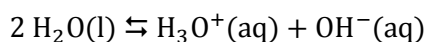
Las respuestas correctas son **c** y **d**.

1.188. A 50 °C, el $K_w = 2,5 \cdot 10^{-14}$. Si se tiene agua pura a esa temperatura, señale la afirmación falsa:

- a) $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$
- b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
- c) $\text{pH} = 6,8$
- d) $\text{pH} = 7$

(O.Q.L. Asturias 2012)

La ecuación correspondiente al equilibrio de disociación del agua es:



La constante de equilibrio viene dada por la expresión:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Como para el agua se cumple siempre que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

Los valores del pH y $[\text{H}_3\text{O}^+]$ son, respectivamente:

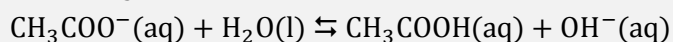
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{2,5 \cdot 10^{-14}} = 1,6 \cdot 10^{-7} \text{ M} \qquad \text{pH} = -\log(1,6 \cdot 10^{-7}) = 6,8$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2007).

1.189. Teniendo en cuenta que el ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido acético, CH_3COOH , que es un ácido débil, señale cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

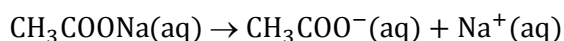
- El anion CH_3COO^- es una base débil.
- Las sales formadas por anion CH_3COO^- modifican el pH al disolverse en agua destilada.
- El anion CH_3COO^- reacciona con el agua según:



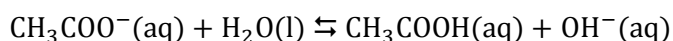
- La sal CH_3COONa dará una disolución acuosa de $\text{pH} < 7$.

(O.Q.L. Asturias 2012)

El acetato de sodio, CH_3COONa , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo tanto, **la disolución tiene $\text{pH} > 7$** .

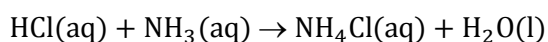
La respuesta correcta es la **d**.

1.190. Al realizar una valoración de un ácido fuerte sobre una base débil:

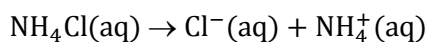
- El pH en el punto de equivalencia es siete.
- El pH en el punto de equivalencia es menor que siete.
- En el punto de equivalencia hay una sal (disociada) que sufre una hidrólisis básica.
- Una vez superado el punto de equivalencia, si se añade más ácido se forma una disolución reguladora.

(O.Q.L. Asturias 2012)

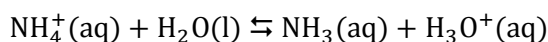
Sea por ejemplo, el caso de la valoración de HCl (ácido fuerte) con NH_3 (base débil). La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:



En el punto de equivalencia solo hay cloruro de amonio, NH_4Cl , que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, se trata de **hidrólisis es ácida** y la disolución resultante tiene **pH < 7**.

Superado el punto de equivalencia se tiene una mezcla de HCl y NH_4Cl que no se comporta como una disolución reguladora ya que el HCl es un ácido fuerte.

La respuesta correcta es la **b**.

1.191. En dos vasos A y B se tienen dos disoluciones de la misma concentración. El vaso A contiene 25 mL de una disolución de hidróxido de sodio y el vaso B 25 mL de una disolución de amoníaco. Las dos disoluciones se van a valorar con una disolución de ácido clorhídrico. Indique la respuesta correcta:

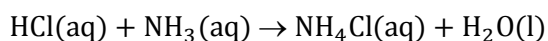
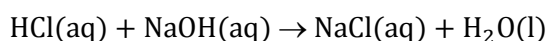
- a) Las dos disoluciones tienen el mismo pH inicial.
- b) Las dos disoluciones necesitan el mismo volumen de ácido clorhídrico para su valoración.
- c) En el punto de equivalencia de ambas valoraciones el pH de la valoración es 7.
- d) En las dos disoluciones se cumple que en el punto de equivalencia $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$.

(O.Q.L. Asturias 2012)

a) Falso. El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizada y proporciona un valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ muy bajo por lo que su pH será elevado.

El NH_4OH es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizada y proporciona un valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ no tan bajo como el de la disolución de la base fuerte por lo su pH no será tan elevado como el del NaOH.

b) **Verdadero**. Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de neutralización de las dos bases propuestas con HCl son, respectivamente:

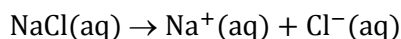


Suponiendo que todas las disoluciones son 1,0 M, **el volumen necesario de disolución de HCl para neutralizar ambas disoluciones es el mismo**:

$$25 \text{ mL NaOH } 1,0 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 1,0 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 1,0 \text{ M}}{1,0 \text{ mmol HCl}} = 25 \text{ mL HCl } 1,0 \text{ M}$$

$$25 \text{ mL NH}_3 \text{ } 1,0 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 1,0 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 1,0 \text{ M}}{1,0 \text{ mmol HCl}} = 25 \text{ mL HCl } 1,0 \text{ M}$$

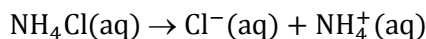
c) Falso. En el punto de equivalencia de la valoración de NaOH solo hay NaCl, sal de ácido fuerte y base fuerte que no sufre hidrólisis. El NaCl, una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte. En disolución acuosa se encuentra en forma de iones:



Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

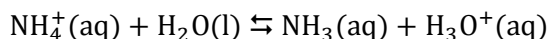
La disolución resultante tiene un pH = 7 ya que los iones H_3O^+ y OH^- los suministra el H_2O .

▪ En el punto de equivalencia de la valoración de NH_3 solo hay NH_4Cl , sal de ácido fuerte y base débil que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que la disolución tiene $\text{pH} < 7$.

d) Falso. Respecto a las sustancias que reaccionan, en el punto de equivalencia, se cumple que:



Sin embargo, como se ha demostrado en los apartados b) y c), que cuando:

- reaccionan HCl y NaOH se llega a una disolución con $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
- reaccionan HCl y NH_3 se llega a una disolución con $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$

La respuesta correcta es la **b**.

1.192. Se tienen disoluciones 0,1 M de HF, HCl, NH_4OH y KCl. ¿Cuál es el orden correcto de menor a mayor pH?

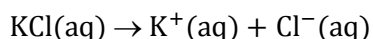
- a) HF, HCl, NH_4OH , KCl
- b) HCl, HF, NH_4OH , KCl
- c) HCl, HF, KCl, NH_4OH
- d) HF, HCl, KCl, NH_4OH

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

▪ El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado y su disolución tiene el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ más elevado de todas las sustancias propuestas por lo que su pH será el menor de todos.

▪ El HF es un ácido débil que se encuentra parcialmente ionizado y su disolución tiene el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ menor que el del ácido fuerte por lo que su pH será mayor que el del HCl.

▪ El KCl es una sal que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



Los iones K^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

La disolución resultante tiene un pH neutro ya que los iones H_3O^+ y OH^- los suministra el H_2O .

▪ El NH_4OH es una base débil que se encuentra parcialmente ionizada y su disolución tiene un valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ muy bajo por lo que su pH será el mayor de todos los propuestos.

El orden creciente de pH de las disoluciones propuestas es:



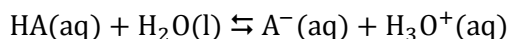
La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012).

1.193. Una disolución acuosa 0,010 M de un ácido débil tiene un grado de disociación de 0,25. El pOH es:
 a) 2,6
 b) 2
 c) 11,4
 d) 12

(O.Q.L. País Vasco 2012)

El HA es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Las concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial c y del grado de ionización α son:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha \quad \text{y} \quad [\text{HA}] = c - c\alpha \approx c$$

Los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y del pH de la disolución son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = 0,010 \text{ M} \cdot 0,25 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = -\log(2,5 \cdot 10^{-3}) = 2,6$$

El valor del pOH de la disolución es:

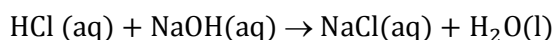
$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 2,6 = 11,4$$

La respuesta correcta es la **c**.

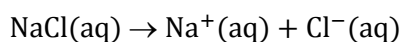
1.194. El pH de la disolución resultante de mezclar volúmenes iguales de una disolución de ácido clorhídrico 0,01 M y una disolución de hidróxido de sodio 0,02 M es:
 a) $\text{pH} > 7$
 b) $\text{pH} < 7$
 c) $\text{pH} = 7$
 d) No se puede saber si no se conocen los volúmenes.

(O.Q.L. País Vasco 2012)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HCl es:



El NaCl en disolución acuosa se encuentra totalmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación:



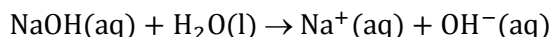
Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Como ninguno de los iones se hidroliza, el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante. La cantidad de cada especie es:

$$\left. \begin{array}{l} V \text{ mL NaOH } 0,02 \text{ M} \cdot \frac{0,02 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,02 \text{ M}} = 0,02 V \text{ mmol NaOH} \\ V \text{ mL HCl } 0,01 \text{ M} \cdot \frac{0,01 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,01 \text{ M}} = 0,01 V \text{ mmol HCl} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,02 V \text{ mmol NaOH}}{0,01 V \text{ mmol HCl}} = 2$$

Como la relación molar es mayor que 2, quiere decir que el limitante es el HCl y que **sobra NaOH**.

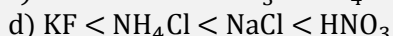
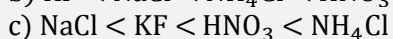
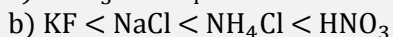
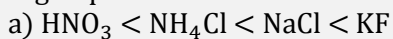
El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizada según la ecuación:



Como se observa, la disolución contiene OH^- , por lo tanto, el **pH > 7**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.195. Considere disoluciones acuosas de idéntica concentración de HNO_3 , NH_4Cl , NaCl y KF . Ordénelas según pH creciente:

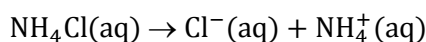


(Datos. $K_a(\text{HF}) = 1,4 \cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.L. País Vasco 2012)

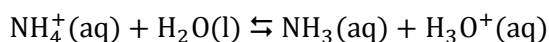
▪ El HNO_3 es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado y su disolución tiene el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ más elevado de todas las sustancias propuestas por lo que su pH será el menor de todos.

▪ El NH_4Cl es una sal que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



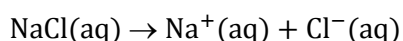
El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ y, por lo tanto, la disolución es ácida y su pH < 7.

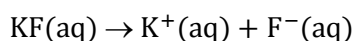
▪ El NaCl es una sal que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

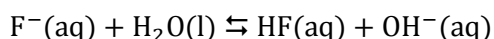
La disolución resultante tiene un pH neutro ya que los iones H_3O^+ y OH^- los suministra el H_2O .

▪ El KF es una sal que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.

El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



Como el F^- es una base débil que se encuentra parcialmente ionizada, su disolución tiene un valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ muy bajo por lo que su pH será el mayor de todos los propuestos

El orden creciente de pH de las disoluciones propuestas es:



La respuesta correcta es la **a**.

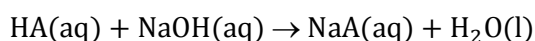
(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012).

1.196. Una de las proposiciones que se hacen sobre el punto de equivalencia de una volumetría de un ácido débil, HA, con NaOH es incorrecta:

- a) El número de moles de OH^- añadidos es igual al número de moles de HA inicialmente presente en la disolución.
- b) Un indicador adecuadamente elegido para la titulación cambia de color.
- c) El pH depende de cuál sea la sustancia que se forme en la reacción.
- d) En una neutralización el pH siempre es 7.
- e) El pH depende de la fortaleza del ácido HA utilizado.

(O.Q.N. Alicante 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:



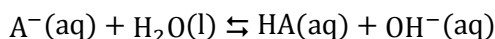
a) Correcta. Respecto a las sustancias que reaccionan, en el punto de equivalencia, se cumple que:



b) Correcta. Si el pH del punto de equivalencia de la volumetría cae dentro de la zona de viraje del indicador, este cambia de color cuando se alcanza dicho punto.

c) Correcta. Si el pH del punto de equivalencia de la volumetría lo proporciona la sustancia que se haya formado en la reacción. En este caso se forma la sal NaA, una sal procedente de ácido débil y base fuerte. De los dos iones que forman la sal:

- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion A^- es la base conjugada del ácido débil HA y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- por lo que la disolución resultante tiene $\text{pH} > 7$.

d) **Incorrecta.** Según se ha visto en el apartado anterior. [Para que el pH fuera 7 la sal formada debería proceder de ácido fuerte y base fuerte](#), ya que ni el anión procedente del ácido, ni el catión procedente de la base se hidrolizan y el pH lo proporciona el H_2O .

e) Correcta. Según se ha demostrado en los apartados anteriores.

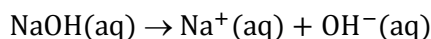
La respuesta correcta es la e.

1.197. El pH de una disolución de sosa cáustica, NaOH, es 13. ¿Qué volumen de agua hay que añadir a 1 L de esta disolución para que su pH sea 12? (Suponga los volúmenes aditivos).

- a) 9 L
- b) 1 L
- c) 10 L
- d) 12 L
- e) 0,1 L

(O.Q.N. Alicante 2013)

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente dissociada en iones de acuerdo con la ecuación:



Los valores del pOH y $[\text{OH}^-]$ para una disolución con $\text{pH} = 13$ son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 13 = 1$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 0,1 \text{ M}$$

La cantidad de OH^- contenido en esta disolución es:

$$1 \text{ L NaOH } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH } 0,1 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol NaOH}} = 0,1 \text{ mol OH}^-$$

Análogamente, los valores del pOH y $[\text{OH}^-]$ para una disolución con $\text{pH} = 12$ son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 12 = 2$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 0,01 \text{ M}$$

Considerando volúmenes aditivos y llamando V al número de litros de agua a añadir a la disolución de $\text{pH} = 13$ es:

$$0,01 \text{ M} = \frac{0,1 \text{ mol OH}^-}{(1 + V) \text{ L disolución}} \quad \rightarrow \quad V = 9 \text{ L H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.198. Un matraz A contiene 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico, HCl, 0,1 M, y otro matraz B contiene 100 mL de una disolución de ácido acético, CH_3COOH , 0,1 M. Ambas disoluciones se valoran con hidróxido de sodio, NaOH, 0,1 M. ¿Cuál de las propuestas es verdadera?

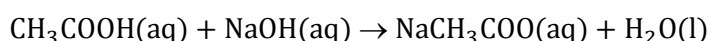
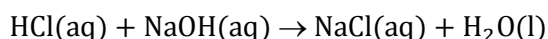
- Ambas disoluciones tienen el mismo pH inicial.
- Ambas disoluciones necesitan el mismo volumen de disolución de sosa para su valoración.
- Ambas disoluciones tienen el mismo pH en el punto de equivalencia.
- En el punto de equivalencia se cumple que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$.
- Todas son falsas.

(O.Q.N. Alicante 2013)

a) Falso. El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado y la disolución tiene un valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ muy alto por lo que su pH será muy bajo.

El CH_3COOH (AcH) es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado y la disolución tiene un valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ menor que el del ácido fuerte por lo que su pH no será tan bajo como el del HCl.

b) **Verdadero**. Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de neutralización de los dos ácidos con NaOH son, respectivamente:



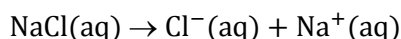
Como todas las disoluciones son 0,1 M, el volumen necesario de disolución de NaOH para neutralizar ambas disoluciones es:

$$100 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}}{0,1 \text{ mmol NaOH}} = 100 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}$$

$$100 \text{ mL AcH } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol AcH}}{1 \text{ mL AcH } 0,1 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol AcH}} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}}{0,1 \text{ mmol NaOH}} = 100 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}$$

Como se observa, en ambas valoraciones **se gasta el mismo volumen de NaOH 0,1 M**.

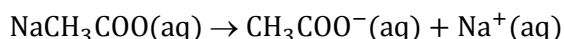
c) Falso. En el punto de equivalencia de la valoración de NaOH solo hay NaCl. El cloruro de sodio en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

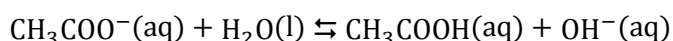
Como ninguno de los iones se hidroliza la disolución resultante es neutra ya que los iones H_3O^+ y OH^- los proporciona el H_2O y el pH de la misma es 7.

▪ En el punto de equivalencia de la valoración de CH_3COOH solo hay NaCH_3COO que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.

El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- por lo que la disolución resultante tiene $\text{pH} > 7$.

d) Falso. Respecto a las sustancias reaccionantes, en el punto de equivalencia, se cumple que:

$$\text{moles de HCl} = \text{moles de CH}_3\text{COOH} = \text{moles NaOH}$$

Sin embargo, como se ha demostrado en el apartado anterior, en el caso en el que:

- reaccionan HCl y NaOH se llega a una disolución con $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
- reaccionan CH_3COOH y NaOH se llega a una disolución con $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$

La respuesta correcta es la **b**.

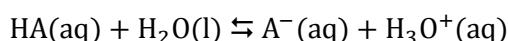
(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2012).

1.199. Para preparar una disolución reguladora con $\text{pH} = 4,87$ se ha utilizado un ácido débil (y la sal del mismo ácido) cuya constante de acidez, K_a , vale $3,31 \cdot 10^{-5}$. ¿Cuál debe ser la relación de concentraciones $[\text{sal}]/[\text{ácido}]$?

- a) 2,45
- b) 1,00
- c) 0,41
- d) 4,87
- e) 3,12

(O.Q.N. Alicante 2013)

La ecuación química correspondiente al equilibrio del ácido débil HA es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \rightarrow \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} = \frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Si la disolución tiene $\text{pH} = 4,87$; el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4,87} \text{ M}$$

El valor de la relación que se obtiene es:

$$\frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} = \frac{3,31 \cdot 10^{-5}}{10^{-4,87}} = 2,45$$

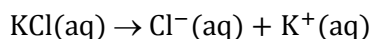
La respuesta correcta es la **a**.

1.200. ¿Cuál de las siguientes sales KCl, NH₄NO₃, RbF, NaCH₃COO y KHCO₃ al ser disuelta en agua forma una disolución cuyo pH sea 7?

- a) KCl
- b) NH₄NO₃
- c) RbF
- d) NaCH₃COO
- e) KHCO₃

(O.Q.N. Alicante 2013)

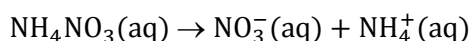
a) **Verdadero**. El cloruro de potasio, **KCl**, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones K⁺ y Cl⁻ son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

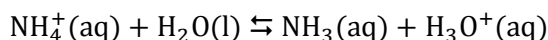
De acuerdo con lo expuesto, la disolución resultante es neutra ya que los iones H₃O⁺ y OH⁻ los proporciona el H₂O y el **pH de la misma es 7**.

b) Falso. El nitrato de amonio, NH₄NO₃, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



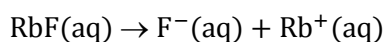
▪ El ion NO₃⁻ es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

▪ El ion NH₄⁺ es el ácido conjugado de la base débil NH₃ y se hidroliza según la ecuación:



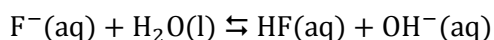
Como se observa, se producen iones H₃O⁺ por lo que la disolución tiene pH < 7.

c) Falso. El fluoruro de rubidio, RbF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



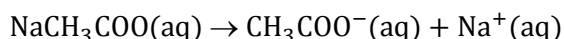
▪ El ion Rb⁺ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.

▪ El ion F⁻ es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



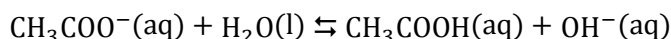
Como se observa, se producen iones OH⁻ por lo que la disolución tiene pH > 7.

d) Falso. El acetato de sodio, NaCH₃COO, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



▪ El ion Na⁺ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.

▪ El ion CH₃COO⁻ es la base conjugada del ácido débil CH₃COOH y se hidroliza según la ecuación:

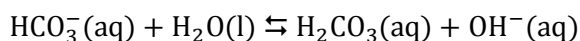
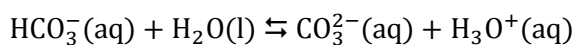


Como se observa, se producen iones OH⁻ por lo que la disolución tiene pH > 7.

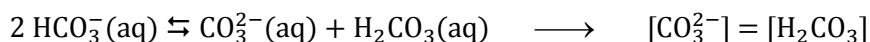
e) Falso. El hidrogenocarbonato de potasio, KHCO₃, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion HCO_3^- , es la base conjugada débil del ácido débil H_2CO_3 , pero también es el ácido conjugado débil de la base débil CO_3^{2-} . Se trata de un anfótero que se comporta como ácido y como base de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



Sumando ambas ecuaciones y teniendo en cuenta que los iones H_3O^+ y OH^- formados se neutralizan entre sí:



La expresión de las constantes de acidez y basicidad (hidrólisis) de ambas reacciones es:

$$\left. \begin{aligned} K_{a_1} &= \frac{[CO_3^{2-}][H_3O^+]}{[HCO_3^-]} \\ K_h &= \frac{K_w}{K_{a_2}} = \frac{[H_2CO_3][OH^-]}{[HCO_3^-]} \end{aligned} \right\} \rightarrow K_{a_1} \cdot K_{a_2} = [H_3O^+]^2$$

Aplicando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene:

$$pH = \frac{1}{2}(pK_{a_1} + pK_{a_2})$$

El pH de la disolución es:

$$pH = \frac{1}{2}(6,3 + 10,3) = 8,30$$

Como se observa, la disolución tiene $pH > 7$.

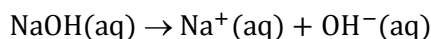
La respuesta correcta es la **a**.

1.201. Se dispone de 10 mL de disolución acuosa de NaOH con $pH = 12$. ¿Hasta qué volumen total hay que diluir añadiendo agua destilada para que la disolución final tenga $pH = 10$?

- 0,50 L
- 0,75 L
- 1,00 L
- 1,25 L
- 1,75 L

(O.Q.L. Valencia 2013)

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la ecuación:



Los valores del pOH y $[OH^-]$ para una disolución con $pH = 12$ son, respectivamente:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 12 = 2 \qquad [OH^-] = 10^{-pOH} = 0,010 \text{ M}$$

La cantidad de iones OH^- contenido en la disolución con $pH = 12$ es:

$$10 \text{ mL NaOH } 0,010 \text{ M} \cdot \frac{0,010 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,010 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol OH}^-}{1 \text{ mmol NaOH}} = 0,10 \text{ mmol OH}^-$$

Análogamente, Los valores del pOH y $[\text{OH}^-]$ para una disolución con $\text{pH} = 10$ son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 10 = 4,0 \qquad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Considerando volúmenes aditivos y llamando V al volumen final de la disolución:

$$1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M} = \frac{0,10 \text{ mmol OH}^-}{V \text{ mL disolución}} \quad \rightarrow \quad V = 1\,000 \text{ mL disolución}$$

La respuesta correcta es la **c**.

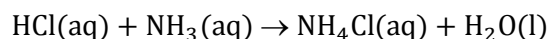
(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013).

1.202. Al valorar amoniaco 0,100 M ($K_b = 10^{-4,75}$) con HCl 0,100 M, el pH en el punto de equivalencia de la mezcla es:

- a) 6,35
- b) 5,29
- c) 7,00
- d) 4,13
- e) 9,25

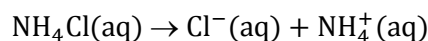
(O.Q.L. Valencia 2013)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre HCl y NH_3 es:

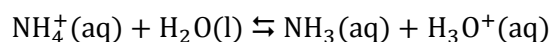


En el punto de equivalencia se tiene una disolución de NH_4Cl en la que considerando volúmenes aditivos la concentración es la mitad de la de las disoluciones iniciales.

El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

El valor de la constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{10^{-4,75}} = 10^{-9,25}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{NH}_4^+] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$10^{-9,25} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,0500} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,30 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(5,30 \cdot 10^{-6}) = 5,29$$

La respuesta correcta es la **b**.

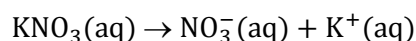
1.203. Al mezclar volúmenes iguales de disoluciones 0,2 M de HClO_4 y KNO_3 , el pH de la disolución resultante será:

- a) > 7
- b) < 7
- c) $= 7$
- d) Igual al $\text{p}K_a$ del HNO_3 .

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Si se mezclan un ácido fuerte, HClO_4 , con una sal de ácido fuerte y base fuerte, KNO_3 , no se produce reacción entre ambos.

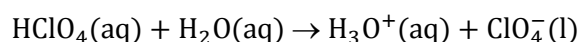
- El KNO_3 , es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución está disociada según:



Los iones K^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Según lo expuesto, esta sal no afecta al pH de la disolución.

- El HClO_4 , es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución tiene $\text{pH} < 7$.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

1.204. Si el valor de K_a para el ion HCO_3^- es $4,7 \cdot 10^{-11}$, el valor de K_b para el ion CO_3^{2-} será:

- a) $4,7 \cdot 10^{-3}$
- b) $2,13 \cdot 10^{-4}$
- c) $4,7 \cdot 10^{-11}$
- d) $4,7 \cdot 10^3$

(O.Q.L. La Rioja 2013)

La relación entre la constante de fuerza de ácido y su base conjugada viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

El valor de la constante K_b es:

$$K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,7 \cdot 10^{-11}} = 2,1 \cdot 10^{-4}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002).

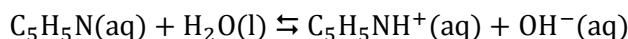
1.205. ¿Cuál es el pH de una disolución reguladora formada por piridina 0,0650 M (C_5H_5N) y cloruro de piridinio 0,200 M ($C_5H_5NH^+Cl^-$)?

- a) 4,60
- b) 4,74
- c) 5,10
- d) 4,20

(Dato. $K_b(C_5H_5N) = 1,70 \cdot 10^{-9}$)

(O.Q.L. Galicia 2013)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por C_5H_5N y $C_5H_5NH^+Cl^-$ es:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[C_5H_5NH^+][OH^-]}{[C_5H_5N]} = [OH^-] \frac{[C_5H_5NH^+]}{[C_5H_5N]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pOH = pK_b + \log \frac{[NH_4^+]}{[C_5H_5N]} \quad \rightarrow \quad pH = 14 - pK_b - \log \frac{[NH_4^+]}{[C_5H_5N]}$$

El valor de pK_b es:

$$pK_b = -\log(1,70 \cdot 10^{-9}) = 8,77$$

El valor del pH de la disolución:

$$pH = 14,0 - 8,77 - \log \frac{0,200}{0,0650} = 4,74$$

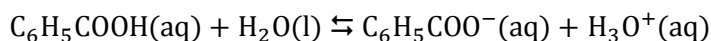
La respuesta correcta es la **b**.

1.206. El ácido benzoico contenido en algunas frutas es un conservante natural cuya constante de acidez es de $6,50 \cdot 10^{-5}$ y cuya solubilidad en agua es solo $3,42 \text{ g L}^{-1}$. El pH de una disolución saturada de este ácido es:

- a) 1,50
- b) 2,87
- c) 5,50
- d) 6,55

(O.Q.L. Asturias 2013)

El ácido benzoico es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

La concentración molar de la disolución saturada de ácido benzoico es:

$$c = \frac{3,42 \text{ g C}_6\text{H}_5\text{COOH}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{COOH}}{122 \text{ g C}_6\text{H}_5\text{COOH}} = 0,0280 \text{ M}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$6,50 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,0280} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,35 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

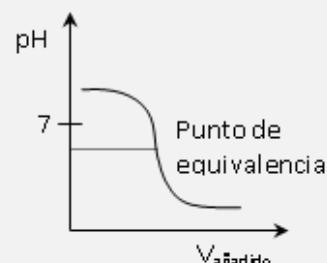
El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(1,35 \cdot 10^{-3}) = 2,87$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.207. La siguiente curva de valoración puede corresponder a una valoración usando:

Valorado	Agente valorante
a) $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$	$\text{KOH}(\text{aq})$
b) $\text{HNO}_3(\text{aq})$	$\text{NaOH}(\text{aq})$
c) $\text{NH}_3(\text{aq})$	$\text{HCl}(\text{aq})$
d) $\text{NaOH}(\text{aq})$	$\text{HNO}_3(\text{aq})$

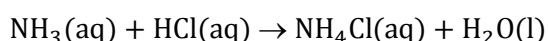
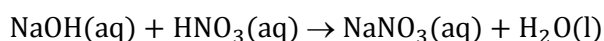


(O.Q.L. Asturias 2013)

Como se observa en la gráfica propuesta, el pH inicial, antes de añadir agente valorante, es mayor que 7, lo cual quiere decir que el valorado es una sustancia con carácter básico. Esto descarta a las dos primeras volumetrías y quedan como valorados NH_3 y NaOH .

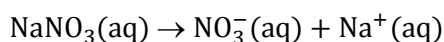
El pH correspondiente al punto de equivalencia es menor que 7, lo cual quiere decir que la sustancia formada en la reacción de neutralización tiene carácter ácido.

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de neutralización de las dos volumetrías restantes son, respectivamente:



Las posibles sustancias presentes en el punto de equivalencia de la volumetría son nitrato de sodio, NaNO_3 , y cloruro de amonio, NH_4Cl .

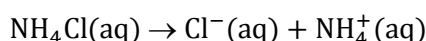
- El nitrato de sodio, NaNO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



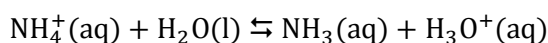
Los iones Na^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Como ninguno de los iones se hidroliza la disolución resultante es neutra ya que los iones H_3O^+ y OH^- los proporciona el H_2O y el pH de la disolución es 7.

- El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución resultante tiene $\text{pH} < 7$.

La respuesta correcta es la c.

1.208. El indicador más apropiado:

Indicador	medio ácido	intervalo	medio básico
rojo de metilo	rojo	4,2 – 6,2	amarillo
rojo de fenol	amarillo	6,6 – 8,0	rojo
azul de timol	amarillo	8,0 – 9,6	azul

para determinar el punto de equivalencia en la valoración de amoníaco ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$) con ácido clorhídrico es:

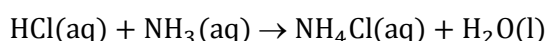
- Rojo de metilo
- Rojo de fenol
- Azul de timol
- Cualquiera de los anteriores.

(O.Q.L. Asturias 2013)

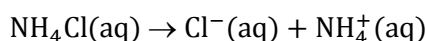
El pH del punto final de una valoración viene dado por las sustancias presentes en ese instante en la disolución.

- El indicador rojo de metilo, con cambio de color a $\text{pH} = 5,1$; será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH ácido.
- El indicador rojo de fenol, con cambio de color a $\text{pH} = 7,3$; será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH neutro.
- El indicador azul de timol, con cambio de color a $\text{pH} = 8,8$; será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH básico.

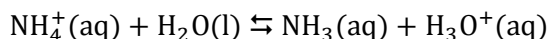
La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NH_3 es:



El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo que la disolución resultante tiene $\text{pH} < 7$. Este valor del pH determina que el **indicador apropiado** para visualizar el punto final de esta valoración sea el **rojo de metilo**.

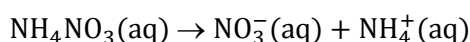
La respuesta correcta es la **a**.

1.209. El pH de una disolución de NH_4NO_3 es:

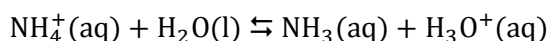
- Menor que 7.
- Igual a 7.
- Mayor que 7.
- Depende de la solubilidad de la sal en agua.

(O.Q.L. Asturias 2013)

El nitrato de amonio, NH_4NO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion NO_3^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo tanto, **la disolución tiene $\text{pH} < 7$** .

La respuesta correcta es la **a**.

1.210. Cuantitativamente, la fuerza de los ácidos y las bases se refleja en el valor de las constantes. A partir de los siguientes valores:

$$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}, \text{p}K_a(\text{HBr}) = -5; \text{p}K_a(\text{HF}) = 3,3; K_a(\text{HCN}) = 10^{-10}$$

el orden de mayor a menor fuerza ácida es:

- $\text{HBr} > \text{HF} > \text{CH}_3\text{COOH} > \text{HCN}$
- $\text{HF} > \text{CH}_3\text{COOH} > \text{HBr} > \text{HCN}$
- $\text{HF} > \text{HBr} > \text{CH}_3\text{COOH} > \text{HCN}$
- $\text{HBr} > \text{HF} > \text{HCN} > \text{CH}_3\text{COOH}$

(O.Q.L. País Vasco 2013)

La fuerza de un ácido viene determinada por el valor de su constante de acidez, K_a . Cuánto mayor es este valor mayor es la fuerza del ácido.

El $\text{p}K_a$ de un ácido se define como:

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

Aplicado a los ácidos propuestos:

$$\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) = 4,7$$

$$\text{p}K_a(\text{HCN}) = -\log(10^{-10}) = 10$$

Por lo tanto, un ácido será más fuerte cuanto menor sea el valor de su $\text{p}K_a$.

Los ácidos propuestos ordenados de más fuerte a más débil son:



La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

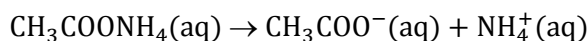
1.211. Se tiene una disolución 0,1 M de acetato de amonio, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, y otra 0,2 M de cianuro de potasio, KCN. ¿Cómo serán estas disoluciones?

- La de acetato de amonio, neutra y la de cianuro de potasio, ácida.
- La de acetato de amonio, básica y la de cianuro de potasio, básica.
- La de acetato de amonio, ácida y la de cianuro de potasio, neutra
- La de acetato de amonio, neutra y la de cianuro de potasio, básica.

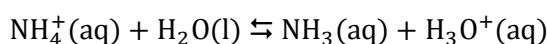
(Datos: $pK_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,76$; $pK_a(\text{NH}_4^+) = 9,24$; $pK_a(\text{HCN}) = 9,21$)

(O.Q.L. Madrid 2013)

El acetato de amonio, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

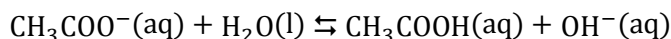


- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ .

- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- .

Para cualquier pareja de ácido y base conjugada se cumple que:

$$pK_a + pK_b = 14$$

Aplicado al ácido acético se obtiene:

$$pK_a(\text{CH}_3\text{COOH}) + pK_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 14 \quad \longrightarrow \quad pK_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 9,24$$

Comparando los valores de los pK de ambos iones se observa que:

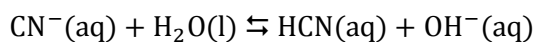
$$pK_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) = pK_a(\text{NH}_4^+) = 9,24$$

esto quiere decir que se trata de especies con la misma fuerza. Como además, la concentración de ambas es la misma, la cantidad de iones OH^- y H_3O^+ que producen, respectivamente, es idéntica, por lo tanto, **la disolución acuosa de esta sal es neutra**.

El cianuro de potasio, KCN, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el $\text{pH} > 7$, lo que motiva que **la disolución acuosa de esta sal sea básica**.

La respuesta correcta es la **d**.

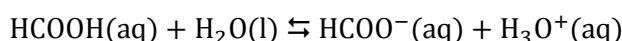
1.212. ¿Cuál es el porcentaje de ionización del ácido fórmico o metanoico en una disolución 0,10 M?

- a) 4,2 %
- b) 2,7 %
- c) 1,8 %
- d) 1,3 %

(Dato. $K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$)

(O.Q.L. Madrid 2013)

El HCOOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

La tabla de concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial c y del grado de ionización α es:

	HCOOH	HCOO ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	$c\alpha$	—	—
c_{formado}	—	$c\alpha$	$c\alpha$
$c_{\text{equilibrio}}$	$c(1 - \alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Sustituyendo en esta expresión se obtiene que el valor del grado de ionización es:

$$1,8 \cdot 10^{-4} = \frac{0,10 \alpha^2}{1 - \alpha} \quad \rightarrow \quad \alpha = 0,042 \rightarrow 4,2 \%$$

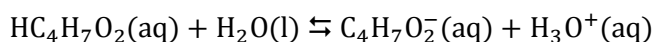
La respuesta correcta es la **a**.

1.213. Una disolución 0,500 M de ácido butírico (butanoico) a 25 °C tiene un pH de 2,55. Calcule ΔG° de la disociación del ácido butírico en agua.

- a) +27,5 kJ mol⁻¹
- b) -27,5 kJ mol⁻¹
- c) +11,9 kJ mol⁻¹
- d) -11,9 kJ mol⁻¹

(O.Q.L. Madrid 2013)

El ácido butírico (butanoico) es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2] = c - x \approx c$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución con $\text{pH} = 2,55$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,55} = 2,82 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El valor de K_a es:

$$K_a = \frac{(2,82 \cdot 10^{-3})^2}{0,500} = 1,59 \cdot 10^{-5}$$

La expresión que relaciona ΔG° con la constante de equilibrio es:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

El valor de ΔG° a 25 °C es:

$$\Delta G^\circ = -(8,314 \cdot 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273) \text{ K} \cdot \ln (1,59 \cdot 10^{-5}) = -27,4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

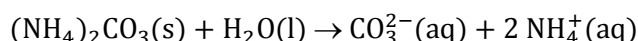
La respuesta correcta es la **b**.

1.214. La constante de acidez del HCO_3^- es $K_a = 4,8 \cdot 10^{-11}$ y la de basicidad del NH_3 es $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Si se disuelve carbonato de amonio en agua la constante del equilibrio que se establece es:

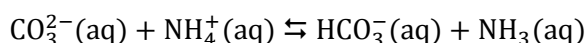
- a) $8,6 \cdot 10^{-16}$
- b) $2,7 \cdot 10^{-6}$
- c) 0,086
- d) 11,6
- e) $3,8 \cdot 10^5$

(O.Q.N. Oviedo 2014)

El $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ al disolverlo en agua se disocia de acuerdo con la siguiente ecuación:



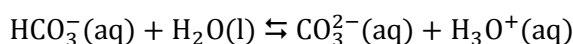
Los iones CO_3^{2-} reaccionan con los iones NH_4^+ de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de equilibrio de la reacción anterior es:

$$K = \frac{[\text{HCO}_3^-] [\text{NH}_3]}{[\text{CO}_3^{2-}] [\text{NH}_4^+]}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disociación del HCO_3^- es:



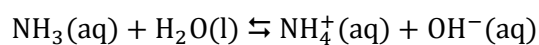
La expresión de su constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CO}_3^{2-}] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

de donde se obtiene que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la ionización del NH_3 es:



La expresión de su constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

de donde se obtiene que:

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Para toda disolución acuosa se cumple que:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Sustituyendo los valores obtenidos de los equilibrios anteriores:

$$K_w = \left(K_a \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]} \right) \left(K_b \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \right) \rightarrow \frac{K_w}{K_a K_b} = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{NH}_3]}{[\text{CO}_3^{2-}][\text{NH}_4^+]}$$

El valor de la constante de equilibrio de la reacción propuesta es:

$$K = \frac{K_w}{K_a K_b} = \frac{10^{-14}}{(4,8 \cdot 10^{-11}) \cdot (1,8 \cdot 10^{-5})} = 11,6$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.215. En una disolución acuosa la concentración de $[\text{OH}^-]$ es cien veces superior a la de $[\text{H}_3\text{O}^+]$. El pH de la disolución es:

- a) 2
- b) 5
- c) 7
- d) 8
- e) 12

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Para esta disolución se cumple que:

$$[\text{OH}^-] = 100 [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Para cualquier disolución acuosa a 25 °C se cumple que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot (100 [\text{H}_3\text{O}^+]) = 10^{-14} \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(10^{-8}) = 8$$

La respuesta correcta es la **d**.

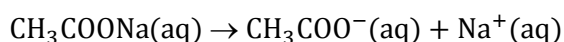
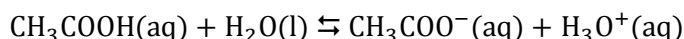
1.216. Cuando se añade acetato de sodio sólido a una disolución acuosa de ácido acético:

- a) El pH aumenta.
- b) La concentración de H_3O^+ aumenta.
- c) La concentración de ácido acético disminuye.
- d) La constante de disociación de ácido acético, K_a , disminuye.
- e) El grado de disociación del ácido acético aumenta.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Cuando se añade acetato de sodio una disolución de ácido acético se forma una mezcla que contiene un ácido débil y una sal que contiene su base conjugada, lo que se denomina una disolución reguladora.

Las ecuaciones correspondientes a la disociación de ambas sustancias en disolución acuosa son:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Al aumentar el valor de $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ en el equilibrio, el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ se hace menor para mantener el valor de constante, lo que **hace aumentar el pH de la disolución**.

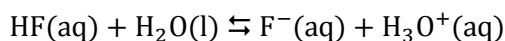
La respuesta correcta es la **a**.

1.217. ¿Cuál es el pH de la disolución que es 0,20 M en HF ($K_a = 7,2 \cdot 10^{-4}$) y 0,40 M en NaF?

- a) 1,92
- b) 2,84
- c) 3,14
- d) 3,44

(O.Q.L. La Rioja 2014)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por el ácido HF y una sal que contiene la base conjugada, F^- , es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]}$$

Se puede aproximar, sin cometer gran error, que en el equilibrio:

$$[\text{HF}] \approx 0,20 \text{ M} \quad \text{y} \quad [\text{F}^-] \approx 0,40 \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y pH de la disolución son, respectivamente:

$$7,2 \cdot 10^{-4} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot \frac{0,40}{0,20} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(3,6 \cdot 10^{-4}) = 3,4$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.218. ¿Cuál de los siguientes grupos de especies pueden comportarse como bases de Lewis?

- a) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NaCl , Fe^{3+}
 b) NH_3 , PH_3 , H_2O
 c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, Co^{2+} , HCl
 d) $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$, BF_3 , NH_3

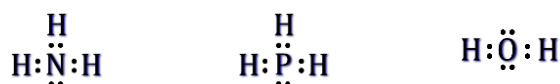
(O.Q.L. La Rioja 2014)

Base de Lewis es una especie química que posee pares de electrones solitarios que puede compartir con un ácido.

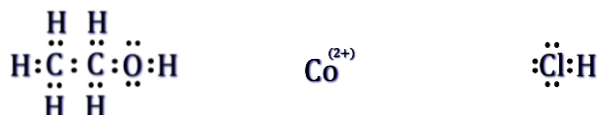
a) Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis de las especies propuestas, el Fe^{3+} es un catión al que le faltan los electrones 4s externos, por lo tanto, se comporta como un ácido de Lewis:



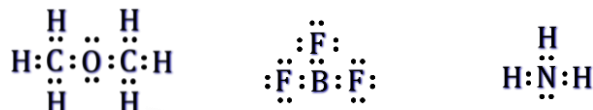
b) **Verdadero**. Como se observa en las estructuras de Lewis, **todas las especies propuestas tienen pares solitarios y se comportan como bases de Lewis:**



c) Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis de las especies propuestas, el Co^{2+} es un catión al que le faltan los electrones 4s externos, por lo tanto, se comporta como un ácido de Lewis:



d) Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis de las especies propuestas, el BF_3 tiene un hueco electrónico, por lo tanto, se comporta como un ácido de Lewis:



La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000).

1.219. ¿Cuál es el ácido conjugado del HAsO_4^{2-} ?

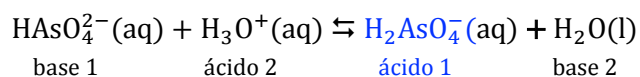
- a) H_3O^+
 b) AsO_4^{3-}
 c) H_3AsO_4
 d) H_2AsO_4^-

(O.Q.L. La Rioja 2014)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La ecuación química correspondiente al comportamiento de HAsO_4^{2-} como base es:



La respuesta correcta es la **d**.

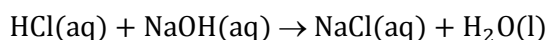
(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002 cambiando P por As).

1.220. Si se mezclan 300 mL de HCl 0,500 M con 50,0 mL de NaOH 4,00 M, ¿el pH de la disolución resultante será?

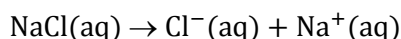
- a) Ácido
- b) Básico
- c) Neutro
- d) Cero

(O.Q.L. Murcia 2014)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HCl es:



El cloruro de sodio, NaCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones Na^{\oplus} y Cl^{\ominus} son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

De acuerdo con lo expuesto, esta sal no afecta al pH de la disolución resultante este dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

La cantidad de cada especie es:

$$\left. \begin{array}{l} 50,0 \text{ mL NaOH } 4,00 \text{ M} \cdot \frac{4,00 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 4,00 \text{ M}} = 200 \text{ mmol NaOH} \\ 300 \text{ mL HCl } 0,500 \text{ M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,500 \text{ M}} = 150 \text{ mmol HCl} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{200 \text{ mmol NaOH}}{150 \text{ mmol HCl}} = 1,33$$

Como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que el limitante es el HCl y que **sobra NaOH**.

Relacionado HCl con NaOH se determina la cantidad de NaOH en exceso:

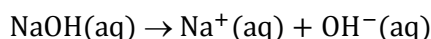
$$150 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HCl}} = 150 \text{ mmol NaOH}$$

$$200 \text{ mmol NaOH (inicial)} - 150 \text{ mmol NaOH (consumido)} = 50,0 \text{ mmol NaOH (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de NaOH es:

$$[\text{NaOH}] = \frac{50,0 \text{ mmol NaOH}}{(50,0 + 300) \text{ mL disolución}} = 0,143 \text{ M}$$

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizada según la ecuación:



Haciendo un balance de materia se tiene que el valor de $[\text{OH}^{\ominus}]$ es:

$$[\text{OH}^{\ominus}] = [\text{NaOH}] = 0,143 \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0,143) = 0,845 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 0,845 = 13,2$$

Como se observa, **la disolución resultante tiene pH básico**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión es similar a la propuesta en Madrid 2012).

1.221. Se prepara una disolución reguladora de $\text{pH} = 4,74$ mezclando dos disoluciones de 45,0 mL 0,200 M de ácido acético y acetato de sodio. ¿Qué variación de pH se produce al añadirle 10,0 mL de hidróxido de sodio 0,10 M?

a) $\Delta\text{pH} = 0,10$

b) $\Delta\text{pH} = 0,20$

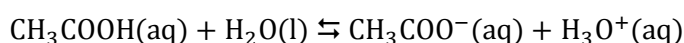
c) $\Delta\text{pH} = 0,40$

d) $\Delta\text{pH} = 0,70$

(Dato: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,80 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.L. Galicia 2014)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por el ácido CH_3COOH y una sal que contiene la base conjugada, CH_3COO^- , es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

La cantidad de CH_3COOH y de CH_3COONa que contiene la disolución es:

$$45,0 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,200 \text{ M}} = 9,00 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}$$

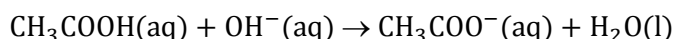
El $\text{p}K_a$ del ácido acético es:

$$\text{p}K_a = -\log(1,80 \cdot 10^{-5}) = 4,74$$

La cantidad de NaOH añadido a la disolución es:

$$10,0 \text{ mL } \text{NaOH } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol } \text{NaOH}}{1 \text{ mL } \text{NaOH } 0,100 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } \text{OH}^-}{1 \text{ mmol } \text{NaOH}} = 1,00 \text{ mmol } \text{OH}^-$$

La adición de NaOH (base) hace que se lleve a cabo la reacción que muestra la siguiente ecuación:



Relacionando NaOH con CH_3COOH y CH_3COO^- , y suponiendo volúmenes aditivos, se tiene que las concentraciones de ambas especies que permanecen en el equilibrio después de la adición del NaOH son:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{9,00 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH} - 1,00 \text{ mmol } \text{OH}^- \cdot \frac{1 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mmol } \text{OH}^-}}{(45,0 + 45,0) \text{ mL}} = 0,0889 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{9,00 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COO}^- + 1,00 \text{ mmol } \text{OH}^- \cdot \frac{1 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COO}^-}{1 \text{ mmol } \text{OH}^-}}{(45,0 + 45,0) \text{ mL}} = 0,111 \text{ M}$$

El pH de la disolución resultante es:

$$\text{pH} = 4,74 + \log\left(\frac{0,111 \text{ M}}{0,0889 \text{ M}}\right) = 4,84$$

La variación de pH se produce es:

$$\Delta\text{pH} = 4,84 - 4,74 = 0,10$$

La respuesta correcta es la **a**.

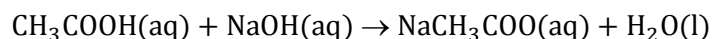
1.222. Indique cuál de las afirmaciones es correcta:

- a) El pH final de la disolución obtenida al mezclar 25 mL de CH_3COOH 0,10 M y 25 mL de NaOH 0,10 M será neutro.
 b) El pH final de la disolución obtenida al mezclar 25 mL de HCl 0,10 M y 25 mL de NaOH 0,10 M será ácido.
 c) El pH final de la disolución obtenida al mezclar 25 mL de NaCl 0,10 M y 25 mL de CH_3COONa 0,10 M será básico.
 d) El pH final de la disolución obtenida al mezclar 25 mL de HCl 0,10 M y 25 mL de NH_3 0,10 M será básico.

(O.Q.L. Valencia 2014)

Cuando se mezclan sustancias, el pH de la disolución resultante lo proporcionan las sustancias presentes al final de la reacción.

a) Incorrecto. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y NaOH es:

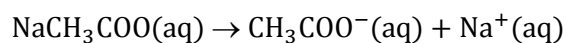


La cantidad de cada especie es:

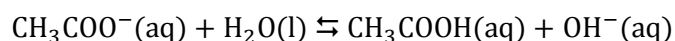
$$25 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,10 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}$$

$$25 \text{ mL } \text{NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol } \text{NaOH}}{1 \text{ mL } \text{NaOH } 0,10 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol } \text{NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales, se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 2,5 mmol de NaCH_3COO formado. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

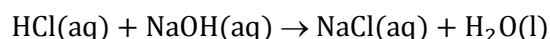


- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo tanto, la disolución resultante es básica.

b) Incorrecto. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

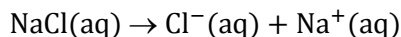


La cantidad de cada especie es:

$$25 \text{ mL } \text{HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol } \text{HCl}}{1 \text{ mL } \text{HCl } 0,10 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol } \text{HCl}$$

$$25 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales, se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 2,5 mmol de NaCl formado. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

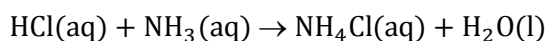


Los iones Na^{+} y Cl^{-} son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Según lo expuesto, esta sal no afecta al pH de la disolución resultante y el pH de esta lo proporciona el agua, por lo tanto, la disolución es neutra.

c) **Correcto.** Como no produce reacción química entre CH_3COONa y NaCl y, según se ha visto en los apartados anteriores, el NaCl no afecta al pH de la disolución, mientras que el NaCH_3COO es una sal que presenta hidrólisis básica y [la disolución resultante es básica](#).

d) Incorrecto. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_3 y HCl es:



La cantidad de cada especie es:

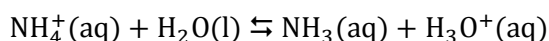
$$25 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol HCl}$$

$$25 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,10 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol NH}_3$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales, se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 2,5 mmol de NH_4Cl formado. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion Cl^{-} es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^{+} es la especie conjugada de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^{+} , por lo tanto, la disolución resultante es ácida.

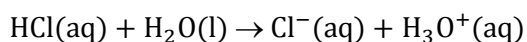
La respuesta correcta es la c.

1.223. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

- a) El pH puede tener valores negativos.
- b) El pH puede tener valores superiores a 14.
- c) El pH de una disolución de un ácido fuerte siempre es menor que el de un ácido débil.
- d) En disoluciones acuosas, el pH más el pOH siempre vale 14 a 25 °C.

(O.Q.L. Valencia 2014)

a) Verdadero. Si se trata de una disolución concentrada de un ácido fuerte, por ejemplo, HCl comercial de riqueza 35 % y densidad $1,17 \text{ g mL}^{-1}$. Este ácido en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado de acuerdo con la ecuación:



De acuerdo con el balance de materia se obtiene que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 35 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1,17 \text{ g HCl } 35 \%}{1 \text{ mL HCl } 35 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HCl } 35 \%}{1 \text{ L HCl } 35 \%} = 11,2 \text{ M}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(11,2) = -1,05$$

b) Verdadero. La relación entre pH y pOH de una disolución a 25 °C viene dada por la expresión:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

En el caso de disoluciones muy ácidas como la anterior en la que $\text{pH} = -1,05$, el valor del pOH de la disolución es:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} \longrightarrow \text{pOH} = 14,0 - (-1,05) = 15,1$$

c) **Falso**. **Depende de cuáles sean las concentraciones de las disoluciones**. Por ejemplo, una disolución 10^{-8} M de un ácido fuerte, como el HCl, tiene un pH ligeramente inferior a 7; mientras que, una disolución $0,1 \text{ M}$ de un ácido débil, como el HF ($K_a = 7,0 \cdot 10^{-4}$), tiene un pH cercano a 2.

d) Verdadero. Según se ha visto en el apartado b).

La respuesta correcta es la **c**.

1.224. Una disolución de una sustancia básica tiene un $\text{pH} = 8,9$. ¿Cuál es la concentración, mol L^{-1} , de OH^- ?

- a) $1,25 \cdot 10^{-9}$
- b) $7,94 \cdot 10^{-6}$
- c) $8,9 \cdot 10^{-5}$
- d) $6,4 \cdot 10^{-4}$

(O.Q.L. Valencia 2014)

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de una disolución con $\text{pH} = 8,9$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-8,9} \text{ M} = 1,3 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

El producto iónico del agua a 25 °C es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

De aquí se puede calcular que el valor de $[\text{OH}^-]$ de la disolución es:

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,3 \cdot 10^{-9}} = 7,7 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

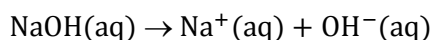
La respuesta correcta es la **b**.

1.225. Se dispone de 10 mL de disolución acuosa de NaOH con $\text{pH} = 12$. ¿Cuál será el volumen de agua destilada que se necesitará añadir para que la disolución final tenga $\text{pH} = 10$?

- a) 0,50 L
- b) 0,75 L
- c) 0,99 L
- d) 1,75 L

(O.Q.L. Valencia 2014)

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la ecuación:



La relación entre pH y pOH de una disolución a 25 °C viene dada por la expresión:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Los valores del pOH y $[\text{OH}^-]$ para una disolución con pH = 12 son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 12 = 2,0 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 0,010 \text{ M}$$

La cantidad de OH^- contenido en la disolución de pH = 12 es:

$$10,0 \text{ mL NaOH } 0,010 \text{ M} \cdot \frac{0,010 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,010 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol OH}^-}{1 \text{ mmol NaOH}} = 0,10 \text{ mmol OH}^-$$

Análogamente, los valores del pOH y de $[\text{OH}^-]$ para una disolución con pH = 10 son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 10 = 4,0 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Considerando volúmenes aditivos y llamando V al volumen de agua a añadir:

$$1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M} = \frac{0,10 \text{ mmol OH}^-}{(10 + V) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \rightarrow V = 0,99 \text{ L}$$

La respuesta correcta es la c.

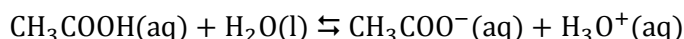
(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2013).

1.226. Se ha preparado un litro de disolución acuosa 0,01 M de ácido acético. Indique cuál de las afirmaciones es correcta:

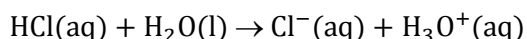
- a) El grado de disociación del ácido acético aumentará al añadir 1 mL de HCl 1 M.
- b) El pH de la disolución será 7,0 tras añadir 10 mL de NaOH 1 M.
- c) El grado de disociación del ácido acético aumentará al añadir 1 mL de NaOH 1 M.
- d) El pH de la disolución será ligeramente inferior a 7,0 tras añadir 10 mL de NaOH 1 M.

(O.Q.L. Valencia 2014)

a) Incorrecto. El CH_3COOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la ecuación:



El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado de acuerdo con la ecuación:

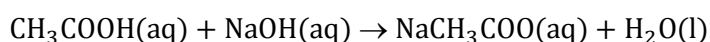


El principio de Le Châtelier (1884) dice:

“cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada”.

Si se añade H_3O^+ al equilibrio, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consume la sustancia añadida, en este caso hacia la formación de CH_3COOH , por lo tanto, el grado de disociación de este disminuye.

b-d) Incorrecto. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y NaOH es:

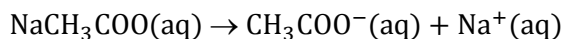


La cantidad de cada especie es:

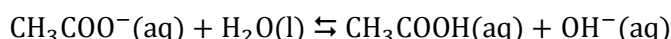
$$1 \text{ L CH}_3\text{COOH } 0,01 \text{ M} \cdot \frac{10^3 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,01 \text{ M}}{1 \text{ L CH}_3\text{COOH } 0,01 \text{ M}} \cdot \frac{0,01 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,01 \text{ M}} = 10 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

$$10 \text{ mL NaOH } 1 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 1 \text{ M}} = 10 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales, se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 10 mmol de NaCH₃COO formado. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:

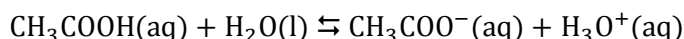


- El ion Na⁺ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CH₃COO⁻ es la base conjugada del ácido débil CH₃COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH⁻, por lo tanto, la disolución resultante es básica y su pH > 7.

c) **Correcto.** El CH₃COOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la ecuación:



El NaOH es una base fuerte que se encuentra en disolución acuosa totalmente ionizada de acuerdo con la ecuación:



Si se añade OH⁻ al equilibrio, estos iones consumen una cantidad igual de H₃O⁺, por lo que de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio evoluciona en el sentido en el que se reponga la especie consumida, en este caso hacia la formación de H₃O⁺, por lo tanto, **el grado de disociación del CH₃COOH aumenta.**

La respuesta correcta es la c.

1.227. A temperatura ambiente, se mezclan 100 mL de disolución acuosa de pH = 5,0 con 20 mL de disolución acuosa de ácido nítrico 0,010 M. Para la disolución resultante:

- a) El pH será menor que 2.
- b) El pH será mayor que 5.
- c) El nuevo pH será 2,8.
- d) La concentración [OH⁻] será mayor que 10⁻⁷ M.
- e) Los datos son insuficientes para calcular el pH resultante.

(O.Q.L. Madrid 2014)

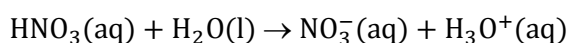
- El valor de [H₃O⁺] de una disolución con pH = 5,0 es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,0 \cdot 10^{-5,0} \text{ M}$$

La cantidad de iones H₃O⁺ que contiene 100 mL de esa disolución es:

$$100 \text{ mL disolución ácida } 1,0 \cdot 10^{-5,0} \text{ M} \cdot \frac{1,0 \cdot 10^{-5,0} \text{ mmol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mL disolución ácida } 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mmol H}_3\text{O}^+$$

- El HNO₃ es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizado de acuerdo con la ecuación:



La cantidad de iones H₃O⁺ contenidos en 20 mL de disolución 0,010 M es:

$$20 \text{ mL HNO}_3 \text{ } 0,010 \text{ M} \cdot \frac{0,010 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mL HNO}_3 \text{ } 0,010 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mmol HNO}_3} = 0,20 \text{ mmol H}_3\text{O}^+$$

Considerando volúmenes aditivos, el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución resultante es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{(1,0 \cdot 10^{-3} + 0,20) \text{ mmol H}_3\text{O}^+}{(100 + 20) \text{ mL disolución}} = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(1,7 \cdot 10^{-3}) = 2,8$$

La respuesta correcta es la c.

1.228. La constante de basicidad, $\text{p}K_b$, de las siguientes especies químicas se muestra en la tabla:

S^{2-}	CO_3^{2-}	NH_3	N_2H_4
2,0	3,7	4,7	6,0

¿Qué especie química tiene su ácido conjugado con mayor carácter ácido?

- a) Amoníaco
- b) Ion sulfuro
- c) Hidracina
- d) Ion carbonato
- e) Ninguna

(O.Q.L. Madrid 2014)

Para cualquier pareja ácido - base conjugado se cumple que:

$$\text{p}K_a + \text{p}K_b = \text{p}K_w$$

Los valores de $\text{p}K_a$ para los ácidos conjugados de las especies propuestas se muestran en la siguiente tabla:

Especie	S^{2-}	CO_3^{2-}	NH_3	N_2H_4
$\text{p}K_b$	2,0	3,7	4,7	6,0
Ácido conjugado	HS^-	HCO_3^-	NH_4^+	N_2H_5^+
$\text{p}K_a$	12,0	10,3	9,3	8,0

La base más débil es la hidracina ya que es la que tiene menor $\text{p}K_b$, por lo tanto, su ácido conjugado, el ion hidracinio, es el más fuerte, ya que tiene mayor $\text{p}K_a$.

La respuesta correcta es la c.

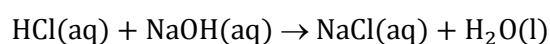
1.229. ¿Cuál es el pH de la disolución formada al mezclar 25,0 mL de HCl 0,100 M y 35,0 mL de NaOH 0,250 M?

- a) 9,82
- b) 2,20
- c) 4,18
- d) 11,8
- e) 13,54

(O.Q.L. Madrid 2014)

Cuando se mezclan sustancias, el pH de la disolución resultante lo proporcionan las sustancias presentes al final de la reacción.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

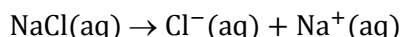


La cantidad de cada especie es:

$$\left. \begin{array}{l} 35,0 \text{ mL NaOH } 0,250 \text{ M} \cdot \frac{0,250 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,250 \text{ M}} = 8,75 \text{ mmol NaOH} \\ 25,0 \text{ mL HCl } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,100 \text{ M}} = 2,50 \text{ mmol HCl} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{8,75 \text{ mmol NaOH}}{2,50 \text{ mmol HCl}} = 3,5$$

Como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que el limitante es el HCl y que **sobra NaOH**.

▪ El NaCl formado es una sal procedente de ácido y base fuertes. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



Los iones $\text{Na}^{\text{+}}$ y $\text{Cl}^{\text{-}}$ son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan. Por lo tanto, esta sal no afecta al pH de la disolución resultante.

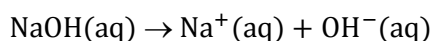
▪ Relacionado HCl con NaOH:

$$2,50 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HCl}} = 2,50 \text{ mmol NaOH}$$

De acuerdo con el balance de NaOH y suponiendo volúmenes aditivos la concentración de la disolución resultante es:

$$[\text{NaOH}] = \frac{8,75 \text{ mmol NaOH (inicial)} - 2,50 \text{ mmol NaOH (consumido)}}{(25,0 + 35,0) \text{ mL disolución}} = 0,104 \text{ M}$$

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizada según la ecuación:



El valor de $[\text{OH}^{\text{-}}]$ es:

$$[\text{OH}^{\text{-}}] = [\text{NaOH}] = 0,104 \text{ M}$$

El pOH y pH de la disolución resultante son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0,104) = 0,983$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 0,983 = 13,02$$

Ninguna respuesta es correcta y la que más se aproxima es la e.

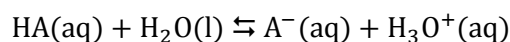
(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2012).

1.230. Una disolución de un ácido débil monoprótico de concentración 0,200 M tiene un pH de 3,50. ¿Cuál es el valor de la constante de disociación de este ácido, K_a ?

- a) $1,58 \cdot 10^{-3}$
- b) $1,00 \cdot 10^{-7}$
- c) $5,00 \cdot 10^{-7}$
- d) $1,80 \cdot 10^{-5}$
- e) $1,58 \cdot 10^{-4}$

(O.Q.L. Madrid 2014)

Como se trata de un ácido débil monoprótico que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 3,50$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,50} \text{ M}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,50} \text{ M} \quad \text{y} \quad [\text{HA}] \approx 0,200 \text{ M}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(10^{-3,50})^2}{0,200} = 5,00 \cdot 10^{-7}$$

La respuesta correcta es la **c**.

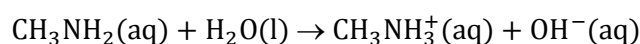
(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2010).

1.231. Uno de estos compuestos orgánicos forma disoluciones básicas cuando se disuelve en agua:

- a) CH_3NH_2
- b) CH_3COOH
- c) CH_4
- d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$
- e) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$

(O.Q.L. Madrid 2014)

Las aminas, como el CH_3NH_2 , son bases débiles que en disolución acuosa se encuentran parcialmente ionizadas de acuerdo con la ecuación:



Como se observa se producen iones OH^- , por lo tanto, la disolución es básica.

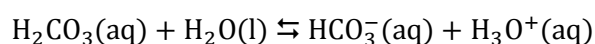
La respuesta correcta es la **a**.

1.232. Qué especie química podría formar pareja con el ácido carbónico para tener una disolución amortiguadora o reguladora:

- a) Dióxido de carbono.
- b) Ion carbonato.
- c) Ion hidróxido.
- d) Ion hidrogenocarbonato.
- e) No es posible formar pareja.

(O.Q.L. Madrid 2014)

Una disolución reguladora es una mezcla formada por un ácido o base débil y una sal que contenga su base o ácido conjugado. En el caso del ácido carbónico:



la mezcla debe estar formada por el ácido carbónico, H_2CO_3 , y su base conjugada el ion hidrogenocarbonato, HCO_3^- .

La respuesta correcta es la **d**.

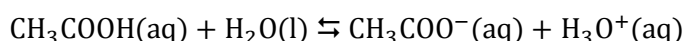
1.233. Al añadir $1,00 \text{ cm}^3$ de HCl $1,00 \text{ M}$ a $1,00 \text{ L}$ de disolución de ácido acético $0,500 \text{ M}$ y acetato de sodio $0,500 \text{ M}$, el pH:

- Aumenta aproximadamente en una unidad.
- Aumenta aproximadamente en media unidad.
- Prácticamente no cambia.
- Disminuye aproximadamente en una unidad.
- Disminuye aproximadamente en dos unidades.

(Dato. $K_a = 1,80 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. País Vasco 2016)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por el ácido CH_3COOH y una sal que contiene la base conjugada, CH_3COO^- , es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

La cantidad de CH_3COOH y de CH_3COONa que contiene la disolución es:

$$1 \text{ L CH}_3\text{COOH } 0,50 \text{ M} \cdot \frac{10^3 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,500 \text{ M}}{1 \text{ L CH}_3\text{COOH } 0,500 \text{ M}} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,500 \text{ M}} = 500 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

El $\text{p}K_a$ del ácido acético es:

$$\text{p}K_a = -\log(1,80 \cdot 10^{-5}) = 4,74$$

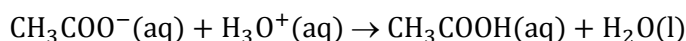
El pH de esta disolución reguladora es:

$$\text{pH} = 4,74 + \log \frac{0,500}{0,500} = 4,74$$

La cantidad de HCl añadido a la disolución es:

$$1,00 \text{ mL HCl } 1,00 \text{ M} \cdot \frac{1,00 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 1,00 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mmol HCl}} = 1,00 \text{ mmol H}_3\text{O}^+$$

La adición de HCl (ácido) hace que se lleve a cabo la reacción que muestra la siguiente ecuación:



Relacionando HCl con CH_3COOH y CH_3COO^- , y suponiendo despreciable la variación de volumen, las concentraciones de ambas especies que permanecen en el equilibrio después de la adición del HCl son:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{500 \text{ mmol CH}_3\text{COOH} + 1,00 \text{ mmol H}_3\text{O}^+ \cdot \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mmol H}_3\text{O}^+}}{1 \text{ 000 mL}} = 0,501 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{500 \text{ mmol CH}_3\text{COO}^- - 1,00 \text{ mmol H}_3\text{O}^+ \cdot \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{COO}^-}{1 \text{ mmol H}_3\text{O}^+}}{1 \text{ 000 mL}} = 0,499 \text{ M}$$

El pH de la disolución resultante es:

$$\text{pH} = 4,74 + \log\left(\frac{0,499 \text{ M}}{0,501 \text{ M}}\right) = 4,738$$

La variación de pH se produce es:

$$\Delta\text{pH} = 4,74 - 4,738 = -0,002$$

Como se observa, **el pH de la disolución prácticamente no cambia.**

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Galicia 2014).

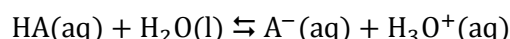
1.234. ¿Con qué reactivos, entre los siguientes, se prepararía una disolución tampón de pH alrededor de 7,0?

- a) NaH_2PO_4 y HCl
- b) H_3PO_4 y HCl
- c) NaH_2PO_4 y NaOH
- d) Na_2HPO_4 y HCl
- a) Na_3PO_4 y Na_2HPO_4

(Datos. H_3PO_4 : $\text{p}K_{a_1} = 2,0$; $\text{p}K_{a_2} = 7,2$; $\text{p}K_{a_3} = 12,3$)

(O.Q.L. País Vasco 2014)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por una mezcla de un ácido débil, HA, y una de sus sales que contenga su base conjugada, A^- , viene dado por la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

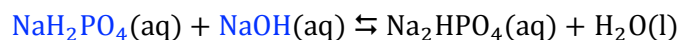
Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

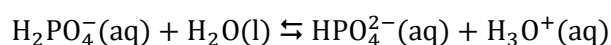
La capacidad reguladora máxima de una disolución tampón se consigue si se cumple que:

$$[\text{HA}] = [\text{A}^-] \quad \rightarrow \quad \text{pH} \approx \text{p}K_a$$

Por lo tanto, para preparar una disolución reguladora de $\text{pH} \approx 7$ se debe elegir como ácido al NaH_2PO_4 , sal que contiene el ion H_2PO_4^- ($\text{p}K_a = 7,2$). Para obtener su base conjugada, HPO_4^{2-} , se debe hacer reaccionar sal anterior con NaOH de acuerdo con la siguiente ecuación química:



La siguiente ecuación química muestra el equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por el ácido H_2PO_4^- y una sal que contiene su base conjugada HPO_4^{2-} :



La ecuación de Henderson-Hasselbach correspondiente a este equilibrio es:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 7,2 + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

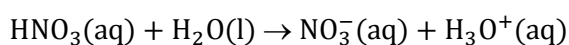
La respuesta correcta es la **c**.

1.235. Se preparan dos disoluciones acuosas, una 0,0550 M de HNO_3 y la otra 0,0250 M de KOH . El pH de cada una de las disoluciones será:

- El de la primera 1,26 y el de la segunda 1,60.
- El de la primera 2,52 y el de la segunda 12,4.
- Las dos tendrán el mismo pH.
- El de la primera 1,26 y el de la segunda 12,4.
- El pH de la primera disolución es mayor que el de la segunda.

(O.Q.L. País Vasco 2014)

▪ El ácido nítrico, HNO_3 , es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:

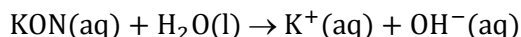


Los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y pH de esta disolución son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HNO}_3] = 0,0550 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(0,0550) = 1,26$$

▪ El hidróxido de potasio, KOH , es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociada según la ecuación:



Los valores de $[\text{OH}^-]$, pOH y pH de esta disolución son, respectivamente:

$$[\text{OH}^-] = [\text{KOH}] = 0,0250 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log(0,0250) = 1,60$$

$$\text{pH} = 14,0 - \text{pOH} = 14,0 - 1,60 = 12,4$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.236. La base conjugada del H_2PO_4^- es:

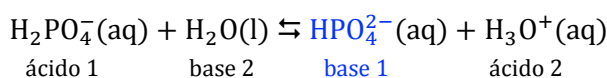
- PO_4^{3-}
- HPO_4^-
- H_3PO_4
- HPO_4^{2-}

(O.Q.L. Asturias 2014)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La ecuación química correspondiente a la reacción del H_2PO_4^- como ácido es:



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002, Asturias 2004 y otras).

1.237. Si el pH de una disolución neutra es 6,70; la temperatura de trabajo es:

T (°C)	10	25	45	60
K_w	$2,92 \cdot 10^{-15}$	$1,00 \cdot 10^{-14}$	$4,01 \cdot 10^{-14}$	$9,61 \cdot 10^{-14}$

- a) 10 °C
- b) 25 °C
- c) 45 °C
- d) 60 °C

(O.Q.L. Asturias 2014)

Para cualquier disolución acuosa se cumple que:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

En una disolución neutra se cumple que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

La expresión de la constante queda como:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

Si la disolución tiene pH = 6,7 el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-6,7} \text{ M}$$

El valor de la constante de equilibrio K_w es:

$$K_w = (10^{-6,7})^2 = 3,98 \cdot 10^{-14}$$

Este valor de K_w es a la [temperatura de 45 °C](#).

La respuesta correcta es la **c**.

1.238. El pH de una disolución es 1. Si el pH aumenta a 2, la concentración de iones H_3O^+ con respecto a la primera se hace:

- a) Doble
- b) Mitad
- c) 10 veces mayor
- d) 10 veces menor

(O.Q.L. Asturias 2014)

Los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución con pH = 1 y otra con pH = 2 son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} \text{ M} \qquad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ M}$$

La relación que existe entre ambas concentraciones es:

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{(\text{pH}=1)}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{(\text{pH}=2)}} = \frac{10^{-1} \text{ M}}{10^{-2} \text{ M}} = \frac{1}{10}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.239. Analizando los valores de la tabla se deduce que:

Base	Anilina	Amoniaco	Metilamina
Fórmula	$C_6H_5NH_2$	NH_3	CH_3NH_2
K_b	$10^{-9,37}$	$10^{-4,74}$	$10^{-3,43}$

- a) La base más débil es la metilamina.
 b) En disolución acuosa, a igual concentración de base, tendrá un pH mayor la disolución de amoniaco.
 c) La sustancia con mayor grado de disociación es la anilina.
 d) Si se compara la acidez relativa de los ácidos conjugados, la especie más ácida es $C_6H_5NH_3^+$.

(O.Q.L. Asturias 2014)

Para cualquier ácido o base se cumple que:

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

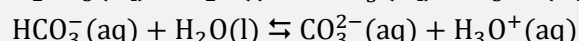
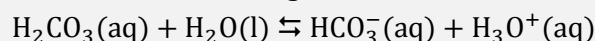
Los valores de K_a para los ácidos conjugados de las especies propuestas se muestran en la siguiente tabla:

Especie	$C_6H_5NH_2$	NH_3	CH_3NH_2
K_b	$10^{-9,37}$	$10^{-4,74}$	$10^{-3,43}$
Ácido conjugado	$C_6H_5NH_3^+$	NH_4^+	$CH_3NH_3^+$
K_a	$10^{-4,63}$	$10^{-9,26}$	$10^{-10,57}$

- a) Falso. La base más débil es la anilina ya que es la que tiene menor K_b .
 b-c) Falso. A igual concentración, el mayor pH y el mayor grado de disociación lo tiene la base más fuerte, es decir, la que tiene mayor K_b , en este caso, metilamina.
 d) **Verdadero**. La base más débil es la anilina ya que es la que tiene menor K_b , por lo tanto, su ácido conjugado, $C_6H_5NH_3^+$, es el más fuerte, ya que tiene mayor K_a .

La respuesta correcta es la **d**.

1.240. De acuerdo con las siguientes ecuaciones:



¿Cuál es la base conjugada de HCO_3^- ?

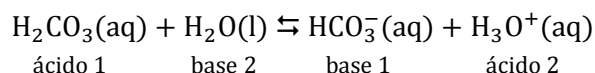
- a) $H_2CO_3(aq)$
 b) $H_2O(l)$
 c) $H_3O^+(aq)$
 d) $CO_3^{2-}(aq)$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

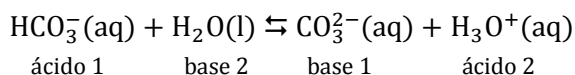
- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

En la primera ecuación:



el ion HCO_3^- es la base conjugada del ácido H_2CO_3 .

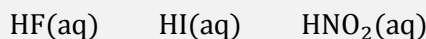
En la segunda ecuación:



el ion HCO_3^- se comporta como ácido y su **base conjugada** es el ion CO_3^{2-} .

La respuesta correcta es la **d**.

1.241. De los siguientes ácidos:



¿Son todos ácidos débiles?

- a) Solo HF(aq).
- b) Solo HI(aq).
- c) Solo HNO₂(aq).
- d) HF(aq) y HNO₂(aq).

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

De los ácidos propuestos el único que es **fuerte es el HI(aq)**, el resto son ácidos débiles.

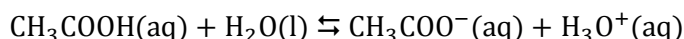
La respuesta correcta es la **d**.

1.242. ¿Cuántos moles de NaCOOCH₃ hay que añadir a 250,0 mL de una disolución de CH₃COOH 0,200 M ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) para obtener una disolución reguladora con un pH de 3,50?

- a) $1,14 \cdot 10^{-2}$
- b) $2,85 \cdot 10^{-3}$
- c) 0,878
- d) 0,3516
- e) 0,248

(O.Q.N. Madrid 2015)

La ecuación química correspondiente al equilibrio de una disolución reguladora formada por CH₃COOH y NaCOOCH₃ es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

El valor del pK_a del ácido acético es:

$$\text{p}K_a = -\log K_a = -\log (1,8 \cdot 10^{-5}) = 4,75$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Sustituyendo en la ecuación anterior se obtiene el valor de [CH₃COO⁻] es:

$$3,50 = 4,75 + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{0,200} \quad \rightarrow \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,0114 \text{ M}$$

El número de moles de NaCOOCH₃ que se ha disolver en 250,0 mL de esta disolución es:

$$250,0 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{10^3 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,0114 \text{ mol NaCOOCH}_3}{1 \text{ L disolución}} = 2,85 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaCOOCH}_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

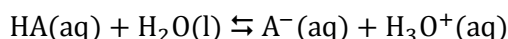
(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2008).

1.243. Un ácido débil monoprótico de concentración 0,100 M se disocia en 3,0 %. La constante de disociación, K_a , es:

- a) $9,3 \cdot 10^{-5}$
- b) $9,3 \cdot 10^{-6}$
- c) $5,4 \cdot 10^{-6}$
- d) $1,1 \cdot 10^{-6}$
- e) $3,6 \cdot 10^{-5}$

(O.Q.N. Madrid 2015)

Un ácido débil, HA, en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

La tabla de concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial y del grado de disociación es:

	HA	A ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	$c\alpha$	—	—
c_{formado}	—	$c\alpha$	$c\alpha$
$c_{\text{equilibrio}}$	$c(1 - \alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

Sustituyendo los valores de la tabla la expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c(1 - \alpha)}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{0,100 \cdot (0,03)^2}{1 - 0,03} = 9,3 \cdot 10^{-5}$$

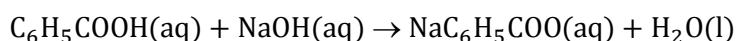
La respuesta correcta es la **a**.

1.244. Una disolución 0,052 M de ácido benzoico, C₆H₅COOH, se valora con una base fuerte. Si K_a (C₆H₅COOH) = $6,3 \cdot 10^{-5}$, ¿cuál es la [H₃O⁺] de la disolución cuando se está a medio camino del punto de equivalencia?

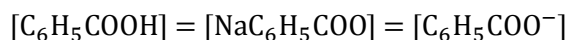
- a) $6,3 \cdot 10^{-5}$ M
- b) $1,8 \cdot 10^{-3}$ M
- c) $7,9 \cdot 10^{-3}$ M
- d) $2,6 \cdot 10^{-2}$ M

(O.Q.L. La Rioja 2015)

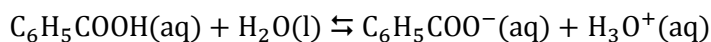
La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización del C₆H₅COOH con una base fuerte como el NaOH es:



A mitad de camino del punto de equivalencia se cumple que:



con lo que se tiene una disolución reguladora formada por una mezcla equimolar de $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ y $\text{NaC}_6\text{H}_5\text{COO}$. La ecuación química correspondiente a dicho equilibrio es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

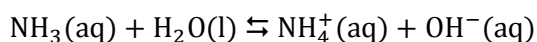
1.245. Una disolución reguladora hecha con NH_3 y NH_4Cl tiene un pH de 10,0. ¿Qué procedimiento se podría usar para disminuir el pH?

I. Añadir HCl II. Añadir NH_3 III. Añadir NH_4Cl

- a) Solo I
b) Solo II
c) I y II
d) II y III

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La ecuación química correspondiente al equilibrio de una disolución reguladora formada por NH_3 y NH_4Cl es:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = [\text{OH}^-] \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

Para cualquier disolución acuosa se cumple que:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Sustituyendo $[\text{OH}^-]$ en la expresión de K_b se tiene:

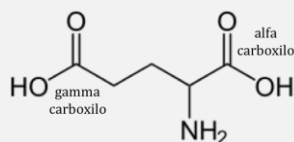
$$K_b = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \cdot \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_b}{K_w} \cdot \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

Para que disminuya el pH debe aumentar $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y eso se consigue de dos formas:

- (I) **Añadiendo HCl**, que hace disminuir $[\text{NH}_3]$ al reaccionar ambas sustancias entre sí.
- (III) **Añadiendo NH_4Cl** , que hace aumentar $[\text{NH}_4^+]$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.246. Considere el ácido glutámico, cuya fórmula es:

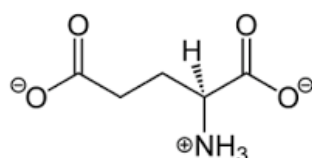


Los pK_a de este aminoácido son 1,9; 3,1 y 10,5 para sus grupos alfa-carboxilo, gamma-carboxilo y amino, respectivamente. A $\text{pH} = 7$, ¿cuál será el estado de los grupos carboxilo y amino?

- Los dos carboxilos desprotonados ($-\text{COO}^-$) y el amino protonado (NH_3^+).
- El alfa-carboxilo desprotonado y el amino y el gamma-carboxilo protonados.
- Todos desprotonados.
- Todos protonados.
- El gamma-carboxilo desprotonado y el amino y el alfa-carboxilo protonados.

(O.Q.L. Madrid 2015)

Atendiendo a los valores del pK_a , cuando el $\text{pH} = 7$, el ácido glutámico debe tener la estructura en la que se comporte como ácido lo más débil posible. Por este motivo, **ambos grupos carboxilo deben estar desprotonados y el grupo amino debe encontrarse protonado**. Presenta la siguiente estructura:



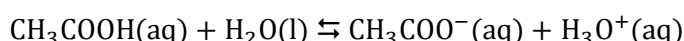
La respuesta correcta es la **a**.

1.247. Una disolución 0,10 M de ácido acético tiene un pH de 2,88. ¿Cuál es el porcentaje de disociación del ácido?

- 1,3 %
- 50 %
- 7,5 %
- 28,8 %
- No se puede saber, se necesita el dato del pK_a .

(O.Q.L. Madrid 2015)

El ácido acético, CH_3COOH , es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado según la siguiente ecuación:



El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de una disolución que tiene $\text{pH} = 2,88$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,88} \text{ M} = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = x = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] \approx c = 0,10 \text{ M}$$

El grado de disociación se define como:

$$\alpha = \frac{\text{moles disociados}}{\text{moles iniciales}} = \frac{x}{c}$$

El valor del grado de disociación es:

$$\alpha = \frac{1,32 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{0,10 \text{ M}} = 1,3 \cdot 10^{-2} \rightarrow 1,3 \%$$

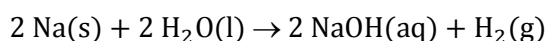
La respuesta correcta es la **a**.

1.248. El sodio es un metal que reacciona violentamente con el agua formando hidróxido de sodio y liberando hidrógeno molecular en la reacción. Si se añade 1,0 g de sodio a un bidón que contiene 1 000 m³ de agua en agitación, el pH de la disolución resultante es:

- a) 8,2
- b) 6,6
- c) 7,1
- d) 6,9
- e) 7,9

(O.Q.L. Madrid 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Na y H₂O es:



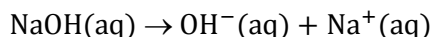
Relacionando Na con NaOH:

$$1,0 \text{ g Na} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}}{23,0 \text{ g Na}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol Na}} = 0,043 \text{ mol NaOH}$$

La cantidad de agua que se consume en la reacción es despreciable respecto a la cantidad inicial, por lo tanto, la concentración molar de la disolución resultante es:

$$[\text{NaOH}] = \frac{0,043 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ 000 m}^3 \text{ disolución}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ disolución}}{10^3 \text{ L disolución}} = 4,3 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

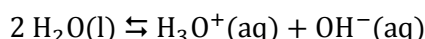
El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la ecuación:



De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{OH}^{\text{-}}] = [\text{NaOH}] = 4,3 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

Como este valor es menor que el que proporciona el H₂O es preciso tener en cuenta ambos valores. El H₂O es una sustancia que se comporta como ácido o base débil y se disocia parcialmente según la ecuación:



Este equilibrio se encuentra modificado por la presencia de los iones procedentes del NaOH.

El balance de materia correspondiente al NaOH es:

$$[\text{NaOH}]_0 = [\text{Na}^{\text{+}}] = c$$

El balance de cargas (condición de electroneutralidad) en la disolución es:

$$[\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}] + [\text{Na}^{\text{+}}] = [\text{OH}^{\text{-}}]$$

De ambos balances se obtiene que:

$$[\text{OH}^{\text{-}}] = [\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}] + c$$

Sustituyendo el valor de [OH⁻] en la expresión de K_w:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}] ([\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}] + c)$$

Sustituyendo se obtiene:

$$1,0 \cdot 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot ([\text{H}_3\text{O}^+] + 4,3 \cdot 10^{-8})$$

Se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 8,1 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(8,1 \cdot 10^{-8}) = 7,1$$

La respuesta correcta es la **c**.

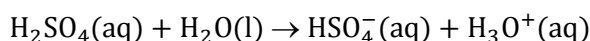
(Cuestión similar a la propuesta en Castellón 2008).

1.249. En una disolución 0,75 M de H_2SO_4 ($K_{a_2} = 1,0 \cdot 10^{-2}$), ¿cuál de las siguientes especies tendrá mayor concentración:

- SO_4^{2-}
- H_2SO_4
- HSO_4^-
- Las tres tendrán la misma concentración.
- Faltan datos para saberlo.

(O.Q.L. Madrid 2015)

El ácido sulfúrico es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizado según la ecuación:



Aplicando balances:

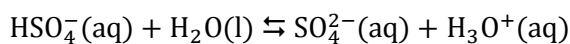
- Balance de materia:

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = [\text{HSO}_4^-]$$

- Balance de cargas:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HSO}_4^-] \quad \longrightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_2\text{SO}_4]$$

El HSO_4^- formado sufre una segunda ionización como ácido débil según la ecuación:



cuya constante de acidez viene dada por la expresión:

$$K_{a_2} = \frac{[\text{SO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_4^-]}$$

Para una disolución de H_2SO_4 0,75 M, la tabla de concentraciones es:

	HSO_4^-	SO_4^{2-}	H_3O^+
c_{inicial}	0,75	—	0,75
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,75 - x$	x	$0,75 + x$

Sustituyendo los valores de la tabla en la expresión de K_{a_2} :

$$1,0 \cdot 10^{-2} = \frac{x \cdot (0,75 + x)}{0,75 - x} \quad \longrightarrow \quad x = 5,4 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Los valores de $[\text{HSO}_4^-]$ y $[\text{SO}_4^{2-}]$ en el equilibrio son, respectivamente:

$$[\text{HSO}_4^-] = (0,75 - x) = 0,70 \text{ M} \quad [\text{SO}_4^{2-}] = 5,4 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

De las especies propuestas, la que tiene mayor concentración en la disolución es HSO_4^- .

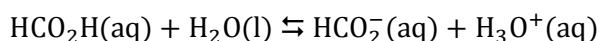
La respuesta correcta es la **c**.

1.250. El ácido metanoico, HCO_2H , es un ácido monoprótico débil en disolución acuosa. Se prepara una disolución de este ácido disolviendo 1,00 mol del ácido en agua suficiente hasta un volumen de 1,00 L, ¿cuál de las siguientes especies está en gran concentración:

- H_3O^+
- OH^-
- HCO_2^-
- HCO_2H

(O.Q.L. Asturias 2015)

El ácido metanoico en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:



Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCO}_2^-] = x \quad \text{y} \quad [\text{HCO}_2\text{H}] = c - x$$

Por tratarse de un ácido débil, se encuentra poco ionizado, es decir, x es muy pequeño, por lo tanto, se puede realizar la siguiente aproximación sin cometer gran error:

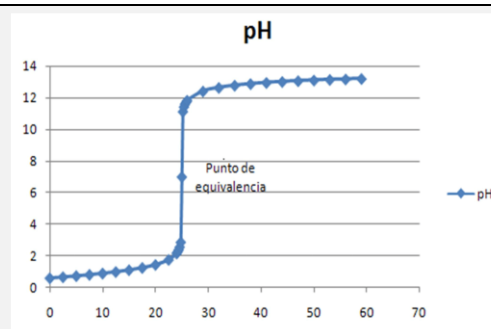
$$[\text{HCO}_2\text{H}] = c - x \approx c$$

De acuerdo con esto, la especie con mayor concentración en la disolución es HCO_2H .

La respuesta correcta es la **d**.

1.251. La siguiente curva de valoración representa:

- La valoración de NaOH con HCl.
- La valoración de HCl con NaOH.
- La valoración de HAc con NaOH.
- La valoración de HCl con NH_3 .

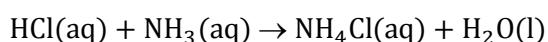


(O.Q.L. Asturias 2015)

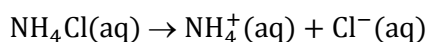
a) Falso. Se descarta la valoración de NaOH con HCl, ya que por tratarse de una base fuerte la que la curva empezaría con un $\text{pH} \approx 12$.

c) Falso. Se descarta la valoración de HAc con NaOH, ya que por tratarse de un ácido débil la curva comenzaría a un $\text{pH} \approx 3$.

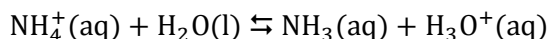
d) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NH_3 es:



En el punto de equivalencia solo está presente el cloruro de amonio formado, NH_4Cl , una sal procedente de ácido fuerte y base débil que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



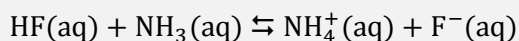
- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es la especie conjugada de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



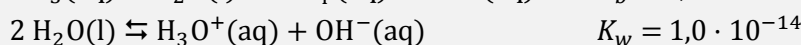
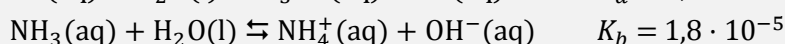
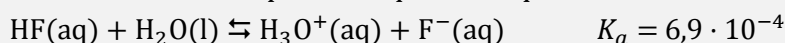
Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que se descarta esta valoración, ya que en el punto de equivalencia la disolución resultante tiene $\text{pH} < 7$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.252. Calcule la constante de equilibrio para la reacción:



conociendo las constantes para los equilibrios que se citan:



- a) $1,2 \cdot 10^{-8}$
- b) $1,2 \cdot 10^6$
- c) $8,1 \cdot 10^7$
- d) $3,8 \cdot 10^{15}$

(O.Q.L. Asturias 2015)

La expresión de la constante de equilibrio de la reacción problema es:

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}][\text{NH}_3]}$$

- La expresión de la constante de acidez correspondiente a la disociación del HF es:

$$K_a = \frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]}$$

- La expresión de la constante de acidez correspondiente a la ionización del NH_3 es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

- La expresión de la constante de acidez correspondiente a la ionización del H_2O es:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Combinando las diferentes constantes de equilibrio se obtiene:

$$K = \frac{K_a K_b}{K_w} = \frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} \cdot \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \cdot \frac{1}{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}$$

Simplificando se llega a la expresión buscada:

$$K = \frac{K_a K_b}{K_w} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}][\text{NH}_3]}$$

El valor de la constante de equilibrio es:

$$K = \frac{(6,9 \cdot 10^{-4}) \cdot (1,8 \cdot 10^{-5})}{10^{-14}} = 1,2 \cdot 10^6$$

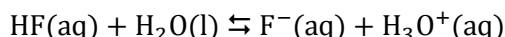
La respuesta correcta es la **b**.

1.253. Si el pH de una disolución 0,15 M de HF(aq) es 2,02; el pH de una disolución 0,0015 M del mismo ácido será:

- a) 1,14
- b) 2,14
- c) 3,14
- d) 4,14

(O.Q.L. Asturias 2015)

El ácido fluorhídrico, HF, es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{F}^{\text{-}}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{F}^{\text{-}}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad \text{y} \quad [\text{HF}] = c - x$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de una disolución que tiene pH = 2,02 es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,02} \text{ M}$$

Sustituyendo estos valores se obtiene que el valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(10^{-2,02})^2}{0,15 - 10^{-2,02}} = 6,5 \cdot 10^{-4}$$

Conocido el valor de la constante de acidez se pueden calcular $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y el pH para una disolución del mismo ácido con otra concentración diferente:

$$6,5 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,0015 - x} \quad \rightarrow \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,1 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(7,1 \cdot 10^{-4}) = 3,14$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.254. Respecto a las especies HSO_4^- y SO_4^{2-} :

1. HSO_4^- tiene carácter ácido.
2. SO_4^{2-} es la base conjugada del ácido sulfúrico.
3. Si se disuelve en agua una sal de SO_4^{2-} la disolución tendrá un pH mayor que 7.
4. Forman un par ácido/base conjugado.

Son ciertas las afirmaciones:

- a) 1 y 4
- b) 2 y 3
- c) Solo la 3
- d) Todas

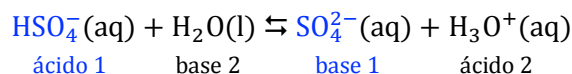
(O.Q.L. Asturias 2015)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.

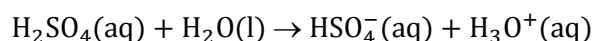
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

1-4. Cierto. El HSO_4^- se comporta como **ácido débil** según la ecuación:



De acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry, HSO_4^- y SO_4^{2-} forman un **par ácido/base conjugado**.

2. Falso. Se ha visto en el apartado anterior, la especie SO_4^{2-} es la base conjugada del HSO_4^- .



3. Falso. La constante de basicidad del SO_4^{2-} es muy pequeña ya que la constante acidez del HSO_4^- es muy elevada ($K_{a_2} = 10^{-2}$), esto motiva que este ion apenas sufra hidrólisis y sea el catión que le acompaña en la sal el responsable de la acidez del medio.

La respuesta correcta es la **a**.

1.255. ¿Cuál de las siguientes reacciones puede considerarse de ácido-base?

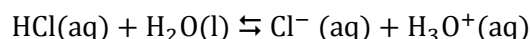
- $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
- $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
- $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH}$
- $2 \text{NH}_3 + 3 \text{CuO} \rightarrow 3 \text{Cu} + 3 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$

(O.Q.L. Valencia 2015)

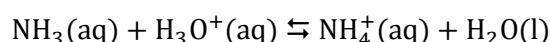
De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

El **HCl** se comporta como ácido de acuerdo con la siguiente ecuación:



El **NH₃** se comporta como base de acuerdo con la siguiente ecuación:



El resto de las reacciones son de oxidación-reducción ya que se intercambian electrones, salvo la c) que se trata del proceso de disolución de un óxido alcalino.

La respuesta correcta es la **a**.

1.256. ¿Cuál de las siguientes sales forma una disolución ácida cuando se disuelve en agua?

- NH_4NO_3
- CH_3COONa
- NaCl
- $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

(Datos. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

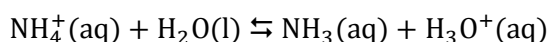
(O.Q.L. Valencia 2015)

a) **Verdadero**. El nitrato de amonio, NH_4NO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



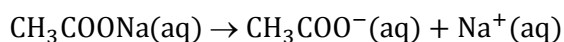
- El ion NO_3^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

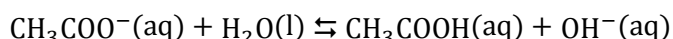


Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que el $\text{pH} < 7$ y [la disolución es ácida](#).

- b) Falso. El acetato de sodio, CH_3COONa , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

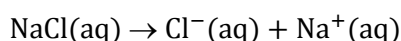


- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- por lo que la disolución resultante tiene $\text{pH} > 7$.

- c) Falso. El cloruro de sodio, NaCl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



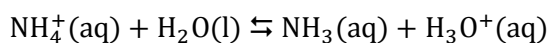
Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O y la disolución es neutra.

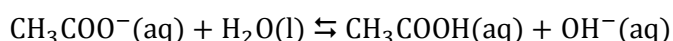
- d) Falso. El acetato de amonio, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado débil de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ y OH^- procedentes de la hidrólisis doble de ambos iones de la sal. Además, como la fuerza de los iones es la misma ya que proceden de especies con igual valor de la constante, $K_a = K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$:

$$K_{a(\text{NH}_4^+)} = \frac{K_w}{K_{b(\text{NH}_3)}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

$$K_{b(\text{CH}_3\text{COO}^-)} = \frac{K_w}{K_{a(\text{CH}_3\text{COOH})}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

Si además se tiene en cuenta que las concentraciones iniciales de ambos iones también son iguales, la cantidad de H_3O^+ y OH^- formados a partir de ellos es la misma, por lo tanto, el pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O y la disolución es neutra

La respuesta correcta es la **a**.

1.257. Se dispone de cuatro disoluciones separadas, conteniendo cada una de ellas en concentración 0,10 M: ácido cianhídrico ($pK_a = 9,2$); ácido acético ($pK_a = 4,7$); amoniaco ($pK_a = 4,7$ (ion amonio)); fluoruro de sodio ($pK_a = 3,0$ (ácido fluorhídrico)). De las siguientes proposiciones, señale la que sea falsa:

a) Al mezclar las disoluciones de ácido cianhídrico y ácido acético no se producirá ninguna reacción apreciable.

b) Al mezclar las disoluciones de amoniaco y fluoruro de sodio no se producirá ninguna reacción apreciable.

c) Al mezclar las disoluciones de ácido acético y fluoruro de sodio no se producirá ninguna reacción apreciable.

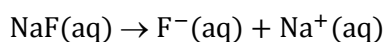
d) Al mezclar las disoluciones de ácido cianhídrico y fluoruro de sodio no se producirá ninguna reacción apreciable.

e) Al mezclar las disoluciones de ácido acético y amoniaco no se producirá ninguna reacción apreciable.

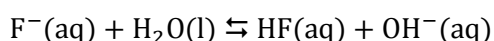
(O.Q.L. País Vasco 2015)

a) Verdadero. Al mezclar dos ácidos débiles, acético y cianhídrico no se produce ninguna reacción.

b) Verdadero. El fluoruro de sodio, NaF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion $\text{Na}^{\text{+}}$ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion $\text{F}^{\text{-}}$ es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:

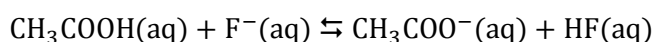


Como se observa, se producen iones $\text{OH}^{\text{-}}$, por lo tanto, el NaF se comporta como una base débil y el valor del pK_b del ion fluoruro es:

$$pK_b(\text{F}^{\text{-}}) = pK_w - pK_a(\text{HF}) = 14 - 3,0 = 11$$

Al mezclar dos bases débiles, amoniaco y fluoruro no se produce ninguna reacción.

c) Verdadero. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ácido acético (débil) e ion fluoruro (base débil) es:



La expresión de la constante de equilibrio de dicha reacción es:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^{\text{-}}][\text{HF}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{F}^{\text{-}}]}$$

Multiplicando y dividiendo por $[\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}]$ se obtiene:

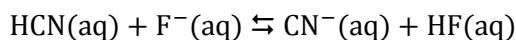
$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^{\text{-}}][\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \cdot \frac{[\text{HF}]}{[\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}][\text{F}^{\text{-}}]} = \frac{K_a(\text{CH}_3\text{COOH})}{K_a(\text{HF})}$$

El valor de la constante de equilibrio de la reacción es:

$$K = \frac{10^{-4,7}}{10^{-3,0}} = 10^{-1,7}$$

El pequeño valor de la constante de equilibrio indica que no hay reacción apreciable.

d) Verdadero. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ácido cianhídrico (débil) e ion fluoruro (base débil) es:



La expresión de la constante de equilibrio de dicha reacción es:

$$K = \frac{[\text{CN}^{-}] [\text{HF}]}{[\text{HCN}] [\text{F}^{-}]}$$

Multiplicando y dividiendo por $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$ se obtiene:

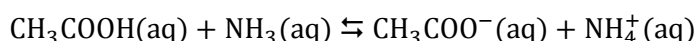
$$K = \frac{[\text{CN}^{-}] [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HCN}]} \cdot \frac{[\text{HF}]}{[\text{H}_3\text{O}^{+}] [\text{F}^{-}]} = \frac{K_a(\text{HCN})}{K_a(\text{HF})}$$

El valor de la constante de equilibrio de la reacción es:

$$K = \frac{10^{-9,2}}{10^{-3,0}} = 10^{-6,2}$$

El pequeño valor de la constante de equilibrio indica que no hay reacción apreciable.

e) **Falso**. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ácido acético (débil) y amoníaco (base débil) es:



La expresión de la constante de equilibrio de dicha reacción es:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^{-}] [\text{NH}_4^{+}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{NH}_3]}$$

Multiplicando y dividiendo por $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$ se obtiene:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^{-}] [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \cdot \frac{[\text{NH}_4^{+}]}{[\text{H}_3\text{O}^{+}] [\text{NH}_3]} = \frac{K_a(\text{CH}_3\text{COOH})}{K_a(\text{NH}_4^{+})}$$

El valor de la constante de equilibrio de la reacción es:

$$K = \frac{10^{-4,7}}{10^{-9,4}} = 10^{4,7}$$

El **elevado valor de la constante** de equilibrio **indica** que no se trata de un equilibrio y **que la reacción transcurre hacia la derecha**.

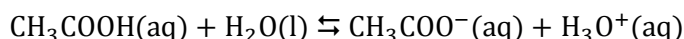
La respuesta correcta es la **e**.

1.258. De las siguientes proposiciones, una es falsa:

- a) El ácido acético en agua tiene carácter ácido porque el disolvente se comporta como base.
- b) El ácido acético en benceno no tiene carácter ácido porque el disolvente no se comporta como base.
- c) El ácido acético en cualquier disolvente tiene carácter ácido.
- d) El amoníaco en agua tiene carácter básico porque el disolvente se comporta como ácido.
- e) El ácido acético es un ácido débil y el ion acetato también es una base débil-

(O.Q.L. País Vasco 2015)

a) Verdadero. El equilibrio correspondiente a la ionización del ácido acético en disolución acuosa viene dado por la siguiente ecuación:

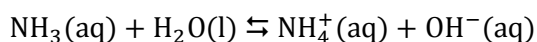


De acuerdo con la teoría de Bronsted (1923), el CH_3COOH cede un protón y se comporta como ácido, mientras que, el H_2O capta un protón y se comporta como base.

b) Verdadero. De acuerdo con la teoría de Bronsted, es imposible que el CH_3COOH se comporte como ácido y ceda un protón al benceno, C_6H_6 , que no puede captarlo y comportarse como base.

c) **Falso**. Según se ha visto en el apartado anterior.

d) Verdadero. El equilibrio correspondiente a la ionización del amoníaco en disolución acuosa viene dado por la siguiente ecuación:



De acuerdo con la teoría de Bronsted, el NH_3 capta un protón y se comporta como base, mientras que, el H_2O cede un protón y se comporta como ácido.

e) Verdadero. El ácido acético es un ácido débil ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$), y el ion acetato, su base conjugada, es una base más débil todavía ($K_b = 5,6 \cdot 10^{-10}$).

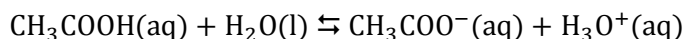
La respuesta correcta es la **c**.

1.259. Al mezclar volúmenes iguales de dos disoluciones de igual concentración, una de ácido acético ($\text{p}K_a = 4,7$) y otra de acetato de sodio, el pH de la disolución será:

- a) $\text{pH} < 4,7$
- b) $\text{pH} > 4,7$
- c) $\text{pH} = 4,7$
- d) $\text{pH} = 7,0$
- e) El valor del pH dependerá de la concentración.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

Una mezcla formada por ácido acético (débil) y acetato de sodio, sal que contiene su base conjugada, CH_3COO^- , constituye una disolución reguladora. El equilibrio correspondiente viene dado por la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Si los volúmenes de ambas disoluciones son iguales y, además, $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COOH}]$, se obtiene:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = \text{p}K_a = 4,7$$

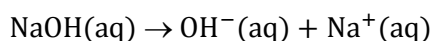
La respuesta correcta es la **c**.

1.260. El pH de una disolución 10^{-6} M de hidróxido de sodio será:

- a) $\text{pH} = 6,0$
- b) $\text{pH} = 8,0$
- c) $7,0 < \text{pH} < 8,0$
- d) $6,0 < \text{pH} < 7,0$
- e) $\text{pH} = 7,0$

(O.Q.L. País Vasco 2015)

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra ionizada de acuerdo con la ecuación:



De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 10^{-6} \text{ M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(10^{-6}) = 6,0 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 6,0 = 8,0$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.261. ¿Cuál/es de la/s siguiente/s mezcla/s forman una disolución reguladora o tampón?

I. 100 mL de HF 0,200 M y 200 mL de NaF 0,200 M

II. 200 mL de HCl 0,200 M y 200 mL de CH₃CO₂Na 0,400 M

III. 300 mL de CH₃CO₂H 0,100 M y 100 mL de CH₃CO₂Na 0,300 M

a) I

b) I y II

c) III

d) I, II y III

(O.Q.N. Alcalá 2016)

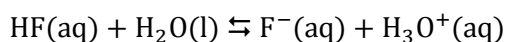
Una mezcla disolución reguladora es aquella que está formada por un ácido o base débil y una sal que contenga su base o ácido conjugado.

Mezcla I. Las cantidades de HF y de NaF que contienen ambas disoluciones son, respectivamente:

$$100 \text{ mL HF } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol HF}}{1 \text{ mL HF } 0,200 \text{ M}} = 20,0 \text{ mmol HF}$$

$$200 \text{ mL NaF } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol NaF}}{1 \text{ mL NaF } 0,200 \text{ M}} = 40,0 \text{ mmol NaF}$$

La mezcla formada por HF (ácido débil) y NaF (sal que contiene su base conjugada) **sí que constituye una disolución reguladora** que funciona de acuerdo con el siguiente equilibrio:

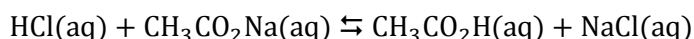


Mezcla II. Las cantidades de HCl y de CH₃CO₂Na que contienen ambas disoluciones son, respectivamente:

$$200 \text{ mL HCl } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,200 \text{ M}} = 40,0 \text{ mmol HCl}$$

$$200 \text{ mL CH}_3\text{CO}_2\text{Na } 0,400 \text{ M} \cdot \frac{0,400 \text{ mmol CH}_3\text{CO}_2\text{Na}}{1 \text{ mL CH}_3\text{CO}_2\text{Na } 0,400 \text{ M}} = 80,0 \text{ mmol CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$$

El HCl (ácido fuerte) reacciona con CH₃CO₂Na (sal que contiene la base débil CH₃COO⁻) de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación química:



Relacionando HCl con CH₃CO₂Na:

$$\frac{80,0 \text{ mmol CH}_3\text{CO}_2\text{Na}}{40,0 \text{ mmol HCl}} = 2,00$$

Como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que el limitante es el HCl y que sobra CH₃CO₂Na.

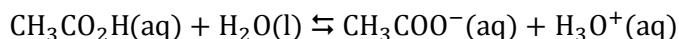
Las cantidades de CH₃CO₂Na en exceso y CH₃CO₂H formado son:

$$40,0 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{CO}_2\text{Na}}{1 \text{ mmol HCl}} = 40,0 \text{ mmol CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$$

$$40,0 \text{ mmol CH}_3\text{CO}_2\text{Na (inicial)} - 40,0 \text{ mmol CH}_3\text{CO}_2\text{Na (gastado)} = 40,0 \text{ mmol CH}_3\text{CO}_2\text{Na (exceso)}$$

$$40,0 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{CO}_2\text{H}}{1 \text{ mmol HCl}} = 40,0 \text{ mmol CH}_3\text{CO}_2\text{H}$$

La mezcla resultante de la reacción está formada por $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (ácido débil) y $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$ (sal que contiene su base conjugada) **sí que constituye una disolución reguladora** que funciona de acuerdo con el siguiente equilibrio:

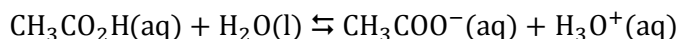


Mezcla III. Las cantidades de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ y $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$ que contienen ambas disoluciones son, respectivamente:

$$300 \text{ mL CH}_3\text{CO}_2\text{H } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol CH}_3\text{CO}_2\text{H}}{1 \text{ mL CH}_3\text{CO}_2\text{H } 0,100 \text{ M}} = 30 \text{ mmol CH}_3\text{CO}_2\text{H}$$

$$100 \text{ mL CH}_3\text{CO}_2\text{Na } 0,300 \text{ M} \cdot \frac{0,300 \text{ mmol CH}_3\text{CO}_2\text{Na}}{1 \text{ mL CH}_3\text{CO}_2\text{Na } 0,300 \text{ M}} = 30 \text{ mmol CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$$

La mezcla formada por $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (ácido débil) y $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$ (sal que contiene su base conjugada) **sí que constituye una disolución reguladora** que funciona de acuerdo con el siguiente equilibrio:



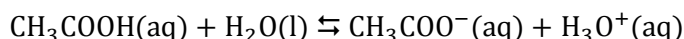
La respuesta correcta es la **d**.

1.262. Una disolución acuosa 0,10 M de ácido acético ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) contiene el indicador rojo de metilo, que tiene un intervalo de viraje de pH entre 4,2 (color rojo) y 6,3 (color amarillo). Calcule la cantidad mínima (en gramos) de acetato de sodio que hay que añadir a 50,0 mL de esta disolución para que color sea amarillo.

- a) 16,5 g
- b) 14,7 g
- c) 15,9 g
- d) 13,1 g

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Si a una disolución de ácido acético, CH_3COOH , se le añade acetato de sodio, NaCOOCH_3 , se forma disolución reguladora que funciona de acuerdo con el siguiente equilibrio:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Para que la disolución tome color amarillo es necesario que su pH sea 6,3. El valor correspondiente de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-6,3} = 5,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ es:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{(1,8 \cdot 10^{-5}) \cdot 0,10}{5,0 \cdot 10^{-7}} = 3,6 \text{ M}$$

Considerando que la adición del NaCOOCH_3 a los 50,0 mL de disolución de CH_3COOH , la masa del primero que preciso disolver es:

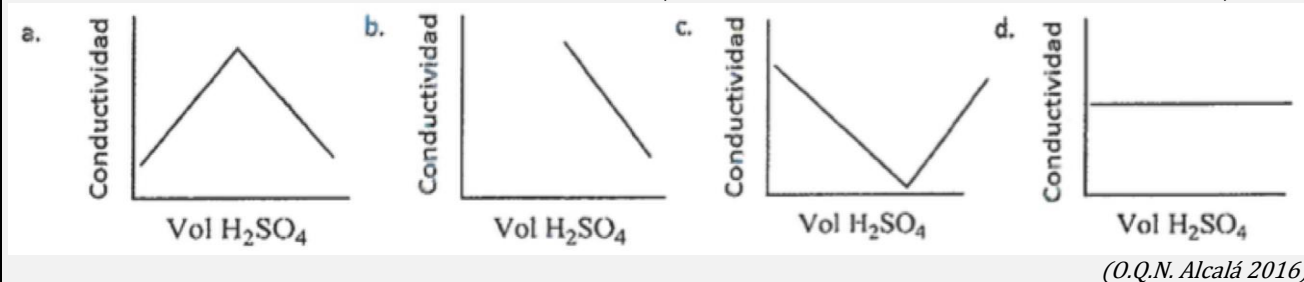
$$50,0 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{10^3 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{3,6 \text{ mol CH}_3\text{COO}^-}{1 \text{ L disolución}} = 0,18 \text{ mol CH}_3\text{COO}^-$$

$$0,18 \text{ mol CH}_3\text{COO}^- \cdot \frac{1 \text{ mol NaCOOCH}_3}{1 \text{ mol CH}_3\text{COO}^-} \cdot \frac{82,0 \text{ g NaCOOCH}_3}{1 \text{ mol NaCOOCH}_3} = 14,8 \text{ g NaCOOCH}_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

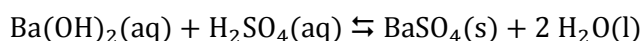
(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2015).

1.263. ¿Cuál de las siguientes gráficas podría ser la mejor para representar el cambio producido en la valoración de una disolución de hidróxido de bario 0,10 M con una disolución de ácido sulfúrico 0,10 M?



(O.Q.N. Alcalá 2016)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Ba(OH)₂ y H₂SO₄ es:



Como el sulfato de bario que se forma en la valoración es un sólido insoluble, conforme avanza la neutralización del Ba(OH)₂ el número de iones en disolución disminuye lo que hace que también disminuya la conductividad de la misma hasta alcanzar un mínimo en el punto de equivalencia, aumentando a partir de ese punto debido a la presencia de iones sulfato y protones procedentes del ácido sulfúrico en exceso, tal como muestra la [figura C](#).

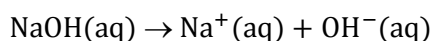
La respuesta correcta es la **c**.

1.264. Se tiene 1 L de disolución de hidróxido de sodio cuyo pH es 13. ¿Cuál será la cantidad (en gramos) de hidróxido de sodio que se ha utilizado en su preparación?

- a) 2 g
- b) 3 g
- c) 4 g
- d) 5 g

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

El hidróxido de sodio, NaOH, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Si la disolución tiene pH = 13; los valores del pOH y OH⁻ de la misma son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 13 = 1,0 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 0,10 \text{ M}$$

De acuerdo con el balance de materia se tiene que:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,10 \text{ M}$$

La masa de NaOH contenida en la disolución es:

$$1 \text{ L NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{40,0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 4,0 \text{ g NaOH}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.265. De los siguientes pares de sustancias, ¿con cuáles se podrá formar una disolución reguladora cuando se mezclen en las cantidades adecuadas?

- a) HCl y NaCl
- b) NaCN y NaCl
- c) HCN y NaCl
- d) HCN y NaCN

(O.Q.L. Galicia 2016)

Una mezcla disolución reguladora es aquella que está formada por un ácido o base débil y una sal que contenga su base o ácido conjugado.

La única de las cuatro mezclas propuestas que cumple esa condición es la formada por **HCN** (ácido débil) y **NaCN** (base débil).

La respuesta correcta es la **d**.

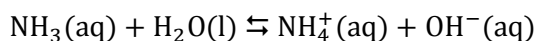
(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012).

1.266. A 25 °C, el pH de una disolución acuosa de amoníaco ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$) es de 11,13. La molaridad de la disolución será:

- a) 1,1
- b) 0,1
- c) 0,25
- d) 1,5
- e) 2,0

(O.Q.L. País Vasco 2016)

El NH_3 es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada de acuerdo con el equilibrio:



Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] \quad [\text{NH}_3] = c - [\text{OH}^-]$$

siendo c la concentración inicial de NH_3 .

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Si para la disolución, $\text{pH} = 11,13$; los valores del pOH y $[\text{OH}^-]$ de la misma son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14,0 - 11,13 = 2,87 \quad \longrightarrow \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 1,35 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de la concentración inicial es:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(1,35 \cdot 10^{-3})^2}{c -} \quad \rightarrow \quad c = 0,10 \text{ M}$$

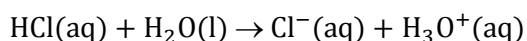
La respuesta correcta es la **b**.

1.267. Sea una disolución acuosa de HCl 10^{-8} M:

- a) Es una disolución básica.
- b) Es una disolución neutra.
- c) No se puede calcular el pH.
- d) Para calcular el pH hay que tener en cuenta la concentración de iones H_3O^+ procedentes de la autoionización del agua.

(O.Q.L. Madrid 2016)

El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado de acuerdo con la ecuación:



De acuerdo con el balance de materia:

$$[HCl]_0 = [Cl^-] = [H_3O^+] = 10^{-8} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$pH = -\log(10^{-8}) = 8$$

El valor del pH que se obtiene es absurdo para una disolución de un ácido, por lo tanto, esto quiere decir que como la concentración de la disolución es tan pequeña **es necesario tener en cuenta los iones $[H_3O^+]$ procedentes de la autoionización del H_2O .**

La respuesta correcta es la **d**.

1.268. Se mezclan 25,0 mL de una disolución 0,500 M de ácido acético ($pK_a = 4,80$) y 25,0 mL de una disolución 0,500 M de acetato de sodio. De la disolución resultante se toma una alícuota de 10,0 mL y se añade a un tubo de ensayo que contiene 1,00 mL de HCl 0,500 M. El pH de la disolución resultante en el tubo de ensayo es:

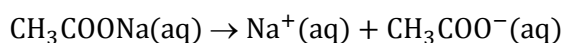
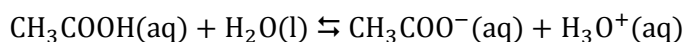
- a) 4,80
- b) 1,34
- c) 4,50
- d) 4,62

(O.Q.L. Madrid 2016)

La mezcla de CH_3COONa (base débil) y CH_3COOH (ácido débil) constituye una disolución reguladora ácida en la que, considerando volúmenes aditivos, las concentraciones de ambas especies son, respectivamente:

$$[CH_3COOH] = [CH_3COONa] = \frac{25 \text{ mL } 0,500 \text{ M} \cdot 0,500 \text{ mmol}}{(25 + 25) \text{ mL} \cdot 1 \text{ mL } 0,500 \text{ M}} = 0,250 \text{ M}$$

Las ecuaciones correspondientes a las reacciones de las sustancias presentes en la disolución son:



La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \rightarrow [H_3O^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

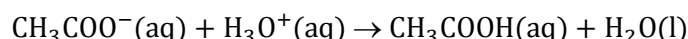
Si se toma una alícuota de 10,0 mL de la disolución reguladora 0,250 M en CH_3COOH y CH_3COONa , las cantidades que contiene de ambas sustancias son idénticas, y son:

$$10,0 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,250 \text{ M} \cdot \frac{0,250 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,250 \text{ M}} = 2,50 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH y } \text{CH}_3\text{COONa}$$

La cantidad de HCl añadido a la disolución es:

$$1,00 \text{ mL HCl } 0,500 \text{ M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,500 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mmol HCl}} = 0,500 \text{ mmol H}_3\text{O}^+$$

La adición de HCl (ácido) hace que se lleve a cabo la reacción que muestra la siguiente ecuación:



Relacionando HCl con CH_3COOH y CH_3COO^- , y considerando volúmenes aditivos, las concentraciones de ambas especies que permanecen en el equilibrio después de la adición del HCl son:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{2,50 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH} + 0,500 \text{ mmol } \text{H}_3\text{O}^+ \cdot \frac{1 \text{ mmol } \text{mmol } \text{CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mmol } \text{H}_3\text{O}^+}}{(10,0 + 1,00) \text{ mL}} = 0,273 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{2,50 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COO}^- - 0,500 \text{ mmol } \text{H}_3\text{O}^+ \cdot \frac{1 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COO}^-}{1 \text{ mmol } \text{H}_3\text{O}^+}}{(10,0 + 1,00) \text{ mL}} = 0,182 \text{ M}$$

El pH de la disolución resultante es:

$$\text{pH} = 4,74 + \log \left(\frac{0,182 \text{ M}}{0,273 \text{ M}} \right) = 4,62$$

La respuesta correcta es la **d**.

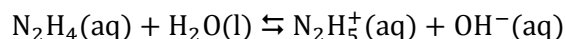
(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2014 y 2016).

1.269. Indique cuál es el pH de una disolución acuosa 2,60 M de hidracina, N_2H_4 , sabiendo que su constante $K_b = 1,30 \cdot 10^{-6}$.

- a) 11,27
- b) 0,17
- c) 2,73
- d) 13,83

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La hidracina, N_2H_4 , es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada de acuerdo con la ecuación:



Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{N}_2\text{H}_5^+] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{N}_2\text{H}_4] = c - [\text{OH}^-]$$

siendo c la concentración inicial de NH_3 .

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{N}_2\text{H}_5^+][\text{OH}^-]}{[\text{N}_2\text{H}_4]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^-] \approx c$$

con lo que la expresión de la constante queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ es:

$$1,30 \cdot 10^{-6} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{2,60} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 1,84 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,84 \cdot 10^{-3}) = 2,73 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 2,73 = 11,3$$

La respuesta correcta es la **a**.

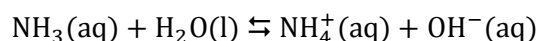
1.270. La fenolftaleína es un indicador ácido-base que, en disolución acuosa, es incoloro a $\text{pH} \leq 8$ y rojo a $\text{pH} \geq 9,8$. Indique en cuál de las siguientes disoluciones la fenolftaleína presentará color rojo:

- 1 mL de disolución 0,1 M de NH_3 .
- 1 mL de disolución 0,1 M de NH_3 + 1 mL de disolución 0,1 M de HCl.
- 1 mL de disolución 10^{-5} M de HCl
- 1 mL de disolución 0,1 M de HCl + 1 mL de disolución 0,1 M de NaOH.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

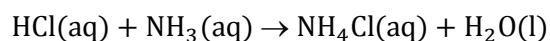
La fenolftaleína presentará color rojo cuando el medio en el que se encuentre haya presencia de iones OH^- en cantidad suficiente de forma que la disolución tenga $\text{pH} \geq 9,8$.

a) Verdadero. La ecuación química correspondiente a la ionización del NH_3 en disolución acuosa es:



Como se observa, se producen iones OH^- por lo que la disolución resultante tiene $\text{pH} \geq 9,8$ lo que motiva que **la fenolftaleína presente color rojo**.

b) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NH_3 es:

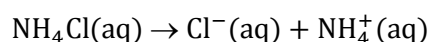


La cantidad de cada especie que reacciona es:

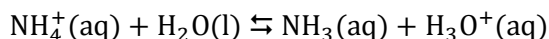
$$1 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M}} = 0,1 \text{ mmol HCl}$$

$$1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,1 \text{ M}} = 0,1 \text{ mmol NH}_3$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo hay 0,1 mmol de NH_4Cl formado. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra ionizada según la ecuación:

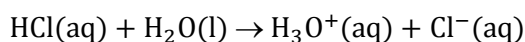


- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



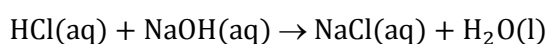
Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que la disolución resultante tiene $\text{pH} \leq 8$ lo que motiva que la fenolftaleína sea incolora.

c) Falso. La ecuación química correspondiente a la ionización del HCl en disolución acuosa es:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo que la disolución resultante tiene $\text{pH} \leq 8$ lo que motiva que la fenolftaleína sea incolora.

d) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NH_3 es:

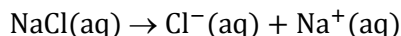


La cantidad de cada especie que reacciona es:

$$1 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M}} = 0,1 \text{ mmol HCl}$$

$$1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}} = 0,1 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo hay 0,1 mmol de NaCl formado. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra ionizada según la ecuación:



Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Los únicos iones H_3O^+ son los procedentes del H_2O , por lo que la disolución resultante tiene $\text{pH} = 7$ lo que motiva que la fenolftaleína sea incolora.

La respuesta correcta es la **a**.

1.271. ¿Cuál es el pH de una disolución preparada diluyendo 100,0 mL de una disolución 0,0200 M de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ hasta un volumen final de 250 mL?

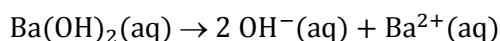
- a) 12,20
- b) 1,80
- c) 2,10
- d) 11,90

(O.Q.L. Valencia 2016)

La concentración de la disolución después de la dilución es:

$$[\text{Ba}(\text{OH})_2] = \frac{100,0 \text{ mL Ba}(\text{OH})_2 \text{ } 0,0200 \text{ M}}{250 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,0200 \text{ mmol Ba}(\text{OH})_2}{1 \text{ mL Ba}(\text{OH})_2 \text{ } 0,0200 \text{ M}} = 8,00 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El hidróxido de bario, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



De acuerdo con el balance de materia la concentración de iones OH^- de la disolución es:

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot (8,00 \cdot 10^{-3} \text{ M}) = 1,60 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,60 \cdot 10^{-2}) = 1,80 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - \text{pOH} = 14 - 1,80 = 12,2$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.272. ¿Cuál de las siguientes sales genera, al disolverse en agua, una disolución con el menor pH?

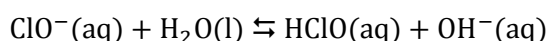
- a) KOCl
- b) KBr
- c) KNO₂
- d) KF

(O.Q.L. Valencia 2016)

a) Falso. El hipoclorito de potasio, KClO, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

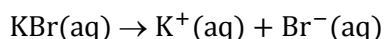


- El ion K⁺ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion ClO⁻ es la base conjugada débil del ácido débil HClO y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH⁻, por lo tanto, la disolución tiene pH > 7.

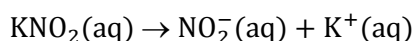
b) **Verdadero**. El bromuro de potasio, KBr, se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



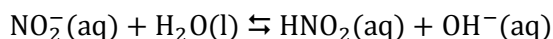
Los iones K⁺ y Br⁻ son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Los únicos H₃O⁺ y OH⁻ del medio los suministra el H₂O, por lo tanto, la disolución tiene pH = 7.

c) Falso. El nitrito de potasio, KNO₂, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

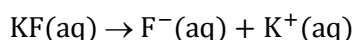


- El ion K⁺ es el ácido conjugado débil de la base fuerte KOH por lo que no se hidroliza.
- El ion NO₂⁻ es la base conjugada del ácido débil HNO₂ y se hidroliza según la ecuación:

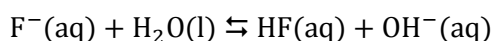


Como se observa, se producen iones OH⁻, por lo tanto, la disolución tiene pH > 7.

d) Falso. El fluoruro de potasio, KF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion K⁺ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion F⁻ es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH⁻, por lo tanto, la disolución tiene pH > 7.

La disolución con menor pH es la de KBr.

La respuesta correcta es la **b**.

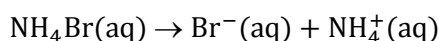
1.273. El naranja de metilo es un indicador ácido-base que en medio ácido tiene color rojo y toma color anaranjado en medio alcalino. La disolución acuosa de sólo una de las siguientes sales: NH_4Br , CsCl , NaCN y KI , provocará que el naranja de metilo tome el color anaranjado.

- a) NH_4Br
- b) CsCl
- c) NaCN
- d) KI

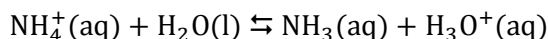
(O.Q.L. Valencia 2016)

El naranja de metilo presentará color anaranjado cuando el medio en el que se encuentre haya presencia de iones OH^- .

a) Falso. El NH_4Br es una sustancia en disolución acuosa se encuentra ionizada según la ecuación:

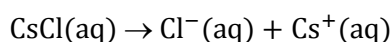


- El ion Br^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ por lo que la disolución resultante tiene $\text{pH} < 7$ lo que motiva que el naranja de metilo tome color rojo.

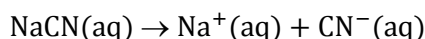
b) Falso. El CsCl es una sustancia en disolución acuosa se encuentra ionizada según la ecuación:



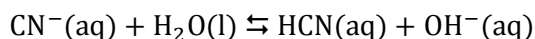
Los iones Cs^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Los únicos iones H_3O^+ son los procedentes del H_2O , por lo que la disolución resultante tiene $\text{pH} = 7$ lo que motiva que el naranja de metilo tome color rojo.

c) **Verdadero**. El NaCN es una sustancia en disolución acuosa se encuentra ionizada según la ecuación:

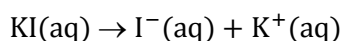


- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- por lo que la disolución resultante tiene $\text{pH} > 7$ lo que motiva que el naranja de metilo tome color **anaranjado**.

d) Falso. El KI es una sustancia en disolución acuosa se encuentra ionizada según la ecuación:



Los iones K^+ y I^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Los únicos iones H_3O^+ son los procedentes del H_2O , por lo que la disolución resultante tiene $\text{pH} = 7$ lo que motiva que el naranja de metilo tome color rojo.

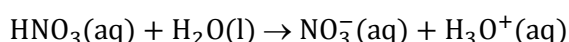
La respuesta correcta es la c.

1.274. A 100 mL de una disolución 0,50 M de nitrato de magnesio, se le añaden 50 mL de ácido nítrico 2,0 M, el pH de la disolución resultante y la concentración de nitrato en la disolución serán (suponga los volúmenes aditivos):

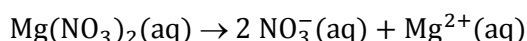
pH	[nitrato]
a) 0,2	1,3 M
b) 0,9	2,7 M
c) 1,5	0,7 M
d) 2,1	2,7 M

(O.Q.L. Asturias 2016)

▪ El ácido nítrico, HNO_3 , es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:



▪ El nitrato de magnesio, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Considerando volúmenes aditivos, los valores de $[\text{NO}_3^-]$ y $[\text{H}_3\text{O}^+]$ son, respectivamente:

$$[\text{NO}_3^-] = \frac{100 \text{ mL Mg}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,50 M} \cdot \frac{0,50 \text{ mmol Mg}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mL Mg}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,50 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol NO}_3^-}{1 \text{ mmol Mg}(\text{NO}_3)_2}}{(100 + 50) \text{ mL disolución}} + \frac{50 \text{ mL HNO}_3 \text{ 2,0 M} \cdot \frac{2,0 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mL HNO}_3 \text{ 2,0 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NO}_3^-}{1 \text{ mmol HNO}_3}}{(100 + 50) \text{ mL disolución}} = 1,3 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{50 \text{ mL HNO}_3 \text{ 2,0 M} \cdot \frac{2,0 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mL HNO}_3 \text{ 2,0 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mmol HNO}_3}}{(100 + 50) \text{ mL disolución}} = 0,67 \text{ M}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,67) = 0,18$$

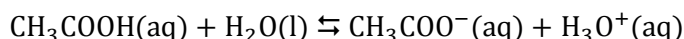
La respuesta correcta es la a.

1.275. Señale cuál de las disoluciones acuosas de las siguientes sustancias químicas, en igual concentración molar, tendrá el mayor pH:

- CH_3COOH
- CH_3COONa
- HNO_3
- NaNO_3

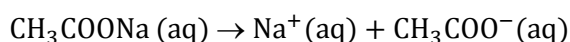
(O.Q.L. Asturias 2016)

a) Falso. El ácido acético, CH_3COOH , es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente de acuerdo con la ecuación:

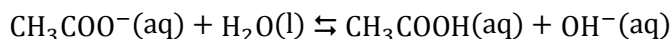


El medio contiene iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución tiene carácter ácido y el $\text{pH} < 7$.

b) **Verdadero**. El acetato de sodio, CH_3COONa , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

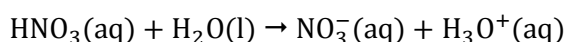


- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



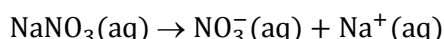
El medio contiene iones OH^- , por lo tanto, la disolución tiene carácter **básico** y el **pH > 7**.

c) Falso. El ácido nítrico, HNO_3 , es un ácido fuerte que en disolución acuosa se disocia totalmente de acuerdo con la ecuación:



El medio contiene iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución tiene carácter ácido y el **pH < 7**.

d) Falso. El nitrato de potasio, NaNO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones Na^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el H_2O .

La respuesta correcta es la **b**.

1.276. El concepto de par ácido/base conjugado tiene gran importancia para la comprensión de los fenómenos ácido-base. ¿Cuáles serán las bases conjugadas de las siguientes sustancias cuando actúan como ácidos: H_2O , OH^- , NH_3 , HS^- ?

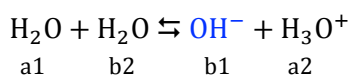
- OH^- , O^{2-} , NH_2^- , S^{2-}
- H_3O^+ , H_2O , NH_4^+ , H_2S
- OH^- , O^{2-} , NH_2^- , H_2S
- H_3O^+ , H_2O , NH_4^+ , S^{2-}

(O.Q.L. Asturias 2016)

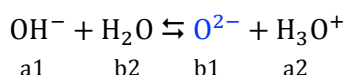
De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

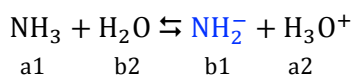
La ecuación química correspondiente a la reacción del H_2O como ácido es:



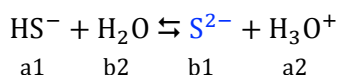
La ecuación química correspondiente a la reacción del OH^- como ácido es:



La ecuación química correspondiente a la reacción del NH_3 como ácido es:



La ecuación química correspondiente a la reacción del HS^- como ácido es:



La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Córdoba 2007).

1.277. Un volumen de 20 mL de una disolución de etilamina, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$, aproximadamente al 10 % es valorada con una disolución acuosa 0,3000 M de HCl. ¿Cuál de los siguientes indicadores sería el más adecuado para utilizar en la valoración?

- a) Azul de timol, que tiene un cambio de color entre $\text{pH} = 1,2$ y $2,8$.
- b) Verde de bromocresol, que tiene un cambio de color entre $\text{pH} = 4,0$ y $5,6$.
- c) Fenolftaleína, que tiene un cambio de color entre $\text{pH} = 8,0$ y $10,0$.
- d) Amarillo de alizarina R, que tiene un cambio de color entre $\text{pH} = 10,0$ y $12,0$.

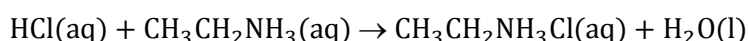
(Dato. El valor de $\text{p}K_a$ de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+$ es 10,75)

(O.Q.N. El Escorial 2017)

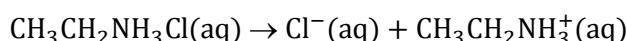
El pH del punto final de una valoración viene dado por las sustancias presentes en ese instante en la disolución.

- El indicador azul de timol, con cambio de color entre $\text{pH} = 1,2$ y $2,8$; será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que sea un ácido fuerte que haga que la disolución tenga pH muy bajo.
- El indicador verde de bromocresol, con cambio de color entre $\text{pH} = 4,0$ y $5,6$; será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia sea un ácido débil que haga que la disolución tenga pH ácido.
- El indicador fenolftaleína, con cambio de color entre $\text{pH} = 8,0$ y $10,0$; será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que sea una base débil que haga que la disolución tenga pH básico.
- El indicador amarillo de alizarina R, con cambio de color entre $\text{pH} = 10,0$ y $12,0$; será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que sea una base fuerte que haga que la disolución tenga pH muy alto.

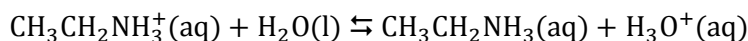
La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NH_3 es:



El cloruro de etilamonio, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3\text{Cl}$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+$ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , y como este ácido tiene un $\text{p}K_a = 10,75$, correspondiente a un ácido débil, por lo que la disolución resultante tiene $4,0 < \text{pH} < 5,6$. Este valor del pH determina que el **indicador apropiado** para visualizar el punto final de esta valoración sea el **verde de bromocresol**.

La respuesta correcta es la **b**.

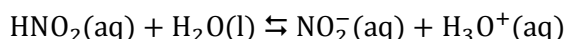
(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2013).

1.278. El ácido nitroso, HNO_2 , tiene una $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$. De las siguientes descripciones del sistema, ¿cuál es la que mejor describe las especies presentes en una disolución acuosa 0,1 M de ácido nitroso?

- a) El $\text{HNO}_2(\text{aq})$ es la especie predominante, y en mucha menor cantidad también existen $\text{H}^+(\text{aq})$ y $\text{NO}_2^-(\text{aq})$.
 b) Solo los $\text{H}^+(\text{aq})$ y $\text{NO}_2^-(\text{aq})$ están presentes en cantidades apreciables.
 c) El $\text{HNO}_2(\text{aq})$, los $\text{H}^+(\text{aq})$ y los $\text{NO}_2^-(\text{aq})$ están todos ellos presentes en cantidades comparables.
 d) Los $\text{H}^+(\text{aq})$ y $\text{NO}_2^-(\text{aq})$ son las especies predominantes, y en mucha menor cantidad también existe el $\text{HNO}_2(\text{aq})$.

(O.Q.N. El Escorial 2017)

De acuerdo con el valor de K_a , el ácido nitroso es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{NO}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad \text{y} \quad [\text{HNO}_2] = c - x$$

Sustituyendo en la expresión de K_a :

$$4,5 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,10 - x} \quad \rightarrow \quad x = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

La concentraciones de ácido sin disociar en el equilibrio es:

$$[\text{HNO}_2] = 0,10 - 6,5 \cdot 10^{-3} \approx 0,10 \text{ M}$$

de donde se deduce que $[\text{HNO}_2] \gg [\text{NO}_2^-]$ y $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

La respuesta correcta es la **a**.

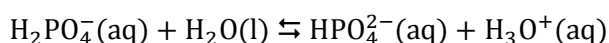
1.279. En el fluido intracelular a un $\text{pH} = 7,4$ si la concentración total de fosfatos es 20 mM (milimolar). Las concentraciones de los iones son:

- a) $[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 4,0 \text{ mM}$; $[\text{HPO}_4^{2-}] = 16 \text{ mM}$
 b) $[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 3,0 \text{ mM}$; $[\text{HPO}_4^{2-}] = 17 \text{ mM}$
 c) $[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 15 \text{ mM}$; $[\text{HPO}_4^{2-}] = 5,0 \text{ mM}$
 d) $[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 16 \text{ mM}$; $[\text{HPO}_4^{2-}] = 4,0 \text{ mM}$

(Dato. $K_a(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 1,58 \cdot 10^{-7}$)

(O.Q.L. Galicia 2017)

El HPO_4^{2-} es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación química:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

Si para la disolución, $\text{pH} = 7,4$; el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 3,98 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

Si se cumple que:

$$[\text{HPO}_4^{2-}] + [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 20 \text{ mM}$$

Llamando $x = [\text{HPO}_4^{2-}]$ y sustituyendo en la expresión de la constante de acidez se obtiene:

$$1,58 \cdot 10^{-7} = \frac{x}{20 - x} \cdot 3,98 \cdot 10^{-8} \quad \rightarrow \quad x = 16 \text{ mM}$$

Las concentraciones de los iones fosfato son, respectivamente:

$$[\text{HPO}_4^{2-}] = 16 \text{ mM} \quad [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 4,0 \text{ mM}$$

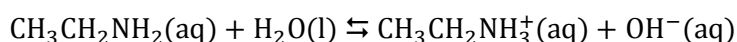
La respuesta correcta es la **a**.

1.280. El pH para una disolución acuosa 0,50 M de etilamina, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$, es 12,17. El valor de su constante de basicidad, K_b , es:

- a) $4,5 \cdot 10^{-5}$
- b) $4,5 \cdot 10^{-4}$
- c) $2,9 \cdot 10^{-2}$
- d) $2,2 \cdot 10^{-10}$

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La etilamina es una base débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] = x \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2] = c - x$$

Si para la disolución, $\text{pH} = 12,17$; los valores del pOH y $[\text{OH}^-]$ son, respectivamente:

$$14,0 - 12,17 = 1,83 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-1,83} \text{ M}$$

El valor de la constante K_b es:

$$K_b = \frac{x^2}{c - x} = \frac{(10^{-1,83})^2}{0,50 - 10^{-1,83}} = 4,5 \cdot 10^{-4}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2008).

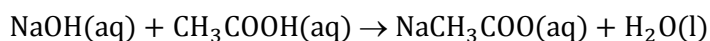
1.281. A un matraz Erlenmeyer con 100 mL de agua se añaden 2,0 mL de una disolución de ácido acético de concentración desconocida y se valora con NaOH 0,10 M. Se gastan 20 mL del agente valorante. ¿Cuál es el pH en el punto de equivalencia?

- a) 10,7
- b) 8,5
- c) 7,0
- d) 4,8

(Dato. $\text{p}K_a$ (ácido acético) = 4,8)

(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y CH₃COOH es:



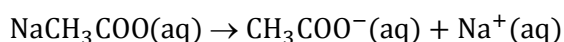
Relacionando NaOH con NaCH₃COO:

$$2,0 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 2,0 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}$$

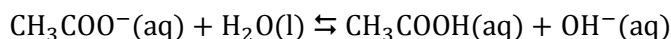
Considerando volúmenes aditivos la concentración de la disolución de NaCH₃COO existente en el punto de equivalencia es:

$$c = \frac{2,0 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}}{(100 + 2,0 + 20) \text{ mL disolución}} = 0,016 \text{ M}$$

El acetato de sodio, NaCH₃COO, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na⁺ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CH₃COO⁻ es la base conjugada del ácido débil CH₃COOH que se hidroliza según la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato es:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^{\text{-}}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^{\text{-}}]}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato se calcula mediante la expresión:

$$pK_a + pK_b = pK_w \quad \rightarrow \quad 4,8 + pK_b = 14 \quad \rightarrow \quad pK_b = 9,2$$

$$K_b = 10^{-9,2} = 6,3 \cdot 10^{-10}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^{\text{-}}] \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{COO}^{\text{-}}] \approx c - [\text{OH}^{\text{-}}]$$

La expresión de la constante de basicidad queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^{\text{-}}]^2}{c - [\text{OH}^{\text{-}}]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^{\text{-}}] \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[\text{OH}^{\text{-}}]$ de la disolución es:

$$6,3 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{OH}^{\text{-}}]^2}{0,016} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^{\text{-}}] = 3,2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

El valores del pOH y pH son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(3,2 \cdot 10^{-6}) = 5,5 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - 5,5 = 8,5$$

La respuesta correcta es la **a**.

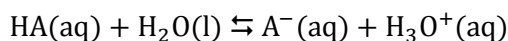
1.282. ¿Cuál debe ser la concentración inicial en agua de un ácido HA que producirá una disolución con un pH igual al pK_a del ácido en el equilibrio?

- a) K_a
- b) $2 K_a$
- c) $1/K_a$
- d) $(K_a)^{1/2}$

(Nota. $pK_a = -\log K_a$. Concentración expresada en mol L⁻¹)

(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación química correspondiente al equilibrio de disolución un ácido débil HA es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] \quad \text{y} \quad [\text{HA}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Sustituyendo, la expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Si para la disolución se cumple que, $\text{pH} = pK_a$:

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_a \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que:

$$K_a = \frac{K_a^2}{c - K_a} \quad \rightarrow \quad c = 2 K_a$$

La respuesta correcta es la **b**.

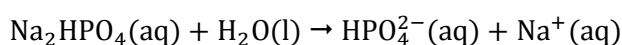
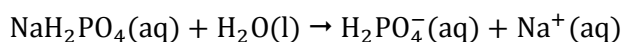
1.283. Se quieren preparar 10 mL de una disolución reguladora con un pH de 7,4 empleando únicamente disoluciones de NaH_2PO_4 0,070 M y Na_2HPO_4 0,070 M. ¿Cuál es el volumen que debe tomarse de la disolución de Na_2HPO_4 ?

- a) 6,1 mL
- b) 4,5 mL
- c) 3,9 mL
- d) 5,7 mL

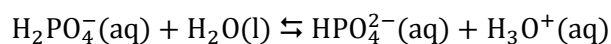
(Dato. $pK_a(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,2$)

(O.Q.L. Madrid 2017)

Las sales utilizadas para preparar la disolución se encuentran disociadas de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



El HPO_4^{2-} es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación química:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

Si para la disolución, $\text{pH} = 7,4$; el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 4,0 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

Si $\text{p}K_a = 7,2$; el valor de K_a es:

$$K_a = 10^{-\text{p}K_a} = 6,3 \cdot 10^{-8}$$

Como las concentraciones de las disoluciones a mezclar son iguales, considerando volúmenes aditivos, se puede escribir:

$$V_{\text{HPO}_4^{2-}} + V_{\text{H}_2\text{PO}_4^-} = 10 \text{ mL}$$

Llamando $x = V_{\text{HPO}_4^{2-}}$ y sustituyendo en la expresión de la constante de acidez se obtiene:

$$6,3 \cdot 10^{-8} = \frac{x}{10 - x} \cdot 4,0 \cdot 10^{-8} \quad \rightarrow \quad x = 6,1 \text{ mL HPO}_4^{2-} \text{ 0,070 M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

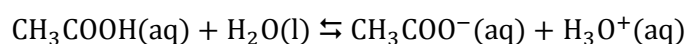
1.284. El grado de ionización de un electrolito débil (α) se define como la fracción de moléculas de dicho electrolito que se disocian en sus iones.

Para el caso del ácido acético, ácido monoprótico débil, ¿en qué caso será mayor el grado de ionización en disolución acuosa?

- Ácido acético glacial (prácticamente puro).
- Ácido acético 2,0 M.
- Ácido acético 0,5 M.
- Ácido acético 0,01 M.

(O.Q.L. Madrid 2017)

El CH_3COOH es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Las concentraciones en el equilibrio en función de c (concentración inicial) y de α (grado de disociación) son:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = c(1 - \alpha) \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c} \quad \rightarrow \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

Como se observa, α aumenta conforme disminuye c , por lo tanto, la disolución 0,01 M es la que presenta mayor grado de ionización.

La respuesta correcta es la **d**.

1.285. El primer paso del metabolismo del etanol para los seres humanos es su oxidación en el estómago por una enzima denominada alcohol deshidrogenasa (ADH). ¿Cuál de los siguientes es el producto mayoritario de la reacción enzimática sabiendo que el pK_a de la sustancia producto se encuentra en torno a un valor de 16?

- a) C_2H_6
- b) CH_3COOH
- c) CH_3CHO
- d) C_2H_4

(O.Q.L. Madrid 2017)

Dos de las sustancias propuestas, C_2H_6 y C_2H_4 , no son productos de oxidación del etanol, sino todo lo contrario, son productos de reducción.

CH_3COOH y CH_3CHO sí que son productos resultantes de la oxidación del etanol, pero el ácido acético, CH_3COH , es un ácido débil con un pK_a mucho más bajo que el propuesto, según la bibliografía es 4,8; por lo tanto **la sustancia que se forma** en dicha reacción enzimática es acetaldehído, **CH_3CHO** .

La respuesta correcta es la **c**.

1.286. Para preparar 500 mL de una disolución acuosa de $pH = 13$ es necesario disolver:

- a) 2,8 g de KOH.
- b) 1,8 g de HCl.
- c) 3,9 g de NaCl.
- d) 2,8 g de NaOH.
- e) 0,9 g de LiOH.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

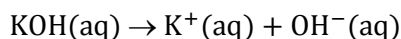
Si la disolución tiene $pH = 13$; los valores del pOH y OH^- de la misma son, respectivamente:

$$pOH = 14 - 13 = 1,0 \quad [OH^-] = 10^{-pOH} = 0,10 \text{ M}$$

De acuerdo con el balance de materia se tiene que:

$$[OH^-] = [NaOH] = 0,10 \text{ M}$$

a) **Verdadero**. El hidróxido de potasio, KOH, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



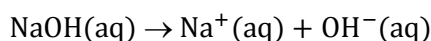
La masa de KOH contenida en la disolución es:

$$500 \text{ mL KOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L KOH } 0,10 \text{ M}}{10^3 \text{ mL KOH } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{0,10 \text{ mol KOH}}{1 \text{ L KOH } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{56,1 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 2,8 \text{ g KOH}$$

b) Falso. El HCl es un ácido fuerte, por lo tanto, para la disolución obtenida, $pH < 7$.

c) Falso. El NaCl es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que al disolverla en agua ninguno de los iones que la forman sufre hidrólisis, por lo tanto, para la disolución obtenida, $pH = 7$.

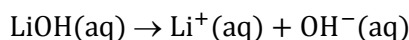
d) Falso. El hidróxido de sodio, NaOH, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



La masa de NaOH contenida en la disolución es:

$$500 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L NaOH } 0,10 \text{ M}}{10^3 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{0,10 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{40,0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 2,0 \text{ g NaOH}$$

e) Falso. El hidróxido de litio, LiOH, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



La masa de LiOH contenida en la disolución es:

$$500 \text{ mL LiOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L LiOH } 0,10 \text{ M}}{10^3 \text{ mL LiOH } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{0,10 \text{ mol LiOH}}{1 \text{ L LiOH } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{24,0 \text{ g LiOH}}{1 \text{ mol LiOH}} = 1,2 \text{ g LiOH}$$

La respuesta correcta es la **a**.

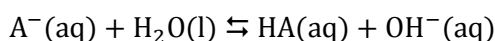
1.287. Se han preparado en el laboratorio las siguientes disoluciones en concentración 0,01 M: NaBO₃ (pK_{a1} = 9,14), Na₂CO₃ (pK_{a1} = 6,35; pK_{a2} = 10,33), Na₂SO₄ (pK_{a2} = 1,99); Na₃PO₄ (pK_{a1} = 2,15; pK_{a2} = 7,21; pK_{a3} = 12,34), CH₃COONa (pK_{a1} = 4,75). ¿Cuál de todas ellas muestra el mayor valor de pH?

- a) La de NaBO₃
- b) La de Na₂CO₃
- c) La de Na₂SO₄
- d) La de Na₃PO₄
- e) La de CH₃COONa

(O.Q.L. País Vasco 2017)

En todos los casos se trata de sales sódicas y, teniendo en cuenta que el ion Na⁺ no sufre hidrólisis por proceder de una base fuerte como el NaOH, el pH de la disolución resultante dependerá de la hidrólisis del anión correspondiente.

El anión A⁻ es la base conjugada del ácido débil HA y se hidroliza de acuerdo con la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{HA}] [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{HA}] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{A}^-] = c - [\text{OH}^-]$$

La expresión de la constante de basicidad queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del hipoclorito se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\text{p}K_b(\text{A}^-) = \text{p}K_w - \text{p}K_a \quad \rightarrow \quad K_b(\text{A}^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{HA})}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^-] \approx c$$

La expresión de la constante de basicidad se reduce a:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

La sal que presente menor valor de K_b proporciona menor valor de $[\text{OH}^-]$ y, por lo tanto, mayor pH de la disolución.

De las sales propuestas, el **pH más alto** (más básico) corresponde a la disolución de Na_3PO_4 que tiene menor valor de pK_b .

En la siguiente tabla se muestran los resultados obtenidos para todas las sales propuestas:

sal	pK_a	pK_b	pH
NaBO_3	9,14	4,86	10,6
Na_2CO_3	10,33	3,67	11,2
Na_2SO_4	1,99	12,01	6,995
Na_3PO_4	12,34	1,66	12,2
CH_3COONa	4,75	9,25	8,4

La respuesta correcta es la **d**.

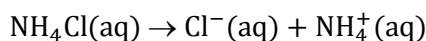
1.288. Tras diluir 25,0 mL de una disolución de NH_4Cl 1,00 M en 100 mL de agua, el pH resultante es:

- a) 5,25
- b) 3,80
- c) 4,92
- d) 7,25
- e) 1,73

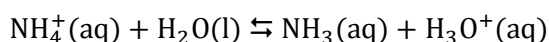
(Dato. $K_b \text{ NH}_3 = 1,80 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.L. País Vasco 2017)

El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte, por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \text{donde} \quad K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Considerando volúmenes aditivos la concentración de la disolución que se obtiene después de la dilución es:

$$c = \frac{25,0 \text{ mL } \text{NH}_4\text{Cl } 1,00 \text{ M}}{(25,0 + 100) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1,00 \text{ mmol } \text{NH}_4\text{Cl}}{1 \text{ mL } \text{NH}_4\text{Cl } 1,00 \text{ M}} = 0,200 \text{ M}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{NH}_4^+] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La expresión de la constante de acidez se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$5,56 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,200 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(1,05 \cdot 10^{-5}) = 4,98$$

Ninguna respuesta es correcta.

(El resultado obtenido se aproxima al propuesto en el apartado c) que supone que el volumen final es 100 mL y no 125 mL como se deduce del enunciado).

1.289. ¿Cuál de las siguientes es una especie iónica?

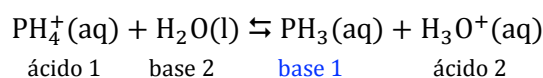
- a) Fosfonio
- b) Ozono
- c) Arsano
- d) Metano
- e) Borano

(O.Q.L. País Vasco 2017)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

El ion fosfonio, PH_4^+ , es el ácido conjugado de la base débil PH_3 :



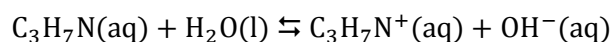
La respuesta correcta es la **a**.

1.290. La azetidina, $\text{C}_3\text{H}_7\text{N}$, es una sustancia monobásica con una $K_a = 5,10 \cdot 10^{-12}$. Al disolver 0,570 g de azetidina en 100 mL de agua el pH de la disolución resultante será:

- a) 2,7
- b) 6,1
- c) 11,3
- d) 12,1

(O.Q.L. Asturias 2017)

La azetidina, $\text{C}_3\text{H}_7\text{N}$, es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:



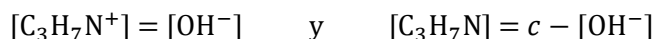
La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_b = \frac{[\text{C}_3\text{H}_7\text{N}^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_3\text{H}_7\text{N}]} \quad \text{donde} \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{5,10 \cdot 10^{-12}} = 1,96 \cdot 10^{-3}$$

Considerando que al disolver la azetidina en agua no se produce variación apreciable de volumen la concentración de la disolución resultante es:

$$c = \frac{0,570 \text{ g C}_3\text{H}_7\text{N}}{100 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_7\text{N}}{57,0 \text{ g C}_3\text{H}_7\text{N}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,100 \text{ M}$$

En el equilibrio se cumple que:



La expresión de la constante de basicidad queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

El valor de $[\text{OH}^-]$ es:

$$1,96 \cdot 10^{-3} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,100 - [\text{OH}^-]} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 1,31 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

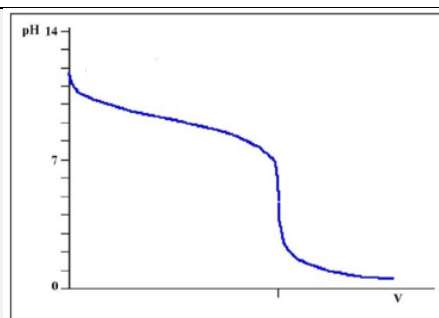
Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,31 \cdot 10^{-2}) = 1,90 \quad \text{pH} = 14,0 - 1,90 = 12,1$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.291. Para valorar 20,0 mL de una sustancia X contenida en un Erlenmeyer, se añade lentamente una disolución Y desde una bureta. La gráfica pH/volumen añadido es la de la figura. Las sustancias X e Y son:

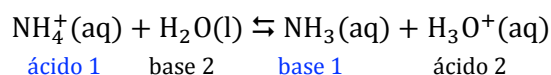
- | X | Y |
|-----------------------------|---------------|
| a) NH_3 | HCl |
| b) KOH | HBr |
| c) CH_3COOH | NaOH |
| d) HCl | NH_3 |



(O.Q.L. Asturias 2017)

Como el pH inicial es muy básico, solo podrán ser correctas las dos primeras opciones.

Como el pH en el punto de equivalencia es, aproximadamente, $\text{pH} = 4$, esto indica que en este punto se produce una hidrólisis ácida, resultado sólo compatible con una base débil, como el NH_3 ; en efecto, en el punto de equivalencia se cumple que:



Las sustancias son **X = NH_3** e **Y = HCl**.

La respuesta correcta es la **a**.

2. PROBLEMAS de ÁCIDO-BASE

2.1. En 200 mL de ácido acético 0,100 N se disuelven 2,00 g de acetato de sodio anhidro y no se produce variación de volumen. Sabiendo que $K_a = 1,80 \cdot 10^{-5}$, calcule el pH:

- De la disolución resultante.
- Después de añadir 5,0 mL de disolución 0,200 N de NaOH.
- Después de añadir 5,0 mL de disolución 0,200 N de HCl.

(Asturias 1990)

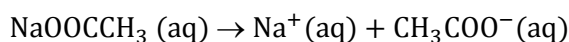
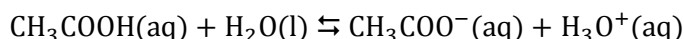
a) En primer lugar es preciso considerar que en las disoluciones de ácidos monopróticos y bases monobásicas coinciden el valor de la normalidad y la molaridad.

La mezcla de NaOOCCH₃ (base) y CH₃COOH (ácido) constituye una disolución reguladora ácida en la que las concentraciones de ambas especies son, respectivamente:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,100 \text{ M}$$

$$[\text{NaOOCCH}_3] = \frac{2,00 \text{ g NaAc}}{200 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaAc}}{82,0 \text{ g NaAc}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,122 \text{ M}$$

Las ecuaciones correspondientes a las reacciones de las sustancias en la disolución son:



La tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	CH ₃ COOH	[CH ₃ COO ⁻]	H ₃ O ⁺
<i>c</i> _{inicial}	0,100	0,122	—
<i>c</i> _{transformado}	<i>x</i>	—	—
<i>c</i> _{formado}	—	<i>x</i>	<i>x</i>
<i>c</i> _{equilibrio}	0,100 - <i>x</i>	0,122 + <i>x</i>	<i>x</i>

El CH₃COOH es un ácido débil que está poco dissociado, por lo que no se comete gran error si se realiza la siguiente aproximación, $x \ll 0,100 \text{ M}$. Esto determina que las concentraciones en el equilibrio sean:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,100 - x \approx 0,100 \text{ M} \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,122 - x \approx 0,122 \text{ M}$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

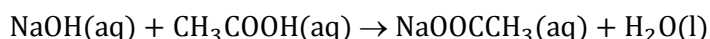
El valor del p*K*_a del ácido acético es:

$$\text{p}K_a = -\log K_a = -\log (1,80 \cdot 10^{-5}) = 4,75$$

Sustituyendo en la expresión de Henderson-Hasselbach se obtiene el valor del pH:

$$\text{pH} = 4,75 + \log \left(\frac{0,122 \text{ M}}{0,100 \text{ M}} \right) = 4,83$$

b) Si a la disolución original se le añaden 5,0 mL de NaOH 0,200 M se produce la siguiente reacción:



La cantidad de NaOH añadido a la disolución es:

$$5,00 \text{ mL NaOH } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,200 \text{ M}} = 1,00 \text{ mmol NaOH}$$

Relacionando NaOH con CH_3COOH y CH_3COO^- , y considerando que no se produce variación apreciable de volumen, las concentraciones de ambas especies que permanecen en el equilibrio después de la adición del NaOH son:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,100 \text{ M} - \frac{1,00 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mmol NaOH}}}{200 \text{ mL}} = 0,0950 \text{ M}$$

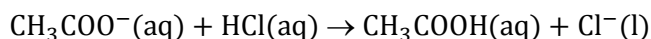
$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,122 \text{ M} + \frac{1,00 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{COO}^-}{1 \text{ mmol NaOH}}}{200 \text{ mL}} = 0,127 \text{ M}$$

El pH de la disolución resultante es:

$$\text{pH} = 4,75 + \log\left(\frac{0,127 \text{ M}}{0,0950 \text{ M}}\right) = 4,88$$

Es razonable que si se añade una pequeña cantidad de base el pH sufra un ligero aumento.

c) Si a la disolución original se le añaden 5,0 mL de HCl 0,200 M se produce la siguiente reacción:



La cantidad de HCl añadido a la disolución es:

$$5,00 \text{ mL HCl } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,200 \text{ M}} = 1,00 \text{ mmol HCl}$$

Relacionando HCl con CH_3COOH y CH_3COO^- , y considerando que no se produce variación apreciable de volumen, las concentraciones de ambas especies que permanecen en el equilibrio después de la adición del HCl son:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,100 \text{ M} + \frac{1,00 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mmol HCl}}}{200 \text{ mL}} = 0,105 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,122 \text{ M} - \frac{1,00 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{COO}^-}{1 \text{ mmol HCl}}}{200 \text{ mL}} = 0,117 \text{ M}$$

El pH de la disolución resultante es:

$$\text{pH} = 4,75 + \log\left(\frac{0,117 \text{ M}}{0,105 \text{ M}}\right) = 4,80$$

Es razonable que si se añade una pequeña cantidad de ácido el pH sufra un ligero descenso.

2.2. Una disolución A, de ácido hipocloroso en agua al 10,0 %, tiene una densidad de $1,120 \text{ g mL}^{-1}$. Se toma 1,00 mL de la disolución A y se diluye hasta un volumen de 500 mL. Una porción de 25 mL de la disolución resultante se valora con NaOH 0,030 M. Calcule:

- El pH de la disolución A.
- El pH de la disolución B.
- El volumen de NaOH consumido.
- El pH del punto de equivalencia.
- Utilizando la siguiente tabla de indicadores, señale qué indicadores podrían utilizarse en esta valoración.

Indicador	intervalo	color ácido	color básico
violeta de metilo	0,0 - 2,0	amarillo	violeta
amarillo de metilo	2,0 - 4,0	rojo	amarillo
azul de bromofenol	3,0 - 4,6	amarillo	violeta
rojo de metilo	4,2 - 6,3	rojo	amarillo
azul de bromotimol	6,0 - 7,6	amarillo	azul
rojo de fenol	6,8 - 8,4	amarillo	rojo
fenolftaleína	8,0 - 9,5	incolore	rojo
timolftaleína	9,3 - 10,5	incolore	azul
amarillo de alizarina	10,0 - 12,1	amarillo	violeta

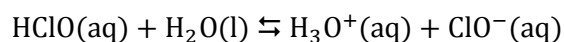
(Dato. $K_a = 4,00 \cdot 10^{-8}$)

(Asturias 1991)

- a) La concentración molar de la disolución A de HClO es:

$$c = \frac{10,0 \text{ g HClO}}{100 \text{ g HClO } 10\%} \cdot \frac{1 \text{ mol HClO}}{52,5 \text{ g HClO}} \cdot \frac{1,120 \text{ g HClO } 10\%}{1 \text{ mL HClO } 10\%} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HClO } 10\%}{1 \text{ L HClO } 10\%} = 2,13 \text{ M}$$

El HClO es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{ClO}^-] \quad \text{y} \quad [\text{HClO}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Sustituyendo, la expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$4,00 \cdot 10^{-8} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{2,13} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,92 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El pH de la disolución A es:

$$\text{pH} = -\log(2,92 \cdot 10^{-4}) = 3,53$$

b) La concentración molar de la disolución B de HClO una vez realizada la dilución es:

$$c = \frac{1,00 \text{ mL HClO } 2,13 \text{ M}}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{2,13 \text{ mmol HClO}}{1 \text{ mL HClO } 2,13 \text{ M}} = 4,26 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

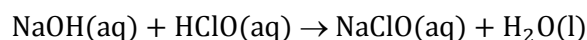
$$4,00 \cdot 10^{-8} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{4,26 \cdot 10^{-3}} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,31 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El pH de la disolución B es:

$$\text{pH} = -\log(1,31 \cdot 10^{-5}) = 4,88$$

Es razonable que si disminuye la concentración inicial de la disolución ácida el pH aumente.

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y HClO es:



Relacionando HClO con NaOH:

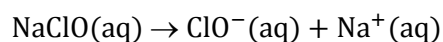
$$25 \text{ mL HClO } 4,26 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot \frac{4,26 \cdot 10^{-3} \text{ mmol HClO}}{1 \text{ mL HClO } 4,26 \cdot 10^{-3} \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HClO}} = 0,11 \text{ mmol NaOH}$$

El volumen de disolución 0,030 M que se consume es:

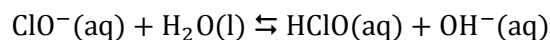
$$0,11 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH } 0,030 \text{ M}}{0,030 \text{ mmol NaOH}} = 3,6 \text{ mL NaOH } 0,030 \text{ M}$$

d) El pH del punto de equivalencia en una reacción de neutralización depende de las sustancias existentes al final de la misma.

El NaClO resultante de la reacción es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



- El ion Na^{\oplus} es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion ClO^{\ominus} es la base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza de acuerdo con la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^{\ominus}]}{[\text{ClO}^{\ominus}]}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración de la disolución de NaClO es:

$$c = \frac{0,11 \text{ mmol HClO}}{(25 + 3,6) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaClO}}{1 \text{ mmol HClO}} = 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{HClO}] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{ClO}^-] = c - [\text{OH}^-]$$

La expresión de la constante de basicidad queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del hipoclorito se calcula mediante la siguiente expresión:

$$K_{b(\text{ClO}^-)} = \frac{K_w}{K_{a(\text{HClO})}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,00 \cdot 10^{-8}} = 2,5 \cdot 10^{-7}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^-] \approx c$$

La expresión de la constante de basicidad se reduce a:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ es:

$$2,5 \cdot 10^{-7} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{3,8 \cdot 10^{-3}} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 3,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(3,1 \cdot 10^{-5}) = 4,5 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - \text{pOH} = 14 - 4,5 = 8,5$$

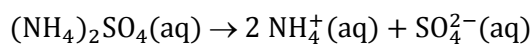
e) El indicador adecuado para una volumetría ácido-base es aquél cuyo $\text{p}K_a$ se aproxime más al pH del punto de equivalencia de la reacción de neutralización.

De los indicadores propuestos, el único cuya zona de viraje incluye el pH del punto final de la volumetría es la **fenolftaleína (8,0 - 9,5)**.

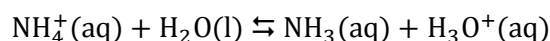
2.3. Una disolución de sulfato de amonio tiene $\text{pH} = 4$. Calcule la concentración de las especies presentes en la disolución sabiendo que la constante de ionización del amoníaco es $1,7 \cdot 10^{-5}$.

(Canarias 1992)

El sulfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, en disolución acuosa se disocia según la ecuación:



Haciendo la aproximación de que el ion sulfato es la especie conjugada del ion hidrogenosulfato (ácido relativamente fuerte) y que por tanto no se hidroliza, el pH de la disolución se debe al ion amonio, que es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza de acuerdo con la ecuación:



La expresión de la constante de acidez del ion amonio es:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:



siendo c la concentración inicial de NH_4^+ .

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

El valor de la constante de acidez (hidrólisis) del amonio se calcula mediante la siguiente expresión:

$$K_{a(\text{NH}_4^+)} = \frac{K_w}{K_{b(\text{NH}_3)}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = 5,9 \cdot 10^{-10}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La expresión de la constante de acidez se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de una disolución con $\text{pH} = 4,0$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NH}_3] = 10^{-\text{pH}} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que la concentración inicial de la disolución es:

$$5,9 \cdot 10^{-10} = \frac{(1,0 \cdot 10^{-4})^2}{c} \quad \rightarrow \quad c = 17 \text{ M}$$

La concentración de ion amonio sin hidrolizar en equilibrio es:

$$[\text{NH}_4^+] = (c - [\text{H}_3\text{O}^+]) \approx 17 \text{ M}$$

La concentración de ion sulfato, que hemos supuesto que no sufre hidrólisis, es la mitad de la de amonio:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{17 \text{ M}}{2} = 8,5 \text{ M}$$

2.4. Calcule el pH y las concentraciones de los aniones sulfuro e hidrogenosulfuro en una disolución $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ de sulfuro de hidrógeno en agua.

(Datos. $K_1 = 1,0 \cdot 10^{-7}$ y $K_2 = 1,3 \cdot 10^{-13}$).

(Asturias 1993)

El H_2S es un ácido débil diprótico que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



Las expresiones de las constantes de equilibrio K_1 y K_2 son, respectivamente:

$$K_1 = \frac{[\text{HS}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{S}]} \quad K_2 = \frac{[\text{S}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HS}^-]}$$

Para poder calcular las concentraciones de todas las especies en el equilibrio, así como el pH de la disolución, es preciso hacer las siguientes consideraciones previas:

- $K_1 \gg K_2$
- Prácticamente todos los H_3O^+ se liberan en la 1ª reacción, por lo tanto, $[\text{H}_3\text{O}^+] \approx [\text{HS}^-] = x$.
- Como el H_2S es un ácido débil, $[\text{H}_2\text{S}]_0 \gg [\text{H}_3\text{O}^+]$.

Aplicando estas consideraciones a las expresiones de ambas constantes estas quedan como:

$$K_1 = \frac{x^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{c}$$

Expresión proporciona el valor de x , y con él, las concentraciones de todas especies del equilibrio:

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HS}^-] \quad c-x = [\text{H}_2\text{S}] \quad K_2 = [\text{S}^{2-}]$$

Sustituyendo en la expresión de K_1 se obtiene el valor de x :

$$1,0 \cdot 10^{-7} = \frac{x^2}{5,0 \cdot 10^{-2}}$$

Las concentraciones de las especies iónicas en el equilibrio son:

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HS}^-] = 7,1 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad [\text{S}^{2-}] = 1,3 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(7,1 \cdot 10^{-5}) = 4,15$$

2.5. a) Se quieren preparar 1.000 mL de una disolución acuosa 0,500 M de amoníaco a partir del contenido de una botella del laboratorio, en cuya etiqueta figuran: densidad = $0,904 \text{ g mL}^{-1}$; tanto por ciento en masa = 25,0 %, ¿qué volumen de disolución amoniacal se deberá utilizar? ¿Y de agua? Suponga que la disolución es ideal.

b) Calcule las concentraciones de todas las especies presentes en la disolución de amoníaco preparada en el apartado anterior si se valora con ácido nítrico cuando:

- No se haya añadido ácido.
- Se hayan añadido 5,45 g de ácido.
- Se hayan añadido 32,5 g de ácido.

(Dato. $K_b(\text{NH}_3) = 1,76 \cdot 10^{-5}$)

(Asturias 1995)

a) Para preparar 1.000 mL de NH_3 0,500 M:

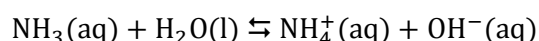
$$1.000 \text{ mL } \text{NH}_3 \text{ 0,500 M} \cdot \frac{1 \text{ L } \text{NH}_3 \text{ 0,500 M}}{10^3 \text{ mL } \text{NH}_3 \text{ 0,500 M}} \cdot \frac{0,500 \text{ mol } \text{NH}_3}{1 \text{ L } \text{NH}_3 \text{ 0,500 M}} \cdot \frac{17,0 \text{ g } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{NH}_3} = 8,50 \text{ g } \text{NH}_3$$

Como se dispone de disolución comercial de riqueza 25 %:

$$8,50 \text{ g } \text{NH}_3 \cdot \frac{100 \text{ g } \text{NH}_3 \text{ 25,0 \%}}{25,0 \text{ g } \text{NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mL } \text{NH}_3 \text{ 25,0 \%}}{0,904 \text{ g } \text{NH}_3 \text{ 25,0 \%}} = 37,6 \text{ mL } \text{NH}_3 \text{ 25 \%}$$

Al preparar las disoluciones los volúmenes no se consideran aditivos, por lo tanto, **es imposible calcular el volumen de agua añadido**.

b1) El NH_3 es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente dissociada de acuerdo con la siguiente ecuación química:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{NH}_3] = c - [\text{OH}^-]$$

siendo c la concentración inicial de NH_3 .

La expresión de la constante de basicidad queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^-] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ es:

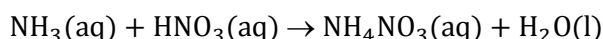
$$1,76 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,500 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 2,97 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

La concentración de NH_3 sin disociar es:

$$[\text{NH}_3] = (0,500 - 2,97 \cdot 10^{-3}) \text{ M} = 0,497 \text{ M}$$

Finalmente, el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ puede considerarse despreciable por tratarse de un medio alcalino.

b2) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_3 y HNO_3 es:



Cuando se añaden 5,45 g de HNO_3 la cantidad de cada uno de los reactivos es:

$$\left. \begin{array}{l} 5,45 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63,0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 86,5 \text{ mmol HNO}_3 \\ 1.000 \text{ mL NH}_3 \cdot 0,5 \text{ M} \cdot \frac{0,5 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \cdot 0,5 \text{ M}} = 500 \text{ mmol NH}_3 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{86,5 \text{ mmol HNO}_3}{500 \text{ mmol NH}_3} = 0,173$$

Como la relación molar es menor 1 quiere decir que sobra NH_3 , por lo que HNO_3 es el reactivo limitante.

Relacionando HNO_3 con NH_3 :

$$86,5 \text{ mmol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mmol HNO}_3} = 86,5 \text{ mmol NH}_3$$

$$500 \text{ mmol NH}_3 \text{ (inicial)} - 86,5 \text{ mmol NH}_3 \text{ (consumido)} = 413 \text{ mmol NH}_3 \text{ (exceso)}$$

La concentración de la disolución NH_3 resultante, considerando despreciable la variación de volumen:

$$[\text{NH}_3] = \frac{413 \text{ mmol NH}_3}{1.000 \text{ mL disolución}} = 0,413 \text{ M}$$

Teniendo en cuenta esta concentración y procediendo de la misma forma que en el apartado anterior los valores que se obtienen son:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = \sqrt{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot (0,413 \text{ M})} = 2,70 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3] = (0,413 - 2,70 \cdot 10^{-3}) \text{ M} = 0,410 \text{ M}$$

Igualmente, el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ puede considerarse despreciable por tratarse de un medio alcalino.

b2) Cuando se añaden 32,5 g de HNO_3 la cantidad de cada uno de los reactivos es:

$$\left. \begin{array}{l} 32,5 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63,0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 516 \text{ mmol HNO}_3 \\ 1.000 \text{ mL NH}_3 \cdot 0,500 \text{ M} = 500 \text{ mmol NH}_3 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{516 \text{ mmol HNO}_3}{500 \text{ mmol NH}_3} = 1,03$$

Como la relación molar es mayor 1 quiere decir que sobra HNO_3 , por lo que NH_3 es el reactivo limitante que se consume completamente, así que, $[\text{NH}_3] = 0 \text{ M}$.

Relacionando NH_3 con HNO_3 :

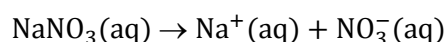
$$500 \text{ mmol NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mmol NH}_3} = 500 \text{ mmol HNO}_3$$

$$516 \text{ mmol HNO}_3 \text{ (inicial)} - 500 \text{ mmol HNO}_3 \text{ (consumido)} = 16,0 \text{ mmol HNO}_3 \text{ (exceso)}$$

La concentración de la disolución HNO_3 resultante, considerando despreciable la variación de volumen:

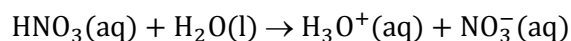
$$[\text{HNO}_3] = \frac{16,0 \text{ mmol HNO}_3}{1.000 \text{ mL disolución}} = 0,0160 \text{ M}$$

Respecto al nitrato de sodio formado, NaNO_3 , este se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



Los iones Na^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

De acuerdo con lo expuesto, el pH de la disolución resultante se debe al HNO_3 sobrante. Este es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:



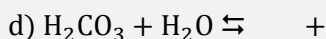
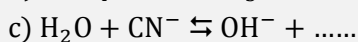
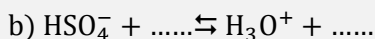
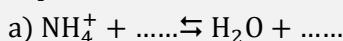
De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HNO}_3] = 0,016 \text{ M}$$

Finalmente, el valor de $[\text{OH}^-]$ puede considerarse despreciable por tratarse de un medio ácido.

(Para la resolución de este problema ha sido necesario corregir los datos originales de la concentración del amoníaco ya que eran absurdos).

2.6. De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted, complete los siguientes equilibrios, de tal forma que el primer miembro de la ecuación sea siempre un ácido:

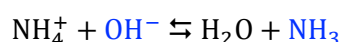


(Canarias 1995) (Canarias 2002) (Canarias 2011)

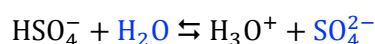
De acuerdo con la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

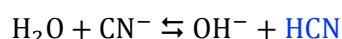
a) La ecuación correspondiente al comportamiento del ion NH_4^+ como ácido es:



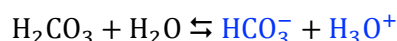
b) La ecuación correspondiente al comportamiento del ion HSO_4^- como ácido es:



c) La ecuación correspondiente al comportamiento del H_2O como ácido es:



d) La ecuación correspondiente al comportamiento del HCN como ácido es:



(En Canarias 2011 se reemplaza HCO_3^- y se añade H_2CO_3).

2.7. Una botella de reactivo contiene una disolución acuosa de ácido sulfúrico, diluido al 49,0 % en peso, que presenta una densidad de $1,15 \text{ g cm}^{-3}$. ¿Cuál es la molaridad del ácido? ¿Cuál es el pH de la disolución?

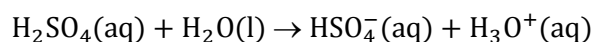
(Dato: Segunda constante de acidez (K_{a_2}) del ácido sulfúrico = $1,20 \cdot 10^{-2}$)

(Galicia 1999)

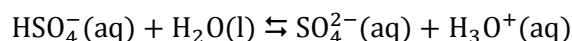
Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución de H_2SO_4 la concentración molar de la misma es:

$$c = \frac{49,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot 49,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1,15 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot 49 \%}{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \cdot 49 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \cdot 49 \%}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \cdot 49 \%} = 5,75 \text{ M}$$

El H_2SO_4 es un ácido fuerte que en disolución acuosa se disocia totalmente de acuerdo con la ecuación:



El HSO_4^- es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente de la siguiente forma:



La tabla de concentraciones correspondiente a esta segunda ionización es:

	HSO_4^-	SO_4^{2-}	H_3O^+
c_{inicial}	5,75	—	5,75
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$5,75 - x$	x	$5,75 + x$

La expresión de la constante de acidez del HSO_4^- es:

$$K_{a_2} = \frac{[\text{SO}_4^{2-}] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_4^-]}$$

Sustituyendo los valores de la tabla se obtiene:

$$1,20 \cdot 10^{-2} = \frac{x \cdot (5,75 + x)}{(5,75 - x)} \quad \rightarrow \quad x = 0,0119 \text{ M}$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (5,75 + 0,0119) \text{ M} = 5,76 \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(5,76) = -0,760$$

2.8. Calcule el pH del agua de una piscina de 75 m^3 de capacidad a la que se han añadido 150 g de hipoclorito de sodio.

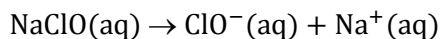
(Dato. $K_a(\text{HClO}) = 3,0 \cdot 10^{-8}$)

(Galicia 2000)

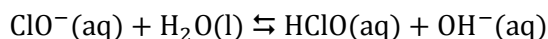
Considerando que al disolver el NaClO en el agua de la piscina la variación en el volumen es despreciable, la concentración de la disolución resultante es:

$$c = \frac{150 \text{ g NaClO}}{75 \text{ m}^3 \text{ disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaClO}}{74,5 \text{ g NaClO}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ disolución}}{10^3 \text{ L disolución}} = 2,7 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El hipoclorito de sodio, NaClO , se disuelve en agua de acuerdo con la siguiente ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion ClO^- es la base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza de acuerdo con la ecuación:



La expresión de la constante de hidrólisis (basicidad) es:

$$K_b = \frac{[\text{HClO}] [\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{HClO}] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{ClO}^-] = c - [\text{OH}^-]$$

La expresión de la constante de basicidad queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del hipoclorito se calcula mediante la siguiente expresión:

$$K_{b(\text{ClO}^-)} = \frac{K_w}{K_{a(\text{HClO})}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{3,0 \cdot 10^{-8}} = 3,3 \cdot 10^{-7}$$

Sustituyendo en la expresión anterior se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ es:

$$3,3 \cdot 10^{-7} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{2,7 \cdot 10^{-5} - [\text{OH}^-]} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 2,8 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(2,8 \cdot 10^{-6}) = 5,5 \qquad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,5 = 8,5$$

2.9. Si el pH de una disolución de cloruro de amonio es 5,2; calcule la concentración de cloruro de amonio y el grado de hidrólisis.

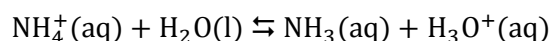
(Dato. K_b (amoníaco) = $1,75 \cdot 10^{-5}$)

(Asturias 2001)

El cloruro de amonio, NH_4Cl , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez del ion amonio es:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{NH}_4^+] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

siendo c la concentración inicial de NH_4Cl .

La expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

El valor de la constante de acidez (hidrólisis) del amonio se calcula mediante la siguiente expresión:

$$K_a(\text{NH}_4^+) = \frac{K_w}{K_b(\text{NH}_3)} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,75 \cdot 10^{-5}} = 5,7 \cdot 10^{-10}$$

Si la disolución tiene $\text{pH} = 5,2$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NH}_3] = 10^{-\text{pH}} = 6,3 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante se obtiene que valor de la concentración inicial de la disolución es:

$$5,7 \cdot 10^{-10} = \frac{(6,3 \cdot 10^{-6})^2}{c - 6,3 \cdot 10^{-6}} \quad \rightarrow \quad c = 7,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

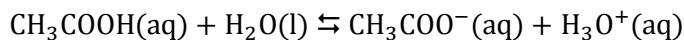
El grado de hidrólisis del ion NH_4^+ es:

$$\alpha = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]_0} = \frac{6,3 \cdot 10^{-6} \text{ M}}{7,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}} = 9,0 \cdot 10^{-5} \quad \rightarrow \quad 0,0090 \%$$

2.10. Calcule el pH de 800 mL de disolución acuosa 0,100 M de etanoico (ácido acético). La constante de disociación de este ácido orgánico a 25 °C es $1,76 \cdot 10^{-5}$.

(Galicia 2001)

El ácido acético, CH_3COOH es un ácido débil en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

siendo c la concentración inicial de CH_3COOH .

La expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión anterior se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$1,76 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,100 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

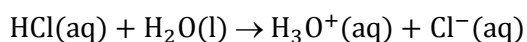
$$\text{pH} = -\log(1,33 \cdot 10^{-3}) = 2,88$$

2.11. Una disolución de un ácido débil tiene el mismo pH que una disolución de HCl $5,49 \cdot 10^{-3}$ M. Calcule:

- El pH de la disolución.
- La constante de ionización del ácido débil.
- El grado de disociación del ácido débil.

(Canarias 2001)

a) El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:



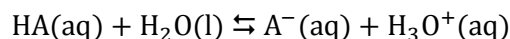
De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 5,49 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(5,49 \cdot 10^{-3}) = 2,26$$

b) El ácido débil HA en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{HA}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

siendo c la concentración inicial de HA.

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Suponiendo que para el ácido HA su concentración inicial es, $c = 0,10$ M, el valor de K_a es:

$$K_a = \frac{(5,49 \cdot 10^{-3})^2}{(0,10 - 5,49 \cdot 10^{-3})} = 3,2 \cdot 10^{-4}$$

c) El grado de disociación del ácido es:

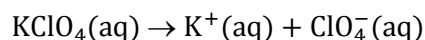
$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]_0} = \frac{5,49 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{0,10 \text{ M}} = 0,055 \rightarrow 5,5 \%$$

2.12. Indique el carácter ácido, básico o neutro resultante de las disoluciones acuosas de las siguientes sales:

- KClO_4
- $\text{Ba}(\text{CN})_2$
- NH_4Br

(Canarias 2002)

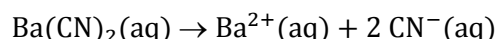
a) El perclorato de potasio, KClO_4 , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



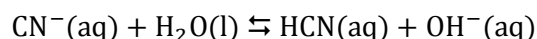
Los iones K^+ y ClO_4^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Los únicos iones H_3O^+ y OH^- del medio los suministra el H_2O , por lo tanto, la disolución **tiene carácter neutro**.

b) El cianuro de bario, $\text{Ba}(\text{CN})_2$, se disuelve en agua de acuerdo con la siguiente ecuación:



- El ion Ba^{2+} es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza de acuerdo con la siguiente ecuación:

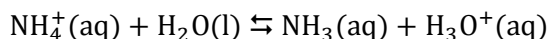


Como se observa, el medio contiene iones OH^- , por lo tanto, la disolución **tiene carácter básico**.

c) El bromuro de amonio, NH_4Br , se disuelve en agua de acuerdo con la siguiente ecuación:



- El ion Br^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza de acuerdo con la siguiente ecuación:



Como se observa, el medio contiene iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución **tiene carácter ácido**.

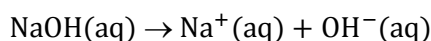
2.13. ¿Qué variación de pH se producirá al añadir 10,0 mL de NaOH 0,150 M a medio litro de agua pura?

(Canarias 2002)

Si se añaden 10 mL de NaOH 0,150 M a 500 mL de H_2O la concentración de la disolución resultante, considerando volúmenes aditivos, es:

$$[\text{NaOH}] = \frac{10,0 \text{ mL NaOH } 0,150 \text{ M}}{(500 + 10,0) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,150 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,150 \text{ M}} = 2,94 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El hidróxido de sodio, NaOH, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociada de acuerdo con la ecuación:



De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 2,94 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(2,94 \cdot 10^{-3}) = 2,53 \qquad \text{pH} = 14,0 - 2,53 = 11,5$$

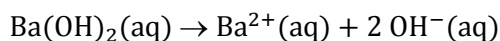
El H_2O es neutra, por lo tanto su pH = 7,00; de modo que la variación de pH que experimenta al añadir el NaOH es:

$$\Delta(\text{pH}) = 11,5 - 7,00 = 4,50$$

2.14. ¿Qué volumen de una disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ de pH = 14 será necesario para preparar un litro de otra de pH = 12 y cuántos mg de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ por litro contendrá esta última?

(Galicia 2003)

El $\text{Ba}(\text{OH})_2$ es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente disociada de acuerdo con la ecuación:



- Los valores del pOH y $[\text{OH}^-]$ de una disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ de pH = 12 son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 12 = 2,0 \qquad \longrightarrow \qquad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

De acuerdo con el balance materia la concentración de la disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ será la mitad que la de OH^- :

$$\frac{1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol OH}^-}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol OH}^-} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

- Análogamente, para una disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ de pH = 14 son, se tienen:

$$\text{pOH} = 14 - 14 = 0,0 \quad \longrightarrow \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 1,0 \text{ M}$$

y la concentración de la disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$:

$$\frac{1,0 \text{ mol OH}^-}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol OH}^-} = 0,50 \text{ M}$$

La masa de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ que contiene disuelto 1,0 L de disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ de $\text{pH} = 12$ es:

$$1,0 \text{ L Ba}(\text{OH})_2 \cdot 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot \frac{5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}{1 \text{ L Ba}(\text{OH})_2 \cdot 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}} \cdot \frac{171,3 \text{ g Ba}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2} = 0,86 \text{ g Ba}(\text{OH})_2$$

Para preparar 1,0 L de disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ de $\text{pH} = 12$ a partir de otra de $\text{pH} = 14$ el volumen que se necesita de esta es:

$$1,0 \text{ L Ba}(\text{OH})_2 \cdot 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot \frac{5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}{1 \text{ L Ba}(\text{OH})_2 \cdot 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ba}(\text{OH})_2$$

$$5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ba}(\text{OH})_2 \cdot \frac{1 \text{ L Ba}(\text{OH})_2 \cdot 0,50 \text{ M}}{0,50 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2} \cdot \frac{10^3 \text{ mL Ba}(\text{OH})_2 \cdot 0,50 \text{ M}}{1 \text{ L Ba}(\text{OH})_2 \cdot 0,50 \text{ M}} = 10 \text{ mL Ba}(\text{OH})_2 \cdot 0,50 \text{ M}$$

2.15. Se prepara una disolución disolviendo 4,00 g de NaOH en 250 mL de agua.

a) Calcule el pH de la disolución.

b) Si ahora se diluye la disolución anterior hasta 2.000 mL, ¿cuál será el nuevo pH?

c) Si ahora se le añade 500 mL de disolución 0,500 M de ácido sulfúrico, ¿cuál es el pH de la disolución resultante?

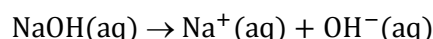
d) Calcule el volumen de disolución 0,100 M de ácido sulfúrico necesario para neutralizar 50,0 mL de la disolución inicial.

(Canarias 2003)

a) Si se disuelven 4,00 g de NaOH en 250 mL de H_2O la concentración de la disolución resultante, considerando que no existe variación apreciable de volumen, es:

$$[\text{NaOH}] = \frac{4,00 \text{ g NaOH}}{0,250 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40,0 \text{ g NaOH}} = 0,400 \text{ M}$$

El hidróxido de sodio, NaOH, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociada según la ecuación:



De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,400 \text{ M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0,400) = 0,400 \quad \text{pH} = 14,0 - 0,400 = 13,6$$

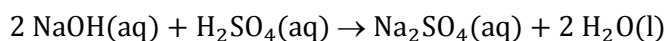
b) Si se diluye la disolución anterior hasta un volumen final de 2.000 mL, la concentración de la disolución resultante es:

$$[\text{NaOH}] = \frac{4,00 \text{ g NaOH}}{2.000 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40,0 \text{ g NaOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,0500 \text{ M}$$

El pOH y pH de esta disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0,0500) = 1,30 \quad \text{pH} = 14,0 - 1,30 = 12,7$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y H₂SO₄ es:



La cantidad de cada una de las sustancias es:

$$\left. \begin{aligned} 4,00 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40,0 \text{ g NaOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} &= 100 \text{ mmol NaOH} \\ 500 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,50 \text{ M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,500 \text{ M}} &= 250 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \end{aligned} \right\} \rightarrow \frac{100 \text{ mmol NaOH}}{250 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 0,400$$

Como la relación molar es menor 2 quiere decir que sobra H₂SO₄, por lo que **NaOH es el reactivo limitante**.

Relacionando NaOH con H₂SO₄:

$$100 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mmol NaOH}} = 50,0 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4$$

$$250 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \text{ (inicial)} - 50,0 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \text{ (consumido)} = 200 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \text{ (exceso)}$$

La concentración de la disolución resultante de H₂SO₄, considerando volúmenes aditivos, es:

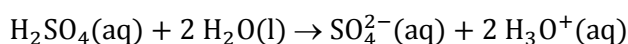
$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{200 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{(500 + 2.000) \text{ mL disolución}} = 0,0800 \text{ M}$$

El sulfato de sodio formado, Na₂SO₄, se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



- El ion Na⁺ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- Sin cometer gran error, se puede afirmar que el ion SO₄²⁻ es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

Como ninguno de ambos iones se hidroliza, el pH del medio se debe a la disolución de H₂SO₄ sobrante, que como es un ácido fuerte, en disolución acuosa se disocia totalmente según la ecuación:



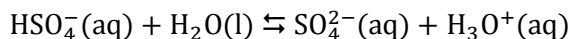
De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 [\text{H}_2\text{SO}_4] = 0,160 \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,160) = 0,796$$

▪ Si en el enunciado se hubiese proporcionado el valor de la 2ª constante de ionización del ácido sulfúrico, $K_{a_2} = 1,20 \cdot 10^{-2}$, este apartado se podría resolver de forma más rigurosa considerando el equilibrio que muestra la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente a esta segunda ionización es:

	HSO_4^-	SO_4^{2-}	H_3O^+
c_{inicial}	0,0800	—	0,0800
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,0800 - x$	x	$0,0800 + x$

La expresión de la constante de acidez del HSO_4^- es:

$$K_{a_2} = \frac{[\text{SO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_4^-]}$$

Sustituyendo los valores de la tabla se obtiene:

$$1,20 \cdot 10^{-2} = \frac{x \cdot (0,0800 + x)}{(0,0800 - x)} \quad \rightarrow \quad x = 9,46 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ que se obtiene es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (0,0800 + 9,46 \cdot 10^{-3}) \text{ M} = 0,0895 \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,0895) = 1,05$$

d) Relacionando la disolución inicial de NaOH 0,400 M con H_2SO_4 :

$$50,0 \text{ mL NaOH } 0,400 \text{ M} \cdot \frac{0,400 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,400 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mmol NaOH}} = 10,0 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4$$

Como para neutralizar el NaOH se utiliza una disolución de H_2SO_4 0,100 M:

$$10,0 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,100 \text{ M}}{0,100 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 100 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,10 \text{ M}$$

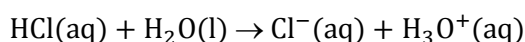
2.16. Calcule el pH y el grado de disociación del ácido acético en una disolución que es simultáneamente 0,10 M en ácido acético y 0,050 M en ácido clorhídrico.

(Dato. K_a (ácido acético) = $1,8 \cdot 10^{-5}$)

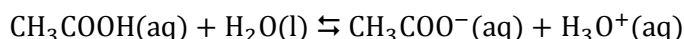
(Asturias 2003)

▪ Cálculo del pH de la mezcla:

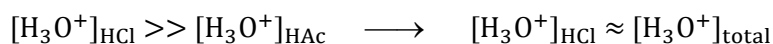
El ácido clorhídrico, HCl, es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado de acuerdo con la ecuación:



El ácido acético, CH_3COOH , abreviadamente HAc, es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la ecuación:



Como se trata de una disolución que contiene una mezcla de ambos ácidos con una concentración similar, se puede realizar, sin cometer gran error, la siguiente aproximación:



Por lo tanto, el pH de la disolución resultante es:

$$\text{pH} = -\log(0,050) = 1,3$$

▪ Cálculo del grado de disociación del CH_3COOH en la mezcla:

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio del ácido débil es:

	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+
c_{inicial}	0,10	—	0,050
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,10 - x$	x	$0,050 + x$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Sustituyendo en la expresión anterior se obtiene:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot (0,050 + x)}{(0,10 - x)} \quad \rightarrow \quad x = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 3,6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El grado de disociación del ácido es:

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0} = \frac{3,6 \cdot 10^{-5} \text{ M}}{0,10 \text{ M}} = 3,6 \cdot 10^{-4} \rightarrow 0,036 \%$$

2.17. Escriba los procesos ácido-base resultantes al disolver en agua las siguientes especies:

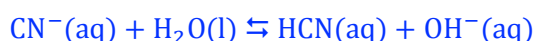
- CN^-
- ClO^-
- NH_4^+
- HCOOH
- NH_3

(Canarias 2004)

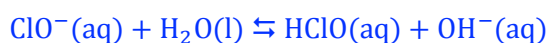
De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

a) El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza produciendo iones OH^- de acuerdo con la siguiente ecuación:



b) El ion ClO^- es la base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza produciendo iones OH^- de acuerdo con la siguiente ecuación:



c) El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza produciendo iones H_3O^+ de acuerdo con la siguiente ecuación:



d) El HCOOH es un ácido débil que se disocia parcialmente en agua produciendo iones H_3O^+ de acuerdo con la siguiente ecuación:



e) El NH_3 es una base débil se disocia parcialmente en agua produciendo iones OH^- de acuerdo con la siguiente ecuación:

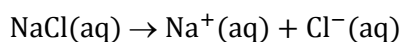


2.18. ¿Cuál o cuáles de las siguientes sales disueltas en agua originan una disolución ácida? Justifique la respuesta.

- a) NaCl
- b) KCN
- c) NH_4NO_3
- d) KNO_3

(Canarias 2004)

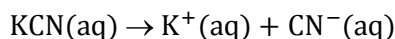
a) El cloruro de sodio, NaCl , se disuelve en agua de acuerdo con la siguiente ecuación:



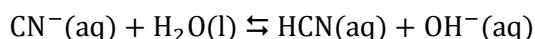
Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Los únicos H_3O^+ y OH^- del medio los suministra el H_2O , por lo tanto, la disolución **tiene carácter neutro**.

b) El cianuro de potasio, KCN , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



- El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza de acuerdo con la siguiente ecuación:

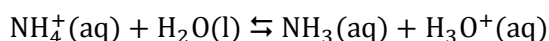


Como se observa, el medio contiene iones OH^- , por lo tanto, la disolución **tiene carácter básico**.

c) El nitrato de amonio, NH_4NO_3 , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:

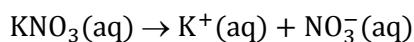


- El ion NO_3^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza de acuerdo con la siguiente ecuación:



Como se observa, el medio contiene iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución **tiene carácter ácido**.

d) El nitrato de potasio, KNO_3 , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



Los iones K^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Los únicos H_3O^+ y OH^- del medio los suministra el H_2O , por lo tanto, la disolución **tiene carácter neutro**.

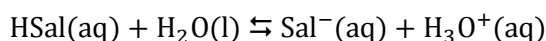
2.19. La aspirina se forma a partir del ácido salicílico, $\text{C}_6\text{H}_4\text{OHCOOH}$. Si la constante de ionización de dicho ácido es $K_a = 1,1 \cdot 10^{-3}$, calcule el pH y el grado de disociación de una disolución de ácido salicílico que se obtiene al disolver una tableta de aspirina que contiene 0,50 g de dicho ácido en 100 mL de agua.

(Canarias 2004)

Suponiendo que la disolución del sólido no hay variación apreciable de volumen, la concentración de ácido salicílico en la disolución es:

$$c = \frac{0,50 \text{ g C}_6\text{H}_4\text{OHCOOH}}{100 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_4\text{OHCOOH}}{138,0 \text{ g C}_6\text{H}_4\text{OHCOOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,036 \text{ M}$$

El ácido salicílico, abreviadamente HSal, es un ácido débil que en disolución acuosa está parcialmente de acuerdo con la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{Sal}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSal}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{Sal}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{SalH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

La expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Sustituyendo en la expresión anterior se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$1,1 \cdot 10^{-3} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,036 - [\text{H}_3\text{O}^+]} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(5,8 \cdot 10^{-3}) = 2,2$$

El grado de disociación del ácido es:

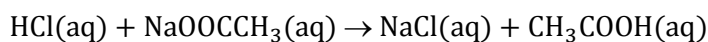
$$\alpha = \frac{[\text{Sal}^-]}{[\text{SalH}]_0} = \frac{5,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{0,036 \text{ M}} = 0,16 \quad \rightarrow \quad 16 \%$$

2.20. Calcule el pH que se obtiene al mezclar un litro de una disolución 0,25 M de acetato de sodio, NaOOCCH_3 , con un litro de disolución 0,10 M de ácido clorhídrico. Considere que los volúmenes de ambas disoluciones son aditivos.

(Dato. La constante de disociación del ácido acético es $K_a = 1,7 \cdot 10^{-5}$)

(Galicia 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl (ácido) y NaOOCCH_3 (base) es:



Para abreviar se representa el ácido acético CH_3COOH , por HAC, y el acetato de sodio NaOOCCH_3 , por NaAc.

La cantidad de cada uno de los reactivos es:

$$\left. \begin{array}{l} 1,0 \text{ L HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0,10 \text{ M}} = 0,10 \text{ mol HCl} \\ 1,0 \text{ L NaAc } 0,25 \text{ M} \cdot \frac{0,25 \text{ mol NaAc}}{1 \text{ L NaAc } 0,25 \text{ M}} = 0,25 \text{ mol NaAc} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,25 \text{ mol NaAc}}{0,10 \text{ mol HCl}} = 2,5$$

Como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que sobra NaAc, y que HCl es el **reactivo limitante** que determina la cantidad de NaAc consumida y la de HAC formada:

$$0,10 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaAc}}{1 \text{ mol HCl}} = 0,10 \text{ mol NaAc}$$

$$0,25 \text{ mol NaAc (inicial)} - 0,10 \text{ mol NaAc (consumido)} = 0,15 \text{ mol NaAc (exceso)}$$

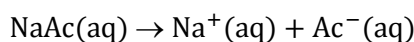
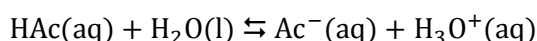
$$0,10 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HAC}}{1 \text{ mol HCl}} = 0,10 \text{ mol HAC}$$

La mezcla formada por 0,15 mol de NaAc (base) y 0,10 mol de HAC (ácido) constituye una disolución reguladora ácida en la que, considerando volúmenes aditivos, las concentraciones de ambas especies son:

$$[\text{HAC}] = c_a = \frac{0,10 \text{ mol HAC}}{(1,0 + 1,0) \text{ L disolución}} = 0,050 \text{ M}$$

$$[\text{NaAc}] = c_s = \frac{0,15 \text{ mol NaAc}}{(1,0 + 1,0) \text{ L disolución}} = 0,075 \text{ M}$$

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de las sustancias en la disolución son:



La tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	HAC	Ac ⁻	H ₃ O ⁺
<i>c</i> _{inicial}	<i>c</i> _a	<i>c</i> _s	—
<i>c</i> _{transformado}	<i>x</i>	—	—
<i>c</i> _{formado}	—	<i>x</i>	<i>x</i>
<i>c</i> _{equilibrio}	<i>c</i> _a - <i>x</i>	<i>c</i> _s - <i>x</i>	<i>x</i>

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAC}]}$$

Como el HAC es un ácido débil que está poco disociado, se puede considerar que $x \ll c_a$ y $x \ll c_s$, por lo que, sin cometer gran error, se pueden realizar las siguientes aproximaciones:

$$(c_a - x) \approx c_a \quad \text{y} \quad (c_s - x) \approx c_s$$

Teniendo en cuenta estas aproximaciones, la expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{c_s}{c_a} [\text{H}_3\text{O}^+]$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ que se obtiene es:

$$1,7 \cdot 10^{-5} = \frac{0,075 \text{ M}}{0,050 \text{ M}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(1,1 \cdot 10^{-5}) = 5,0$$

2.21. La morfina, un poderoso analgésico, es una base débil con un $\text{p}K_b = 5,79$. Representando la morfina por "Mor" y su ácido conjugado como "HMor" y sabiendo que la morfina es poco soluble en agua, pero el nitrato de morfina (HMorNO_3) es una sal muy soluble, calcule:

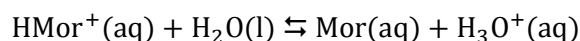
- El pH de una disolución 2,0 M de nitrato de morfina.
- La concentración de morfina de la disolución anterior.

(Asturias 2004)

a-b) El nitrato de morfina se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



- El ion NO_3^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion HMor^+ es el ácido conjugado de la base débil Mor y se hidroliza de acuerdo con la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{Mor}] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HMor}^+]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{Mor}] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{HMor}^+] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

siendo c la concentración inicial de HMorNO_3 .

La expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

El valor de la constante de acidez (hidrólisis) del catión se calcula mediante la siguiente expresión:

$$K_{a(\text{HMor}^+)} = \frac{K_w}{K_{b(\text{Mor})}} \quad \text{aplicando logaritmos} \quad \text{p}K_{a(\text{HMor}^+)} + \text{p}K_{b(\text{Mor})} = 14$$

$$\text{p}K_{a(\text{HMor}^+)} = 14,0 - 5,79 = 8,21 \quad \rightarrow \quad K_{a(\text{HMor}^+)} = 6,17 \cdot 10^{-9}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La ecuación de la constante de acidez se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

El valor de la concentración de las especies iónicas de la disolución es:

$$6,17 \cdot 10^{-9} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{2,0 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Mor}] = 1,1 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(1,1 \cdot 10^{-4}) = 4,0$$

2.22. Indique, razonando la respuesta, el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones acuosas de las siguientes sales:

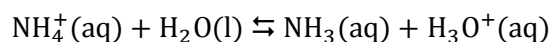
- NH_4Cl
- NaNO_3
- KBr
- CH_3COOK

(Canarias 2005)

a) El cloruro de amonio, NH_4Cl , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:

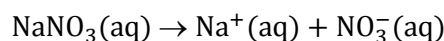


- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza de acuerdo con la ecuación:



Como se observa, el medio contiene iones H_3O^+ , por lo tanto, la disolución tiene **carácter ácido**.

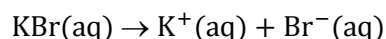
b) El nitrato de sodio, NaNO_3 , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



Los iones Na^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Los únicos H_3O^+ y OH^- del medio los suministra el H_2O , por lo tanto, la disolución tiene **carácter neutro**.

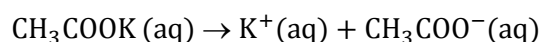
c) El bromuro de potasio, KBr , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



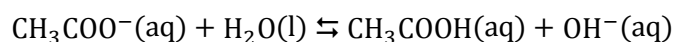
Los iones K^+ y Br^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Los únicos H_3O^+ y OH^- del medio los suministra el H_2O , por lo tanto, la disolución tiene **carácter neutro**.

d) El acetato de potasio, CH_3COOK , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:

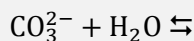
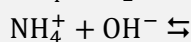
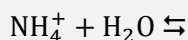


- El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, el medio contiene iones OH^- , por lo tanto, la disolución tiene **carácter básico**.

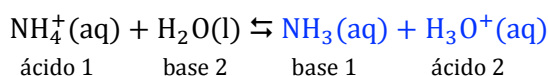
2.23. Complete las siguientes reacciones entre pares ácido-base conjugados de Brønsted-Lowry:



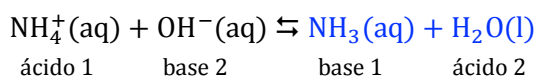
(Canarias 2005)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

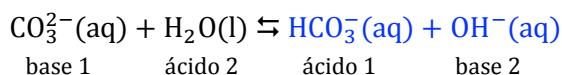
- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.
- El ion NH_4^+ (ácido) reacciona con el H_2O (base) de acuerdo con la siguiente ecuación química:



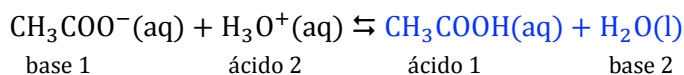
- El ion NH_4^+ (ácido) reacciona con el ion OH^- (base) de acuerdo con la siguiente ecuación química:



- El ion CO_3^{2-} (base) reacciona con el H_2O (ácido) de acuerdo con la siguiente ecuación química:

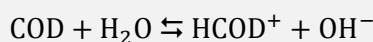


- El ion CH_3COO^- (base) reacciona con el H_3O^+ (ácido) de acuerdo con la siguiente ecuación química:



2.24. La codeína (COD) es un compuesto que se obtiene del opio y que se emplea para combatir la tos. Sabiendo que su $K_b = 1,0 \cdot 10^{-6}$, determine si:

- a) ¿Es la codeína una base débil?
- b) Calcule el pH y el grado de disociación de una disolución acuosa de una tableta de codeína cuya concentración es 0,020 M.



(Canarias 2005)

- a) La codeína es una **base débil** ya que, de acuerdo con la ecuación propuesta, en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada en iones. Por ese motivo presenta una constante de basicidad menor que la unidad:

$$K_b = \frac{[\text{HCOD}^+][\text{OH}^-]}{[\text{COD}]} = 1,0 \cdot 10^{-6}$$

El pequeño valor de la constante quiere decir que el equilibrio se encuentra desplazado hacia la izquierda, y que en este, se encuentran presentes más moléculas de codeína sin disociar, COD, que moléculas de codeína protonadas, HCOD⁺.

- b) Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{HCO}^+] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{COD}] = c - [\text{OH}^-]$$

siendo c la concentración inicial de COD.

La expresión de la constante de basicidad queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^-] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión anterior se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ es:

$$1,0 \cdot 10^{-6} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,020 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,4 \cdot 10^{-4}) = 3,9 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 3,9 = 10,1$$

El grado de disociación de la codeína es:

$$\alpha = \frac{[\text{HCO}^+]}{[\text{COD}]_0} = \frac{1,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}}{0,020 \text{ M}} = 0,0070 \quad \rightarrow \quad 0,70 \%$$

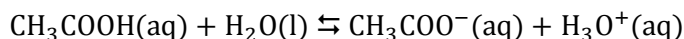
2.25. Se prepara una disolución de ácido acético añadiendo agua hasta que el pH = 3,0. El volumen final de la disolución es 0,400 L. Calcule:

- La concentración molar del ácido en la disolución y la cantidad de ácido que contenía la misma.
- El grado de disociación. Escriba el equilibrio que tiene lugar.
- El volumen de disolución 1,00 M de hidróxido de sodio necesario para neutralizar totalmente la disolución.

(Dato. K_a (ácido acético) = $1,8 \cdot 10^{-5}$)

(Asturias 2005)

a-b) El ácido acético, CH_3COOH , es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

siendo c la concentración inicial de CH_3COOH .

La expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Si la disolución tiene $\text{pH} = 3,0$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El valor de la concentración inicial de la disolución es:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(1,0 \cdot 10^{-3})^2}{c - 1,0 \cdot 10^{-3}} \quad \rightarrow \quad c = 0,057 \text{ M}$$

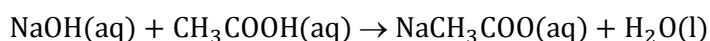
La masa de CH_3COOH disuelto es:

$$0,400 \text{ L disolución} \cdot \frac{0,057 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} = 1,4 \text{ g CH}_3\text{COOH}$$

El grado de disociación del CH_3COOH es:

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0} = \frac{1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{0,057 \text{ M}} = 0,018 \rightarrow 1,8 \%$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y CH_3COOH es:



La cantidad de CH_3COOH a neutralizar es:

$$0,400 \text{ L CH}_3\text{COOH } 0,057 \text{ M} \cdot \frac{10^3 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,057 \text{ M}}{1 \text{ L CH}_3\text{COOH } 0,057 \text{ M}} \cdot \frac{0,057 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,057 \text{ M}} = 23 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

Relacionando CH_3COOH con NaOH :

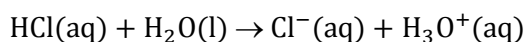
$$23 \text{ mmol CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH } 1,0 \text{ M}}{1,0 \text{ mmol NaOH}} = 23 \text{ mL NaOH } 1,0 \text{ M}$$

2.26. Se tienen 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0,010 M y otros 100 mL de otra disolución 0,010 M de ácido acético. Si la K_a para el ácido acético es $1,8 \cdot 10^{-5}$. Calcule:

- El pH de ambas disoluciones.
- La variación que experimenta el pH de ambas disoluciones, si en las dos se añadiera agua hasta que el volumen resultante fuera 10 veces el volumen inicial.
- El valor del pH de la disolución resultante de la mezcla de las dos disoluciones ácidas diluidas del apartado anterior.

(Castilla y León 2005)

a) El ácido clorhídrico, HCl , es un ácido fuerte que en disolución acuosa se disocia totalmente según la ecuación:



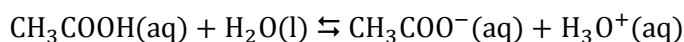
De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{HCl}]_0 = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,010 \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,010) = 2,0$$

▪ El ácido acético, CH_3COOH , es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

siendo c la concentración inicial de CH_3COOH .

La expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión anterior se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,010 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(4,2 \cdot 10^{-4}) = 3,4$$

b) Si se añade agua a ambas disoluciones hasta que el volumen final sea 10 veces el volumen inicial, la concentración de ambas disoluciones se hace 10 veces menor, es decir, $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

El cálculo del pH se realiza de la misma forma que en el apartado anterior.

▪ $\text{HCl } 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$:

$$\text{pH} = -\log(1,0 \cdot 10^{-3}) = 3,0$$

La variación de pH que se produce por la dilución es

$$\Delta(\text{pH}) = (3,0 - 2,0) = 1,0$$

▪ $\text{CH}_3\text{COOH } 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$:

Ahora ya no se puede hacer la aproximación del apartado anterior y el cálculo del pH es ligeramente diferente:

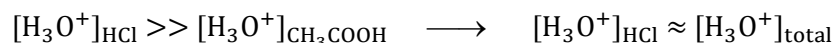
$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{(1,0 \cdot 10^{-3} - [\text{H}_3\text{O}^+])} \quad \longrightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(1,3 \cdot 10^{-4}) = 3,9$$

La variación de pH que se produce por la dilución es

$$\Delta(\text{pH}) = (3,9 - 3,4) = 0,50$$

c) Si se mezclan ambas disoluciones ácidas se obtiene una disolución que contiene una mezcla de un ácido fuerte y otro débil con la misma concentración ($1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$) por lo que se puede realizar la siguiente aproximación:



El pH de la mezcla es:

$$\text{pH} = -\log(1,0 \cdot 10^{-3}) = 3,0$$

Si no se realiza la aproximación para el cálculo del pH de la mezcla, es necesario partir del equilibrio correspondiente al ácido débil:

	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	H ₃ O ⁺
<i>c</i> _{inicial}	$1,0 \cdot 10^{-3}$	—	$1,0 \cdot 10^{-3}$
<i>c</i> _{transformado}	<i>x</i>	—	—
<i>c</i> _{formado}	—	<i>x</i>	<i>x</i>
<i>c</i> _{equilibrio}	$1,0 \cdot 10^{-3} - x$	<i>x</i>	$1,0 \cdot 10^{-3} + x$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene el valor de *x*:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot (1,0 \cdot 10^{-3} + x)}{(1,0 \cdot 10^{-3} - x)} \quad \rightarrow \quad x = 1,7 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (1,0 \cdot 10^{-3} + 1,7 \cdot 10^{-5}) \text{ M} \approx 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(1,0 \cdot 10^{-3}) = 3,0$$

Como se puede observar, el método riguroso del cálculo del pH conduce al mismo resultado que si se realiza la aproximación.

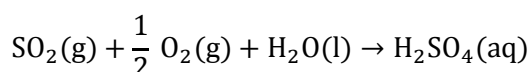
2.27. Una central térmica de producción de energía eléctrica libera 5,0 t de dióxido de azufre por hora a la atmósfera. En días húmedos, el SO₂ liberado reacciona con el oxígeno atmosférico y con el agua produciendo ácido sulfúrico.

A cierta distancia de la central térmica existe una laguna con un volumen de 5,0 hm³. Un 1,0 % de todo el SO₂ producido durante un día precipita en forma de ácido sulfúrico sobre la laguna.

Hallar el pH de la laguna después de producirse la lluvia ácida. Debe suponerse el ácido sulfúrico está completamente dissociado en el agua.

(Galicia 2005)

La ecuación de química correspondiente al proceso de formación de lluvia ácida es:



La cantidad de SO₂ liberado durante un día en la combustión es:

$$24 \text{ h} \cdot \frac{5,0 \text{ t SO}_2}{\text{h}} \cdot \frac{10^6 \text{ g SO}_2}{1 \text{ t SO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{64,1 \text{ g SO}_2} = 1,9 \cdot 10^6 \text{ mol SO}_2$$

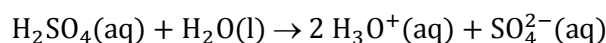
Relacionando SO_2 con H_2SO_4 teniendo en cuenta que la conversión es del 1,0 %:

$$1,9 \cdot 10^6 \text{ mol SO}_2 \cdot \frac{1,0 \text{ mol SO}_2 \text{ (convertido)}}{100 \text{ mol SO}_2 \text{ (total)}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol SO}_2} = 1,9 \cdot 10^4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Al ser el volumen de agua contenida en la laguna mucho mayor que el volumen de ácido que cae en la misma, se supone que no se produce variación apreciable de volumen, por lo tanto, la concentración molar de la disolución de H_2SO_4 formada es:

$$\frac{1,9 \cdot 10^4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{5,0 \text{ hm}^3 \text{ H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ hm}^3 \text{ H}_2\text{O}}{10^9 \text{ L H}_2\text{O}} = 3,8 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

La ecuación química correspondiente a la disolución del ácido sulfúrico en agua considerando que se trata de un ácido fuerte completamente disociado es:



De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 [\text{H}_2\text{SO}_4] = 2 \cdot (3,8 \cdot 10^{-6} \text{ M}) = 7,2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(7,2 \cdot 10^{-6}) = 5,1$$

2.28. Ordene, de menor a mayor, el pH de las disoluciones acuosas de las siguientes sales:

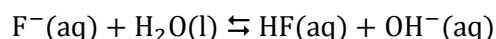
- NH_4F
- NaCl
- NaClO

(Canarias 2006)

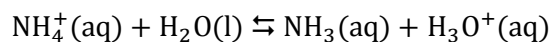
a) El fluoruro de amonio, NH_4F , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



▪ El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza de acuerdo con la ecuación:



▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza de acuerdo con la ecuación:



Para determinar el carácter ácido o básico de la disolución es necesario conocer el valor de las constantes de acidez y basicidad del HF y NH_3 respectivamente. Estas son:

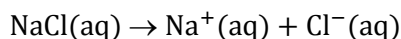
$$K_{a(\text{HF})} = 7,0 \cdot 10^{-4} \quad K_{b(\text{NH}_3)} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

El valor de las constantes de basicidad y acidez (hidrólisis) de los respectivos conjugados, F^- y NH_4^+ , son, respectivamente:

$$K_{b(\text{F}^-)} = \frac{K_w}{K_{a(\text{HF})}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{7,0 \cdot 10^{-4}} = 1,4 \cdot 10^{-11} \quad K_{a(\text{NH}_4^+)} = \frac{K_w}{K_{b(\text{NH}_3)}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,8 \cdot 10^{-10}$$

Como las concentraciones iniciales de ambas especies son idénticas, y $K_{a(\text{NH}_4^+)} > K_{b(\text{F}^-)}$, se producen más iones H_3O^+ que iones OH^- , por lo que la disolución resultante tiene carácter ácido y su $\text{pH} < 7$.

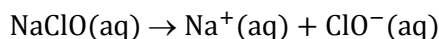
b) El cloruro de sodio, NaCl , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



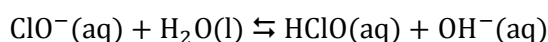
Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Los únicos H_3O^+ y OH^- del medio los suministra el H_2O y la disolución tiene carácter neutro y su $\text{pH} = 7$.

c) El hipoclorito de sodio, NaClO , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion ClO^- es la base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, el medio contiene iones OH^- por lo que la disolución tiene carácter básico y su $\text{pH} > 7$.

El orden creciente de pH de las disoluciones propuestas es:

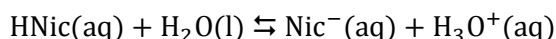


2.29. Otro nombre de la niacina es ácido nicotínico, $\text{HC}_6\text{H}_4\text{O}_2\text{N}$, ($K_a = 1,4 \cdot 10^{-5}$), un miembro importante del grupo de la vitamina B. Calcule:

- a) El grado de disociación de dicho ácido en una disolución que se prepara disolviendo 0,10 mol de ácido nicotínico, HNic , en agua hasta obtener medio litro de disolución.
- b) El pH de la disolución.

(Canarias 2006)

a-b) El ácido nicotínico, $\text{HC}_6\text{H}_4\text{O}_2\text{N}$, abreviadamente HNic , es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{Nic}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNic}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Nic}^-] \quad [\text{HNic}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

donde c es la concentración de la disolución inicial de HNic :

$$c = \frac{0,10 \text{ mol HNic}}{0,500 \text{ L disolución}} = 0,20 \text{ M}$$

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión anterior se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$1,4 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,20 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Nic}^-] = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El grado de disociación del ácido es:

$$\alpha = \frac{[\text{Nic}^-]}{[\text{HNic}]_0} = \frac{1,7 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{0,20 \text{ M}} = 8,5 \cdot 10^{-3} \rightarrow 0,85 \%$$

El pH de la disolución es:

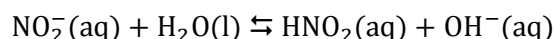
$$\text{pH} = -\log(1,7 \cdot 10^{-3}) = 2,8$$

2.30. Escriba una reacción química que explique por qué las siguientes especies en disolución acuosa dan lugar a una disolución básica.

- NO_2^-
- CO_3^{2-}
- HCO_3^-

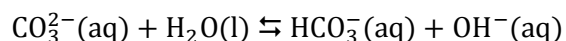
(Canarias 2006)

a) El ion NO_2^- es la base conjugada del ácido débil HNO_2 y se hidroliza según la ecuación:



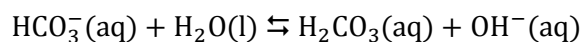
Como se observa, se producen iones OH^- , por lo tanto, **la disolución es básica**.

b) El ion CO_3^{2-} es la base conjugada del ácido débil HCO_3^- y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo tanto, **la disolución es básica**.

c) El ion HCO_3^- es una especie anfótera que en medio ácido reacciona produciendo **iones OH^-** según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo tanto, **la disolución es básica**.

2.31. Se disuelven 3,00 g de ácido acético en 500 mL de agua obteniéndose una disolución cuyo pH es 2,87. Calcule:

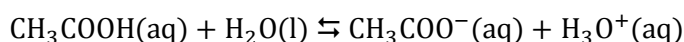
- La concentración de cada especie en el equilibrio.
- La constante de disociación del ácido acético.
- El porcentaje de ácido acético ionizado.
- El volumen de disolución de hidróxido de sodio $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ necesario para neutralizar 20 mL de la disolución anterior.

(Asturias 2006)

a) Suponiendo que la adición de CH_3COOH al agua no produce variación de volumen, la concentración de la disolución es:

$$c = \frac{3,00 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,100 \text{ M}$$

El CH_3COOH es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

La expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Si la disolución tiene $\text{pH} = 2,87$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,87} = 1,35 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = (0,100 - 1,35 \cdot 10^{-3}) \text{ M} = 9,87 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

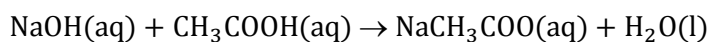
El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(1,35 \cdot 10^{-3})^2}{9,87 \cdot 10^{-2}} = 1,84 \cdot 10^{-5}$$

c) El grado de disociación del ácido es:

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0} = \frac{1,35 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{0,100 \text{ M}} = 1,35 \cdot 10^{-2} \rightarrow 1,35 \%$$

d) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y CH_3COOH es:



Relacionando CH_3COOH con NaOH :

$$20 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,100 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}} = 2,0 \text{ mmol NaOH}$$

Como se dispone de $\text{NaOH } 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$:

$$2,0 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH } 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mmol NaOH}} = 2,0 \cdot 10^3 \text{ mL NaOH } 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

(Problema similar al propuesto en Asturias 2005).

2.32. Para defenderse, las hormigas utilizan dos medios; sus mandíbulas y la proyección de ácido fórmico (ácido metanoico). Cuando una hormiga se siente amenazada puede proyectar sobre su enemigo ácido fórmico a más de 30 cm.

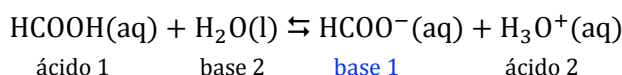
- a) En un matraz aforado de 100 mL se introduce una masa m de ácido fórmico, se añade agua destilada, se agita, se disuelve y se completa hasta el enrase. Se dispone entonces de una disolución cuya concentración molar vale 0,0100 M. ¿Cuánto vale m ?
- b) Escriba la fórmula de la base conjugada del ácido fórmico.
- c) Calcule el valor de su constante de acidez sabiendo que el pH de la disolución preparada vale 2,92.
- d) Explique si la molécula de ácido fórmico tiene un carbono quiral o asimétrico.
- e) Si se hace reaccionar 10,0 mL de la disolución acuosa preparada de ácido fórmico con 10,0 mL de disolución de hidróxido sódico 0,0100 M, ¿cuánto vale la concentración molar de la sal sódica que se forma? ¿Cuánto vale el pH de la disolución resultante?

(Galicia 2006) (Castilla-La Mancha 2016)

- a) La masa de HCOOH disuelto es:

$$m = 100 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{10^3 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,010 \text{ mol HCOOH}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{46,0 \text{ g HCOOH}}{1 \text{ mol HCOOH}} = 0,046 \text{ g HCOOH}$$

- b) El ácido fórmico, HCOOH, es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente según la ecuación:



De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923), la base conjugada del HCOOH es HCOO^- .

- c) La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCOO}^-] \quad [\text{HCOOH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

siendo c la concentración inicial de HCOOH.

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

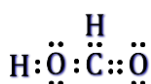
Si la disolución tiene pH = 2,92:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,92} \text{ M} = 1,20 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

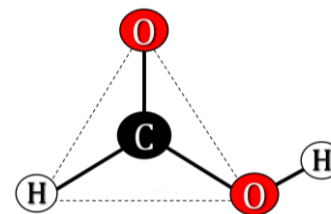
El valor de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{(1,20 \cdot 10^{-3})^2}{(0,0100 - 1,20 \cdot 10^{-3})} = 1,64 \cdot 10^{-4}$$

- d) La estructura del Lewis de la molécula de HCOOH es:

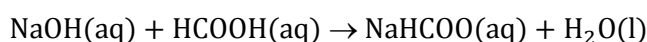


Según el modelo RPECV el HCOOH es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y forma geométrica es **triangular plana**.



Para que una sustancia sea quiral es preciso que posea cuatro sustituyentes diferentes unidos a un átomo de carbono, y en este caso solo hay tres, por lo tanto, el **HCOOH no es quiral**.

e) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y HCOOH es:



La cantidad de cada uno de los reactivos es:

$$10,0 \text{ mL HCOOH } 0,0100 \text{ M} \cdot \frac{0,0100 \text{ mmol HCOOH}}{1 \text{ mL HCOOH } 0,0100 \text{ M}} = 0,100 \text{ mmol HCOOH}$$

$$10,0 \text{ mL NaOH } 0,0100 \text{ M} \cdot \frac{0,0100 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,0100 \text{ M}} = 0,100 \text{ mmol NaOH}$$

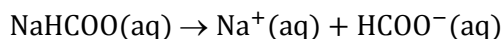
Como la reacción es mol a mol, se tienen cantidades estequiométricas, es decir, ambos reactivos se consumen completamente y la cantidad de NaHCOO formada es:

$$0,100 \text{ mmol HCOOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaHCOO}}{1 \text{ mol HCOOH}} = 0,100 \text{ mol NaHCOO}$$

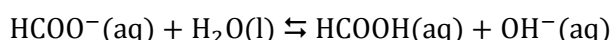
Considerando volúmenes aditivos, la concentración de la disolución de NaHCOO es:

$$c = \frac{0,100 \text{ mmol NaHCOO}}{(10,0 + 10,0) \text{ mL disolución}} = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El formiato de sodio, NaHCOO, se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion HCOO^- es la base conjugada del ácido débil HCOOH y se hidroliza según la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{HCOOH}] [\text{OH}^-]}{[\text{HCOO}^-]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{HCOOH}] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{HCOO}^-] = c - [\text{OH}^-]$$

siendo c la concentración inicial de NaHCOO.

La expresión de la constante queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion formiato se calcula mediante la siguiente expresión:

$$K_b(\text{HCOO}^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{HCOOH})} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1,64 \cdot 10^{-4}} = 6,10 \cdot 10^{-11}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^-] \approx c$$

La ecuación de la constante se reduce a:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ es:

$$6,10 \cdot 10^{-11} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{5,00 \cdot 10^{-3} \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 5,52 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(5,52 \cdot 10^{-7}) = 6,26 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 6,26 = 7,74$$

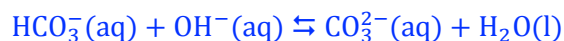
2.33. Responda, razonando la respuesta, a las siguientes cuestiones:

- El ion hidrogenocarbonato, HCO_3^- , puede tener comportamiento anfótero.
- Un zumo de naranja tiene $\text{pH} = 3,2$. ¿Cuál es la concentración de iones H_3O^+ ? ¿Y la de iones OH^- ?
- Al disolver una sal en agua ¿se puede tener un pH básico?

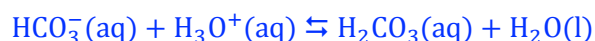
(Canarias 2007)

a) Una sustancia es anfótera cuando es capaz de actuar tanto como ácido o como base. El ion hidrogenocarbonato, HCO_3^- , es un ejemplo típico de anfótero.

- Frente a una base cede protones y el HCO_3^- se comporta como **ácido**:



- Frente a un ácido capta protones y el HCO_3^- se comporta como **base**:



b) Si el zumo de naranja tiene $\text{pH} = 3,2$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,2} \text{ M} = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

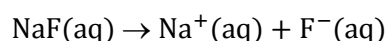
El producto iónico del agua proporciona la relación entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ en cualquier disolución acuosa:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

a partir de la misma se puede calcular el valor de $[\text{OH}^-]$ de la disolución:

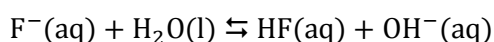
$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,3 \cdot 10^{-4}} = 1,6 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

c) Para que la disolución de una sal en agua tenga un pH básico es necesario que la sal proceda de una base fuerte y de un ácido débil, como por ejemplo, NaF. La **disolución del NaF** en agua produce la ionización de la sal de acuerdo con la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.

- El ion F^- es la base conjugada del ácido débil $HClO$ y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, el medio contiene iones OH^- por lo que la disolución tiene carácter básico y su $pH > 7$.

2.34. Se tiene una disolución que contiene 2,45 g de la sal $NaCN$ en 500 mL de agua. Calcule:

- El pH de la disolución.
- El porcentaje de sal hidrolizada.

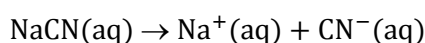
(Dato. $K_b(CN^-) = 2,04 \cdot 10^{-5}$)

(Canarias 2007)

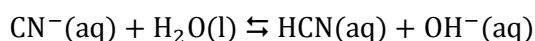
- Suponiendo que la adición de $NaCN$ al agua no produce variación de volumen, la concentración de la disolución es:

$$c = \frac{2,45 \text{ g NaCN}}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCN}}{49,0 \text{ g NaCN}} = 0,100 \text{ M}$$

El cianuro de sodio, $NaCN$, se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[HCN][OH^-]}{[CN^-]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[HCN] = [OH^-] \quad \text{y} \quad [CN^-] = c - [OH^-]$$

La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{c - [OH^-]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [OH^-] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[OH^-]$ de la disolución es:

$$2,04 \cdot 10^{-5} = \frac{[OH^-]^2}{0,100 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [H_3O^+] = 1,43 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

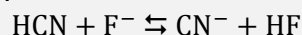
Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,43 \cdot 10^{-3}) = 2,85 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 2,85 = 11,2$$

b) El grado de hidrólisis del cianuro es:

$$\alpha = \frac{[\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]_0} = \frac{1,43 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{0,100 \text{ M}} = 1,43 \cdot 10^{-2} \rightarrow 1,43 \%$$

2.35. A partir de los valores de K_a que se indican, razone en qué sentido se desplazaría el siguiente equilibrio:

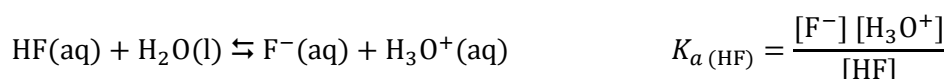
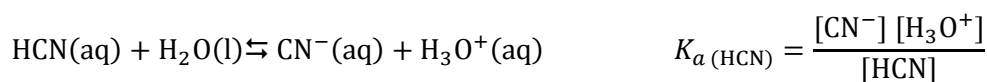


(Datos. $K_a(\text{HF}) = 6,8 \cdot 10^{-4}$ y $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$)

(Canarias 2007)

Para poder determinar en qué sentido se desplaza el equilibrio se ha de tener en cuenta los valores de las constantes de acidez de cada uno de los ácidos implicados en el mismo.

Las ecuaciones químicas correspondientes a los dos ácidos y las expresiones de sus reactivas constantes de acidez son:



Despejando $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en ambas expresiones e igualando se obtiene:

$$K_{a(\text{HCN})} \frac{[\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]} = K_{a(\text{HF})} \frac{[\text{HF}]}{[\text{F}^-]}$$

Ordenando la ecuación anterior se llega a la expresión de la constante de equilibrio de la reacción propuesta:

$$\frac{K_{a(\text{HCN})}}{K_{a(\text{HF})}} = \frac{[\text{CN}^-][\text{HF}]}{[\text{HCN}][\text{F}^-]}$$

El valor de esta constante es:

$$\frac{K_{a(\text{HCN})}}{K_{a(\text{HF})}} = \frac{4,9 \cdot 10^{-10}}{6,8 \cdot 10^{-4}} = 7,2 \cdot 10^{-7}$$

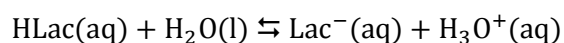
El pequeño valor obtenido para la constante de equilibrio indica que [el equilibrio propuesto se encuentra desplazado hacia la izquierda](#). Esto quiere decir que el ácido fluorhídrico, HF, es un ácido mucho más fuerte que el ácido cianhídrico, HCN, y tiene mayor tendencia que este para ceder un protón.

2.36. La realización de un ejercicio físico da lugar a la formación de ácido láctico (HLac) en los músculos ¿Cuál sería el pH del fluido muscular cuando la concentración de ácido láctico es de $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$?

(Dato. $K_a(\text{HLac}) = 8,4 \cdot 10^{-4}$)

(Canarias 2007)

El ácido láctico es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{Lac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HLac}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Lac}^-] \quad \text{y} \quad [\text{HLac}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

siendo c la concentración inicial de HLac.

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución es:

$$8,4 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{1,0 \cdot 10^{-3} - [\text{H}_3\text{O}^+]} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,9 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(5,9 \cdot 10^{-4}) = 3,2$$

2.37. El azul de bromotimol es un indicador ácido-base. Cuando en la disolución hay un 90,9 % o más, de la forma molecular no ionizada, la disolución es claramente de color amarillo. En cambio, es suficiente la presencia de un 80,0 % de la forma ionizada para que la disolución sea claramente de color azul.

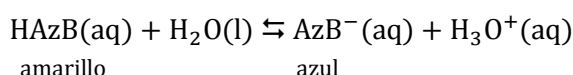
a) Determine el intervalo de pH para el viraje del color del indicador.

b) Si se mezclan 20 mL de ácido clorhídrico 0,030 M con 50 mL de hidróxido de sodio 0,010 M y se le añaden unas gotas del indicador azul de bromotimol, indique razonadamente cuál será el color de la disolución.

(Dato. La constante de acidez del azul de bromotimol es, a 25 °C, $K_a = 1,00 \cdot 10^{-7}$)

(Galicia 2007)

a) A la vista del valor de su constante de acidez, el azul de bromotimol es un ácido débil. Llamando HAzB a su forma molecular y AzB⁻ a su forma ionizada, al disolver azul de bromotimol en agua este se disocia de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{AzB}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAzB}]}$$

Cuando en la disolución hay un 90,9 % de forma molecular, HAzB, quedará un 9,10 % de forma ionizada, AzB⁻, y la disolución presentará color amarillo. Los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y del pH en esta situación son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HAzB}]}{[\text{AzB}^-]} = 1,00 \cdot 10^{-7} \cdot \frac{90,9}{9,10} = 9,99 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(9,99 \cdot 10^{-7}) = 6,00$$

Por el contrario, cuando en la disolución hay un 80,0 % de forma ionizada del indicador, AzB⁻, quedará un 20,0 % de forma molecular, HAzB, y la disolución presentará color azul. Los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y del pH en esta situación son, respectivamente:

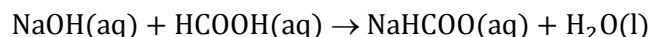
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00 \cdot 10^{-7} \cdot \frac{20,0}{80,0} = 2,50 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(2,50 \cdot 10^{-8}) = 7,60$$

El indicador azul de bromotimol cambia de color en el intervalo de pH comprendido entre los valores:

$$6,00 \text{ (amarillo)} \leq \text{pH} \leq 7,60 \text{ (azul)}$$

b) Se trata de la reacción de neutralización de un ácido fuerte, HCl, con una base fuerte, NaOH, cuya ecuación química es:



por lo que el color que presente la disolución, en las condiciones propuestas, se deberá a la especie que se encuentre en exceso en el medio, de acuerdo con el equilibrio escrito en el apartado a).

Las cantidades de HCl y de NaOH que se hacen reaccionar son:

$$20 \text{ mL HCl } 0,030 \text{ M} \cdot \frac{0,030 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,030 \text{ M}} = 0,60 \text{ mmol HCl}$$

$$50 \text{ mL NaOH } 0,010 \text{ M} \cdot \frac{0,010 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,010 \text{ M}} = 0,50 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y la cantidad de NaOH es menor, este es el **reactivo limitante** que determina el pH de la disolución y el color que toma el indicador.

Relacionando NaOH con HCl:

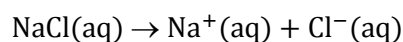
$$0,50 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 0,50 \text{ mmol HCl}$$

$$0,60 \text{ mol HCl (inicial)} - 0,50 \text{ mmol HCl (consumido)} = 0,10 \text{ mol HCl (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración de la disolución de HCl que resulta es:

$$\frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{(20 + 50) \text{ mL disolución}} = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

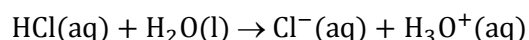
▪ Respecto al cloruro de sodio formado, este se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

De acuerdo con lo expuesto, esta sal no afecta al pH de la disolución.

▪ El ácido clorhídrico es un ácido fuerte que en disolución acuosa se disocia totalmente de acuerdo con la ecuación:



De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{HCl}]_0 = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(1,4 \cdot 10^{-3}) = 2,9$$

El indicador presentará color amarillo ya que la disolución tiene $\text{pH} < 6,00$.

2.38. Cuando 3,10 g de una muestra de nitrito de sodio se calientan con un exceso de cloruro de amonio, el volumen de nitrógeno recogido sobre agua a 22 °C es de 567,3 cm³ medidos a 741 Torr. Se pide:

- Ajuste la reacción que tiene lugar.
- Determine el volumen que ocuparía el nitrógeno recogido, una vez seco, en condiciones normales.
- Calcule la riqueza de la muestra de nitrito de sodio calentada.
- Si el exceso de cloruro de amonio que fue de 4,7 g se lleva a 250 mL de agua pura, indique el pH de la disolución resultante.

(Datos. Presión de vapor del agua a 22 °C = 20,5 Torr; K_b (amoníaco) = $1,8 \cdot 10^{-5}$)

(Asturias 2007)

- a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaNO_2 y NH_4Cl es:



- b) De acuerdo con la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

el volumen que ocupa el $\text{N}_2(\text{g})$ seco en condiciones normales es:

$$\frac{(741 - 20,5) \text{ Torr} \cdot 567,3 \text{ cm}^3}{(22 + 273,15) \text{ K}} = \frac{760 \text{ Torr} \cdot V_2}{273,15 \text{ K}} \rightarrow V_2 = 498 \text{ cm}^3$$

- c) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de N_2 desprendido es:

$$n = \frac{(741 - 20,5) \text{ Torr} \cdot 567,3 \text{ cm}^3}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (22 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ Torr}} = 2,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol N}_2$$

Relacionando N_2 con NaNO_2 :

$$2,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol NaNO}_2}{1 \text{ mol N}_2} \cdot \frac{69,0 \text{ g NaNO}_2}{1 \text{ mol NaNO}_2} = 1,53 \text{ g NaNO}_2$$

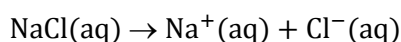
La riqueza de la muestra es:

$$\frac{1,53 \text{ g NaNO}_2}{3,10 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 49,5 \% \text{ NaNO}_2$$

- d) La concentración molar de la disolución de NH_4Cl obtenida con la sustancia sobrante es:

$$c = \frac{4,7 \text{ g NH}_4\text{Cl}}{250 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}}{53,5 \text{ g NH}_4\text{Cl}} = 0,35 \text{ M}$$

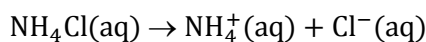
y teniendo en cuenta que el cloruro de sodio formado no influye en el pH de la disolución resultante, ya que este se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



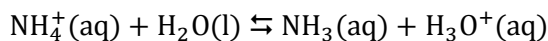
Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Como ninguno de los iones se hidroliza esta sal no afecta al pH de la disolución.

El pH de la disolución resultante depende exclusivamente cloruro de amonio en exceso que queda al final de la reacción. Este se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza produciendo iones H_3O^+ de acuerdo con la siguiente ecuación química:



La expresión de la constante de acidez del amonio es:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{NH}_4^+] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

siendo c la concentración inicial de NH_4Cl .

Sustituyendo la expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

El valor de la constante de acidez (hidrólisis) del amonio se calcula mediante la siguiente expresión:

$$K_{a(\text{NH}_4^+)} = \frac{K_w}{K_{b(\text{NH}_3)}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,8 \cdot 10^{-10}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución es:

$$5,8 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,35 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(1,4 \cdot 10^{-5}) = 4,9$$

2.39. Se tiene amoníaco del 25 % de riqueza y densidad $0,91 \text{ g mL}^{-1}$. Calcule:

- El volumen del mismo para preparar 1,00 L de disolución 0,200 M.
- El pH de esta nueva disolución.
- El pH de una disolución preparada con 0,50 g de cloruro de amonio y 250 mL de una disolución de amoníaco 0,010 M.

(Dato. $K_b(\text{NH}_3) = 1,80 \cdot 10^{-5}$)

(Asturias 2007)

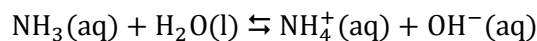
- Para preparar 1,00 L de NH_3 0,200 M:

$$1,00 \text{ L NH}_3 \text{ } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ L NH}_3 \text{ } 0,200 \text{ M}} \cdot \frac{17,0 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 3,40 \text{ g NH}_3$$

Como se dispone de disolución comercial de riqueza 25 %:

$$3,40 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{100 \text{ g NH}_3 \text{ } 25 \%}{25 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 25 \%}{0,91 \text{ g NH}_3 \text{ } 25 \%} = 15 \text{ mL NH}_3 \text{ } 25 \%$$

b) La ecuación química correspondiente a la ionización del NH_3 en disolución acuosa es:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{NH}_3] = c - [\text{OH}^-]$$

siendo c la concentración inicial de NH_3 .

La expresión de la constante queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^-] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

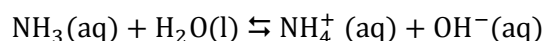
Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ de la disolución es:

$$1,80 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,200 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 1,90 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,9 \cdot 10^{-3}) = 2,72 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 2,72 = 11,3$$

c) La mezcla de NH_3 y NH_4Cl constituye una disolución reguladora y la ecuación química del equilibrio correspondiente a la misma es:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pOH = pK_b + \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} \quad \rightarrow \quad pH = 14 - pK_b - \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

donde el valor de pK_b (NH_3) es:

$$pK_b(NH_3) = -\log(K_b(NH_3)) = -\log(1,80 \cdot 10^{-5}) = 4,74$$

La concentración de NH_4Cl suponiendo que al disolverlo en la disolución de NH_3 no hay variación de volumen es:

$$[NH_4^+] = [NH_4Cl] = \frac{0,50 \text{ g } NH_4Cl}{250 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_4Cl}{53,5 \text{ g } NH_4Cl} = 0,037 \text{ M}$$

El pH de la disolución reguladora es:

$$pH = 14 - 4,74 - \log \left(\frac{0,037 \text{ M}}{0,010 \text{ M}} \right) = 8,7$$

2.40. Discuta, razonadamente, las siguientes afirmaciones:

- a) Si se añade agua destilada a una disolución de $pH = 4$, aumenta la concentración de protones.
 b) Si se añade cloruro de amonio, NH_4Cl , a una disolución de $pH = 7$, disminuye el pH.

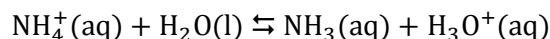
(Canarias 2008) (Canarias 2011)

a) Falso. Si se añade agua destilada a la disolución disminuye su concentración y, por lo tanto, también disminuye $[H_3O^+]$.

b) Verdadero. El cloruro de amonio, NH_4Cl , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza de acuerdo con la ecuación:



Como se observa, si se añade NH_4Cl , aumenta $[H_3O^+]$, por lo tanto, el pH disminuye.

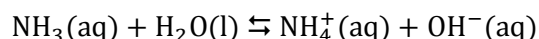
2.41. Señale si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones justificando las respuestas.

Cuando a una disolución de amoníaco, NH_3 , se le añade cloruro de amonio, NH_4Cl :

- a) Aumenta el grado de disociación del amoníaco.
 b) El pH disminuye.

(Canarias 2008)

El amoníaco, NH_3 , es una base débil que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad es:

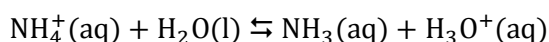
$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

El cloruro de amonio, NH_4Cl , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:

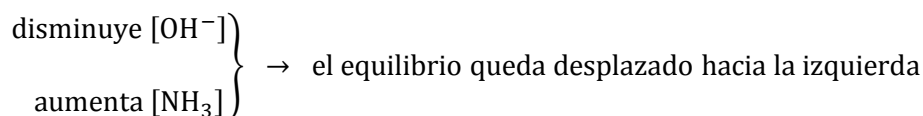


- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza de acuerdo con la ecuación:



Si a la disolución de NH_3 se le añade NH_4Cl , de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consume el NH_4^+ añadido, es decir, que este reaccione con los iones OH^- y que se forme NH_3 , por lo tanto, al alcanzarse de nuevo el equilibrio se observa que:



- a) Falso. El equilibrio se ha desplazado hacia la formación de NH_3 por lo que el **grado de disociación de este disminuye**.
- b) Verdadero. El valor de $[\text{OH}^-]$ disminuye lo que hace que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ aumente y, por lo tanto, el **pH disminuya**.

2.42. Se disuelven 6,80 g de amoníaco en la cantidad de agua necesaria para obtener 500 mL de disolución. Calcule:

- a) El pH de la disolución.
b) El volumen de ácido sulfúrico 0,10 M que se necesitará para neutralizar 20 mL de la disolución anterior.

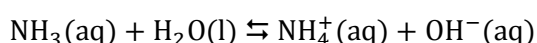
(Dato. K_b (amoníaco) = $1,80 \cdot 10^{-5}$)

(Canarias 2008)

- a) Suponiendo que la disolver el amoníaco no hay variación apreciable de volumen, la concentración inicial de la disolución es:

$$c = \frac{6,80 \text{ g NH}_3}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,800 \text{ M}$$

El amoníaco, NH_3 , es una base débil que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{NH}_3] = c - [\text{OH}^-]$$

La expresión de la constante queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^-] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

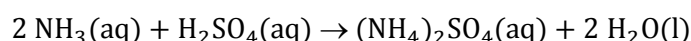
Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ de la disolución es:

$$1,80 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,800 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 3,88 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(3,88 \cdot 10^{-3}) = 2,42 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 2,42 = 11,6$$

b) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NH_3 y H_2SO_4 es:



Relacionando NH_3 con H_2SO_4 :

$$20 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,80 \text{ M} \cdot \frac{0,800 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,800 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mmol NH}_3} = 8,0 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de disolución 0,10 M:

$$8,0 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,10 \text{ M}}{0,10 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,10 \text{ M}} = 80 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,10 \text{ M}$$

2.43. En un laboratorio se tienen dos matraces, uno conteniendo 15 mL de HCl cuya concentración es 0,050 M y el otro 15 mL de ácido etanoico, CH_3COOH , de concentración 0,050 M. Calcule:

a) El pH de cada una de las dos disoluciones.

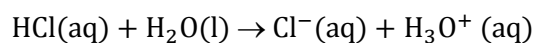
b) El volumen de agua que debe añadirse a la disolución más ácida para que el pH de las dos sea el mismo.

(Dato. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

(Canarias 2008) (Canarias 2011)

a) Se trata de dos disoluciones ácidas, HCl (ácido fuerte) completamente ionizado, y CH_3COOH (ácido débil) parcialmente ionizado. Como se dispone del mismo volumen de ambas disoluciones y las concentraciones iniciales respectivas son iguales, la disolución de HCl tiene mayor $[\text{H}_3\text{O}^+]$ lo que hace sea más ácida.

▪ El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizado de acuerdo la ecuación:



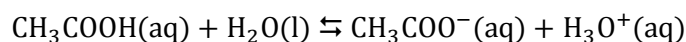
Haciendo un balance de materia se tiene que:

$$[\text{HCl}]_0 = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,050 \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,050) = 1,3$$

▪ El CH_3COOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

siendo c la concentración inicial de CH_3COOH .

La expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución es:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,050 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 9,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El pH de disolución es:

$$\text{pH} = -\log(9,4 \cdot 10^{-4}) = 3,0$$

b) Como la disolución de HCl, es más ácida, es decir tiene mayor $[\text{H}_3\text{O}^+]$, es a la que hay que añadir agua hasta que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ se iguale al de la disolución de CH_3COOH .

La cantidad de H_3O^+ que contiene la disolución de HCl es:

$$15 \text{ mL HCl } 0,050 \text{ M} \cdot \frac{0,050 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,050 \text{ M}} = 0,75 \text{ mmol HCl}$$

Considerando volúmenes aditivos el volumen de agua añadir es:

$$\frac{0,75 \text{ mmol HCl}}{(15 + V) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mmol HCl}} = 9,4 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad \rightarrow \quad V = 7,8 \cdot 10^2 \text{ mL H}_2\text{O}$$

2.44. Sea un aminoácido, $\text{NH}_2\text{-CHR-CO}_2\text{H}$, cuyos valores de $\text{p}K_a$, para las funciones ácida y básica son $\text{p}K_1 = 5$ y $\text{p}K_2 = 8$, respectivamente. Teniendo en cuenta que la expresión matemática, que relaciona el pH de una disolución acuosa de un aminoácido en agua con los valores de $\text{p}K_a$ de las funciones ácida y básica, es:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_1 + \text{p}K_2)$$

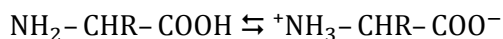
a) En una disolución acuosa de este aminoácido, de concentración 10^{-1} M , ¿cuáles son los diversos iones presentes? Escriba los equilibrios (1) e (2), cuyas constantes de equilibrio son K_1 y K_2 . Calcule la concentración de dichos iones.

b) Si a la disolución precedente se le añade una disolución de ácido clorhídrico, HCl de concentración c , ¿qué ocurrirá con los equilibrios (1) y (2)? ¿Cuál será el ion del aminoácido que se encontrará en menor concentración?

(Galicia 2008)

a) Las características de los aminoácidos están determinadas por la presencia en su estructura de un grupo amino y de un grupo carboxilo libres, lo que les confiere carácter anfótero.

Este carácter anfótero hace que al disolverse la molécula de aminoácido se establezca un proceso tautomérico cuya constante es del orden de 10^5 - 10^6 , lo que indica que en disolución esté favorecido un ion dipolar frente a la especie neutra.



Debido a los grupos funcionales presentes en la molécula se establecen dos equilibrios ácido-base consecutivos que se muestran en la figura 1:

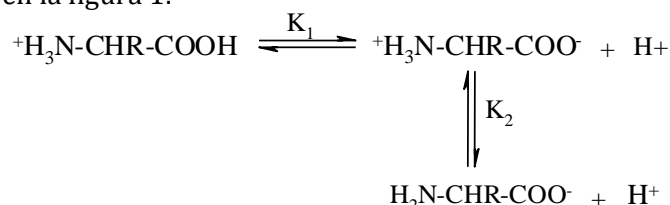


Figura 1

Un esquema más completo se muestra en la figura 2:

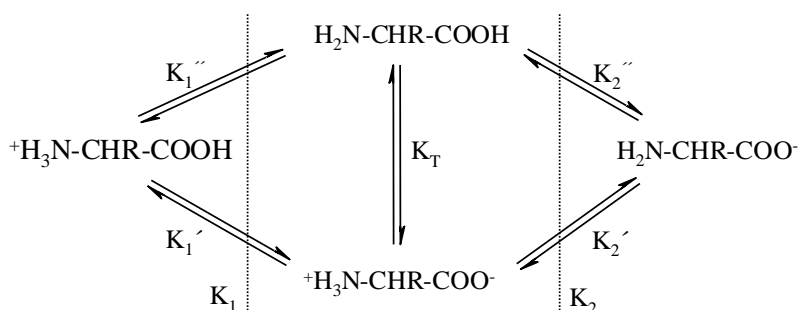
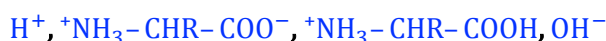
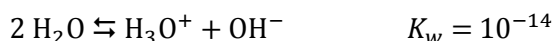


Figura 2

Por consiguiente, los iones presentes en el medio serían:



Además de los dos equilibrios anteriores correspondientes al aminoácido, es necesario tener en cuenta el equilibrio de disociación del agua:



Para calcular $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$, bastará con tener en cuenta la expresión para el pH dada en el enunciado, los valores de pK_1 y pK_2 , y además será necesario tener en cuenta la constante del equilibrio de disociación del agua:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (pK_1 + pK_2) = \frac{1}{2} (5 + 8) = 6,5$$

de donde se obtiene que los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ de la disolución son:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-6,5} = 3,2 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{3,16 \cdot 10^{-7}} = 3,2 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

Para calcular la concentración de cada uno de los dos iones presentes es necesario utilizar cada una de las expresiones correspondientes a los equilibrios anteriores (esquema 1):

$$K_1 = \frac{[^+\text{NH}_3\text{-CHR-COO}^-][\text{H}^+]}{[^+\text{NH}_3\text{-CHR-COOH}]} \quad \rightarrow \quad \frac{K_1}{[\text{H}^+]} = \frac{[^+\text{NH}_3\text{-CHR-COO}^-]}{[^+\text{NH}_3\text{-CHR-COOH}]} \quad (\text{I})$$

$$K_2 = \frac{[\text{NH}_2\text{-CHR-COO}^-][\text{H}^+]}{[{}^+\text{NH}_3\text{-CHR-COO}^-]} \rightarrow \frac{K_2}{[\text{H}^+]} = \frac{[\text{NH}_2\text{-CHR-COO}^-]}{[{}^+\text{NH}_3\text{-CHR-COO}^-]} \quad (\text{II})$$

De esta forma se llega a una relación entre las especies iónicas de los aminoácidos, para obtener la concentración de cada una de ellas será necesario realizar un balance de materia de los aminoácidos, teniendo en cuenta los equilibrios anteriores:

$$[\text{NH}_2\text{-CHR-COOH}]_t = [\text{NH}_2\text{-CHR-COO}^-] + [{}^+\text{NH}_3\text{-CHR-COO}^-] + [{}^+\text{NH}_3\text{-CHR-COOH}] \quad (\text{III})$$

La concentración de las especies $\text{NH}_2\text{-CHR-COO}^-$ y ${}^+\text{NH}_3\text{-CHR-COOH}$ se despeja de las expresiones de K_2 e K_1 respectivamente y se sustituyen en la ecuación (III), obteniendo de esta forma:

$$[\text{NH}_2\text{-CHR-COOH}]_t = \frac{K_2}{[\text{H}^+]} [{}^+\text{NH}_3\text{-CHR-COO}^-] + [{}^+\text{NH}_3\text{-CHR-COO}^-] + \frac{[\text{H}^+]}{K_1} [{}^+\text{NH}_3\text{-CHR-COO}^-]$$

se obtiene

$$[\text{NH}_2\text{-CHR-COOH}]_t = [{}^+\text{NH}_3\text{-CHR-COO}^-] \left(1 + \frac{K_2}{[\text{H}^+]} + \frac{[\text{H}^+]}{K_1} \right)$$

de donde

$$[{}^+\text{NH}_3\text{-CHR-COO}^-] = [\text{NH}_2\text{-CHR-COOH}]_t \left(\frac{K_1 [\text{H}^+]}{K_1 K_2 + K_1 [\text{H}^+] + [\text{H}^+]^2} \right)$$

sustituyendo en la ecuación anterior:

$$[{}^+\text{NH}_3\text{-CHR-COO}^-] = 0,1 \cdot \frac{(10^{-5} \cdot 10^{-6,5})}{(10^{-5} \cdot 10^{-8}) + (10^{-5} \cdot 10^{-6,5}) + (10^{-6,5})^2} = 0,094 \text{ M}$$

De la ecuación (I) se obtiene:

$$[{}^+\text{NH}_3\text{-CHR-COOH}] = \frac{[\text{H}^+]}{K_1} [{}^+\text{NH}_3\text{-CHR-COO}^-] = \frac{10^{-6,5}}{10^{-5}} \cdot 0,094 = 2,97 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

De la ecuación (II) se obtiene:

$$[\text{NH}_2\text{-CHR-COO}^-] = \frac{K_2}{[\text{H}^+]} [{}^+\text{NH}_3\text{-CHR-COO}^-] = \frac{10^{-8}}{10^{-6,5}} \cdot 0,094 = 2,97 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

b) Tal como se indica en el apartado a), en la figura 1, la adición de HCl hace que el equilibrio se desplace hacia la formación de la especie iónica: ${}^+\text{NH}_3\text{-CHR-COOH}$ y, por tanto el ion del aminoácido que se encontrará en menor concentración será la especie $\text{NH}_2\text{-CHR-COO}^-$.

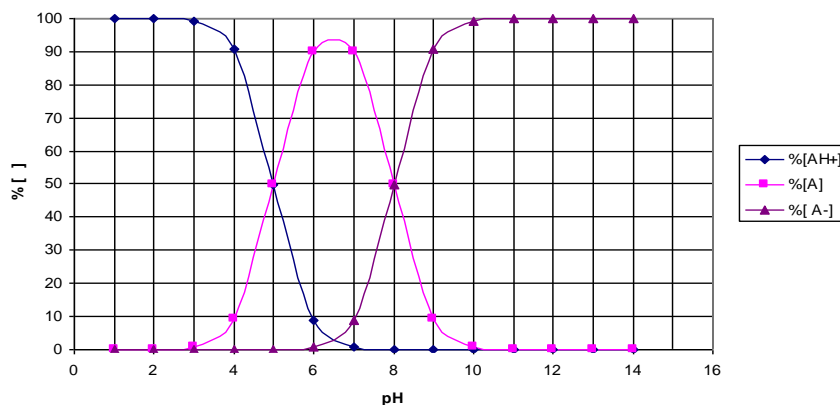


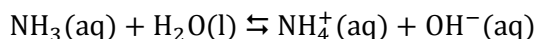
Figura 3

En la figura 3 se muestra la variación del pH frente a la cantidad de cada una de las especies del equilibrio.

2.45. A 25 °C, una disolución 0,10 M de amoniaco tiene un pH de 11,12. Determine la constante de basicidad del amoniaco y la de acidez del ion amonio.

(Canarias 2009)

El amoniaco, NH_3 , es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{NH}_3] = c - [\text{OH}^-]$$

La expresión de la constante queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

Si la disolución que tiene un pH = 11,12:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-11,12} \text{ M} = 7,586 \cdot 10^{12} \text{ M}$$

El valor de $[\text{OH}^-]$ de dicha disolución se calcula mediante la siguiente expresión:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{7,586 \cdot 10^{-12}} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El valor de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{(1,3 \cdot 10^{-3})^2}{0,10 - 1,3 \cdot 10^{-3}} = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

La constante de acidez del NH_4^+ se calcula mediante la siguiente expresión:

$$K_{a(\text{NH}_4^+)} = \frac{K_w}{K_{b(\text{NH}_3)}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = 5,9 \cdot 10^{-10}$$

2.46. a) A un estudiante de química le piden la concentración de ácido láctico, $\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3$, en un vaso de leche. Para ello determina la concentración de iones oxidanio obteniendo como resultado $3,09 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. ¿Qué valor debería dar?

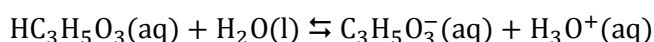
b) Le dicen que el pH de una taza de café (a 25 °C) es 5,12. ¿Cuál será la concentración de iones oxidanio en el café?

c) Si se mezclan 125 mL del café anterior con un volumen igual de leche, ¿cuál será el pH del café con leche obtenido?

(Datos. Considere que la leche es una disolución acuosa y que toda su acidez se debe al ácido láctico y que este es un ácido monoprótico. K_a (25 °C ácido láctico) = $1,40 \cdot 10^{-4}$. Suponga volúmenes aditivos)

(Canarias 2009)

a) El ácido láctico, $\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3$, es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-] \quad \text{y} \quad [\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

siendo c la concentración inicial de $\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3$.

La expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de la concentración de la disolución es:

$$8,4 \cdot 10^{-4} = \frac{(3,09 \cdot 10^{-3})^2}{c - 3,09 \cdot 10^{-3}} \quad \rightarrow \quad c = 0,071 \text{ M}$$

b) El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para un café cuyo $\text{pH} = 5,12$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5,12} \text{ M} = 7,59 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

c) Si a la leche (disolución de ácido láctico) se le añade café (ácido). De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuman los H_3O^+ añadidos, es decir hacia la formación de ácido láctico sin disociar. No obstante, como $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{leche}} \gg [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{café}}$ se puede considerar que el pH de la disolución resultante apenas disminuye y es el de la leche.

2.47. a) Indique cómo será el pH de una disolución 1 M de:

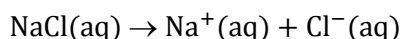
a1) NaCl a2) CH_3COONa a3) NH_4Cl a4) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

b) En el caso de añadir gotas de $\text{NaOH } 10^{-3} \text{ M}$ a cada una de ellas, señale cómo variará el pH . Justifique las respuestas.

(Datos. $K_b(\text{NH}_3) = K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

(Canarias 2009)

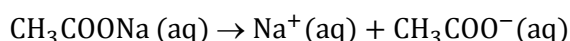
a1) El cloruro de sodio, NaCl , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



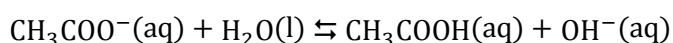
Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

Los únicos H_3O^+ y OH^- del medio los suministra el H_2O y la disolución tiene carácter neutro, por lo tanto, su $\text{pH} = 7$.

a2) El acetato de sodio, CH_3COONa , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

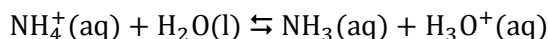


Como se observa, el medio contiene iones OH^- , por tanto, la disolución tiene carácter básico y su $\text{pH} > 7$.

a3) El cloruro de amonio, NH_4Cl , se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

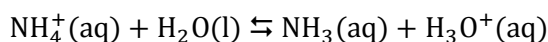


Como se observa, el medio contiene iones H_3O^+ , por tanto, la disolución tiene carácter **ácido** y su $\text{pH} < 7$.

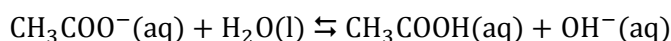
a4) El acetato de amonio, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:

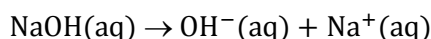


- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ y OH^- procedentes de la hidrólisis doble de ambos iones de la sal. Además, como la fuerza de los iones es la misma ya que proceden de especies con igual valor de la constante, $K_a = K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$, y las concentraciones de las especies iniciales son idénticas, la cantidad de H_3O^+ y OH^- formados es la misma, por lo que la disolución tiene carácter **neutro** y su $\text{pH} = 7$ ya que lo proporciona el agua.

b) El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente disociado según la ecuación:



Al añadir unas gotas de NaOH 10^{-3} M a la disolución 1 M de:

- **NaCl** (neutra), aumenta la concentración de iones OH^- en la disolución, que se vuelve **básica** ($\text{pH} > 7$).
- **CH_3COONa** (básica), aumenta la concentración de iones OH^- en la disolución, que sigue siendo **básica** ($\text{pH} > 7$).
- **NH_4Cl** (ácida), disminuye un poco la concentración de iones H_3O^+ en la disolución, que sigue siendo **ácida** ($\text{pH} < 7$).
- **$\text{CH}_3\text{COONH}_4$** (neutra), aumenta la concentración de iones OH^- en la disolución obtenida, que se vuelve **básica** ($\text{pH} > 7$).

2.48. El nitrato de amonio es un sólido blanco cristalino, obtenido por reacción a temperatura ambiente entre el $\text{NH}_3(\text{aq})$ y el $\text{HNO}_3(\text{aq})$, que se utiliza como fertilizante nitrogenado y explosivo. En la descomposición térmica del nitrato de amonio fundido, a 250-260 °C, se obtiene agua y un gas incoloro, óxido de nitrógeno(I) (también llamado óxido de dinitrógeno u óxido nitroso), caracterizado por sus leves propiedades anestésicas.

- Calcule el pH de la disolución de amoníaco, utilizada para la formación del nitrato de amonio, sabiendo que 2,00 g de amoníaco, se disuelven en agua enrasando en un matraz aforado de 500 mL.
- Escriba y ajuste la reacción de la descomposición térmica del nitrato de amonio fundido.
- Calcule la cantidad de nitrato de amonio del 90 % de pureza necesario para producir 200 mL de agua a 20 °C y 1,00 atm.

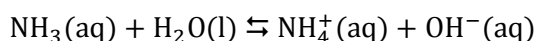
(Datos. Constante de basicidad: $K_b(\text{NH}_3) = 1,80 \cdot 10^{-5}$)

(Asturias 2009)

a) La concentración inicial de la disolución es:

$$c = \frac{2,00 \text{ g NH}_3}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,235 \text{ M}$$

El amoniaco, NH_3 , es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{NH}_3] = c - [\text{OH}^-]$$

La expresión de la constante queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^-] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ de la disolución es:

$$1,80 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,235 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 2,06 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Los valores del pOH y el pH son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(2,06 \cdot 10^{-3}) = 2,69 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,69 = 11,3$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición térmica del $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{l})$ es:



c) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de H_2O a producir es:

$$n = \frac{1,00 \text{ atm} \cdot 200 \text{ mL}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 8,32 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{O}$$

Relacionando H_2O y NH_4NO_3 :

$$8,32 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{80,0 \text{ g NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} = 0,333 \text{ g NH}_4\text{NO}_3$$

Como se dispone de NH_4NO_3 del 90 % de riqueza:

$$0,333 \text{ g NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g NH}_4\text{NO}_3 \text{ 90 \%}}{90 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} = 0,37 \text{ g NH}_4\text{NO}_3 \text{ 90 \%}$$

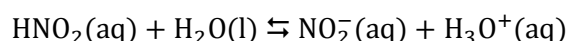
2.49. Una disolución de ácido nitroso, HNO_2 , tiene un $\text{pH} = 2,5$. Calcule:

- La concentración de ácido nitroso inicial.
- La concentración de ácido nitroso en el equilibrio.
- El grado de disociación del ácido nitroso en estas condiciones, expresado en porcentaje.

(Dato. Constante de acidez del ácido nitroso, $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$)

(Canarias 2010)

a-b) El ácido nitroso, HNO_2 , es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_2^-] \quad \text{y} \quad [\text{HNO}_2] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

siendo c la concentración inicial.

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Para una disolución cuyo $\text{pH} = 2,5$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,5} \text{ M} = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de la concentración de la disolución es:

$$4,5 \cdot 10^{-4} = \frac{(3,2 \cdot 10^{-3})^2}{c - 3,2 \cdot 10^{-3}} \quad \rightarrow \quad c = [\text{HNO}_2]_0 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

El valor de $[\text{HNO}_2]$ en el equilibrio es:

$$[\text{HNO}_2] = (2,5 \cdot 10^{-2} - 3,2 \cdot 10^{-3}) = 2,3 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

c) El grado de disociación del ácido HNO_2 es:

$$\alpha = \frac{[\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]_0} = \frac{3,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{2,5 \cdot 10^{-2} \text{ M}} = 0,13 \quad \rightarrow \quad 13 \%$$

2.50. Se dispone en el laboratorio de una disolución de ácido nítrico, HNO_3 , del 36,0 % de riqueza y densidad $1,18 \text{ kg L}^{-1}$. Teniendo en cuenta que el ácido nítrico es un ácido fuerte, calcule:

- La molaridad de la disolución de HNO_3 inicial.
- El pH de la disolución resultante de añadir 5,00 mL de disolución de HNO_3 inicial a 600 mL de agua.
- El pH de la disolución resultante de mezclar 125 mL de la disolución de HNO_3 del apartado anterior con 175 mL de una disolución de NaOH de concentración $0,0750 \text{ M}$.

(Canarias 2010)

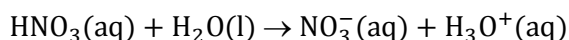
a) La concentración inicial de la disolución es:

$$c = \frac{36,0 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63,0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ g disolución}}{1 \text{ kg disolución}} \cdot \frac{1,18 \text{ kg disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 6,74 \text{ M}$$

b) Considerando volúmenes aditivos, la concentración de la disolución resultante después de la dilución de la disolución inicial es:

$$c = \frac{5,00 \text{ mL HNO}_3 \cdot 6,74 \text{ M}}{(600 + 5,00) \text{ mL disolución}} = \frac{6,74 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mL HNO}_3 \cdot 6,74 \text{ M}} = 0,0557 \text{ M}$$

El HNO₃ es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la siguiente ecuación:



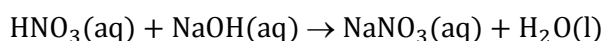
De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HNO}_3] = c = 0,0557 \text{ M}$$

El pH de dicha disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,0557) = 1,25$$

c) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HNO₃ es:



La cantidad de cada una de las sustancias que reaccionan es:

$$125 \text{ mL HNO}_3 \cdot 0,0557 \text{ M} \cdot \frac{0,0557 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mL HNO}_3 \cdot 0,0557 \text{ M}} = 6,96 \text{ mmol HNO}_3$$

$$175 \text{ mL NaOH} \cdot 0,0750 \text{ M} \cdot \frac{0,0750 \text{ mL NaOH}}{1 \text{ mL NaOH} \cdot 0,0750 \text{ M}} = 13,1 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol, la sustancia que se encuentra en menor cantidad, el HNO₃ es el reactivo limitante que determina las cantidades formadas y en exceso.

Relacionando HNO₃ con NaOH:

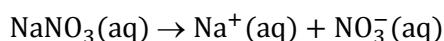
$$6,96 \text{ mmol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HNO}_3} = 6,96 \text{ mmol NaOH}$$

$$13,1 \text{ mmol NaOH (inicial)} - 6,96 \text{ mmol NaOH (consumido)} = 6,0 \text{ mmol NaOH (exceso)}$$

La concentración de la disolución resultante, considerando volúmenes aditivos, es:

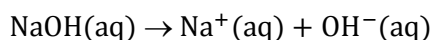
$$c = \frac{6,16 \text{ mmol NaOH}}{(125 + 175) \text{ mL disolución}} = 0,0205 \text{ M}$$

El nitrato de sodio formado, NaNO₃, se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



Los iones Na⁺ y NO₃⁻ son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan.

De acuerdo con lo expuesto, la sal formada no influye en el pH del medio y el valor de este lo proporciona la disolución formada por el NaOH sobrante. Este es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la siguiente ecuación:



De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = c = 0,0205 \text{ M}$$

Los valores del pOH y el pH de dicha disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0,0205) = 1,69 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 1,69 = 12,3$$

2.51. Algunas lejías de uso doméstico son disoluciones acuosas al 5,0 % en peso de hipoclorito de sodio que está totalmente disociado en disolución. El ácido hipocloroso tiene un $\text{p}K_a$ de 7,5.

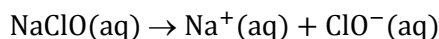
- ¿Cuál es la molaridad del hipoclorito de sodio en la lejía?
- Formule la reacción del anión hipoclorito, $\text{ClO}^-(\text{aq})$, en agua.
- Escriba la expresión de la constante de equilibrio de esa reacción ¿Qué símbolo se suele emplear para designar la constante de equilibrio de una reacción como esta? ¿Cuál es el valor numérico de la constante de equilibrio? Explique las respuestas.
- Si se desea cambiar el pH de la lejía a 6,5 ¿habría que añadir hidróxido de sodio o ácido clorhídrico? Explique la respuesta.
- En una lejía cuyo pH se ha ajustado a 6,5 ¿cuál es el valor del cociente entre base y ácido conjugado? (Dato. Se supone que la lejía tiene la densidad del agua)

(Galicia 2011)

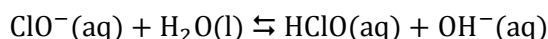
a) La concentración molar de la disolución de lejía es:

$$c = \frac{5,0 \text{ g NaClO}}{100 \text{ g lejía}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaClO}}{74,5 \text{ g NaClO}} \cdot \frac{1,0 \text{ g lejía}}{1,0 \text{ mL lejía}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL lejía}}{1 \text{ L lejía}} = 0,67 \text{ M}$$

b) El hipoclorito de sodio, NaClO, se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion ClO^- es la base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza según la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad (hidrólisis) es:

$$K_b(\text{ClO}^-) = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]}$$

El valor de la constante de basicidad del ion hipoclorito se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\text{p}K_a(\text{HClO}) + \text{p}K_b(\text{ClO}^-) = \text{p}K_w \quad \rightarrow \quad \text{p}K_b(\text{ClO}^-) = 14 - 7,5 = 6,5$$

$$K_b(\text{ClO}^-) = 10^{-\text{p}K_b} = 10^{-6,5} = 3,2 \cdot 10^{-7}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{HClO}] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{ClO}^-] = c - [\text{OH}^-]$$

La expresión de la constante de basicidad queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^-] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ de la disolución es:

$$3,2 \cdot 10^{-7} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,67} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 4,6 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Los valores del pOH y el pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(4,6 \cdot 10^{-4}) = 3,3 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 3,3 = 10,7$$

d) Si se desea que el pH baje hasta 6,5 **se debe añadir ácido clorhídrico**, HCl, ya que los H_3O^+ liberados por el ácido reaccionan con los OH^- producidos en la hidrólisis del ClO^- de acuerdo con la siguiente ecuación química:



e) El valor de $[\text{OH}^-]$ para una lejía cuyo pH = 6,5 es:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{14-\text{pH}} = 10^{-7,5} \text{ M}$$

La relación base/ácido conjugado (ClO^-/HClO) se obtiene a partir de la constante de basicidad:

$$\frac{[\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]} = \frac{[\text{OH}^-]}{K_b(\text{ClO}^-)} = \frac{10^{-7,5}}{10^{-6,5}} = \frac{1}{10}$$

2.52. Se quiere preparar una disolución de ácido clorhídrico 0,100 M a partir de una disolución de ácido clorhídrico comercial contenido en un frasco en cuya etiqueta se lee que la densidad es aproximadamente $1,19 \text{ g mL}^{-1}$ y de riqueza aproximada 37 % en masa.

a) Calcule la cantidad necesaria del ácido comercial para preparar 500 mL de disolución 0,10 M.

Al ser aproximados los datos recogidos en la etiqueta del frasco de ácido clorhídrico, hay que asegurarse de que la concentración es correcta, para lo que se toma una muestra de 0,150 g de carbonato de sodio anhidro, se disuelve en agua y se valora con la disolución ácida. En el punto final de la valoración se han consumido 25,9 mL de disolución de ácido clorhídrico 0,10 M.

b) Describa con detalle el procedimiento experimental para realizar la valoración.

c) ¿Qué error se ha cometido a la hora de preparar la disolución?

A la hora de realizar la valoración se ha dudado en la elección del indicador entre la fenolftaleína que vira de incoloro a rojo en el intervalo de pH de 8 a 10 o el verde de bromocresol que vira de amarillo a azul en el intervalo de pH de 4 a 6.

d) ¿Qué indicador es el adecuado para detectar correctamente el punto final de la valoración?

(Asturias 2011)

a) La cantidad de HCl necesario para preparar la disolución es:

$$500 \text{ mL HCl } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 0,100 \text{ M}}{10^3 \text{ mL HCl } 0,100 \text{ M}} \cdot \frac{0,100 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0,100 \text{ M}} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 1,8 \text{ g HCl}$$

Como se dispone de disolución comercial de riqueza 37 % en masa y densidad $1,19 \text{ g mL}^{-1}$:

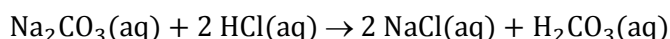
$$1,8 \text{ g HCl} \cdot \frac{100 \text{ g HCl } 37 \%}{37 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 37 \%}{1,19 \text{ g HCl } 37 \%} = 4,1 \text{ mL HCl } 37 \%$$

b) Para realizar la valoración, se pesa la muestra carbonato de sodio (patrón primario) en un matraz Erlenmeyer de 100 mL, se le añade un poco de agua destilada y se agita hasta su disolución. A continuación, se añaden dos gotas del indicador adecuado.

Se llena la bureta con la disolución de ácido clorhídrico 0,10 M, se quita el aire y se enrasa.

Se coloca el matraz Erlenmeyer con la disolución básica bajo la bureta, se abre la llave y deja caer, gota a gota, la disolución ácida, a la vez que se imprime un movimiento giratorio al matraz, hasta que el indicador cambie de color. En ese instante se lee el volumen de disolución ácida consumido.

c) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre Na_2CO_3 y HCl es:



Relacionando Na_2CO_3 y HCl se obtiene la concentración exacta de la disolución ácida:

$$\frac{0,150 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{25,9 \text{ mL disolución HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución HCl}}{1 \text{ L disolución HCl}} = 0,109 \text{ M}$$

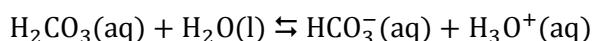
El error relativo cometido al preparar la disolución ha sido:

$$\frac{(0,109 - 0,10) \text{ M}}{0,109 \text{ M}} \cdot 100 = 8,3 \%$$

d) Como se observa, los productos de la reacción son ácido carbónico, H_2CO_3 , y cloruro de sodio, NaCl. Este último queda en forma iónica en la disolución resultante.

Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte por lo que no tienen ni carácter ácido ni básico y no se hidrolizan y por ello no afectan al pH de la disolución.

Sin embargo, el otro producto, ácido carbónico, H_2CO_3 , es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la ecuación:



Como se observa, el medio contiene iones H_3O^+ , por tanto, la disolución tiene carácter ácido y su $\text{pH} < 7$.

Por este motivo, el indicador adecuado para esta valoración tendrá que tener un $\text{p}K_{\text{ind}}$ ácido, es decir, su zona de viraje deberá incluir el pH del punto final de la valoración. De acuerdo con este criterio, de los dos indicadores propuestos el más adecuado es el **verde de bromocresol** que vira entre pH 4 y 6, por lo que su $\text{p}K_{\text{ind}}$ estará en torno a 5.

2.53. Un indicador para una reacción ácido-base suele ser un ácido débil, HIn (donde In representa indicador), que en su forma ácida tiene un color, mientras que su base conjugada, In^- , tiene un color distinto. Además, para que predomine un color, la forma asociada a ese color debe tener una concentración 10 veces superior a su forma conjugada.

Para el azul de bromotimol: $\text{HIn}(\text{aq})$ es amarillo e $\text{In}^-(\text{aq})$ es azul, y $K_a = 7,9 \cdot 10^{-8}$.

a) Escriba el correspondiente equilibrio de Brønsted-Lowry para este indicador en disolución acuosa y la expresión de la constante de acidez.

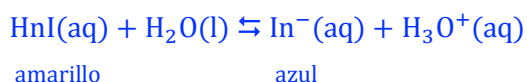
b) Explique el funcionamiento del indicador cuando se añade a una disolución ácida y cuando se añade a una disolución básica.

c) ¿A qué pH predomina la forma amarilla? ¿Y la azul?

d) ¿Serviría para realizar una valoración cuyo punto de equivalencia tiene un pH de 5? ¿Y si fuera de 7? Justifique la respuesta.

(Asturias 2012)

a) El azul de bromotimol es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado según el siguiente equilibrio:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{In}^{\text{-}}] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HIn}]}$$

b) El principio de Le Châtelier (1884) dice:

“cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada”.

- Si se añade indicador HIn a una disolución ácida, aumenta el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en el equilibrio. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el H_3O^+ en exceso, en este caso hacia la formación de HIn y la disolución toma color amarillo.
- Si se añade indicador HIn a una disolución básica, aumenta el valor de $[\text{OH}^-]$ en el equilibrio lo que hace disminuir el valor $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ya que ambas especies se neutralizan entre sí. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se recupere el H_3O^+ en este caso hacia la formación de In^- y la disolución toma color azul.

c) El $\text{p}K_a$ del indicador es:

$$\text{p}K_a = -\log K_a = -\log (7,9 \cdot 10^{-8}) = 7,1$$

Esto quiere decir que para ese valor del pH se cumple que:

$$[\text{In}^-] = [\text{HIn}]$$

De acuerdo con lo explicado en el apartado anterior:

- Si $\text{pH} < 7,1$ predomina la forma HIn → color amarillo
- Si $\text{pH} > 7,1$ predomina la forma In^- → color azul

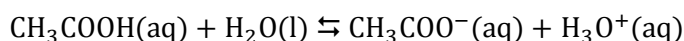
d) El indicador adecuado para una volumetría ácido-base es aquel cuyo $\text{p}K_a$ se aproxime más al pH del punto de equivalencia de la reacción de neutralización. Por lo tanto, el azul de bromotimol no es el indicador adecuado para una volumetría cuyo punto de equivalencia tenga $\text{pH} = 5$; sin embargo, sí que sería el indicador adecuado para una volumetría cuyo punto de equivalencia tenga $\text{pH} = 7$.

2.54. Una disolución acuosa de ácido acético 0,010 M está disociada en un 4,2 %. Calcule:

- a) Su constante de ionización.
- b) La concentración de una disolución ácido clorhídrico a preparar para tener un pH igual al de la disolución problema.

(Canarias 2012)

a) El ácido acético, CH_3COOH , es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^{\text{-}}] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:



La expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

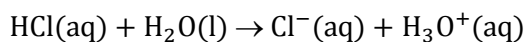
Si el ácido se encuentra disociado un 4,2 %:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,042 \cdot (0,010 \text{ M}) = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(4,2 \cdot 10^{-4})^2}{0,010 - 4,2 \cdot 10^{-4}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

b) Si ambas disoluciones tienen el mismo pH deben tener idéntico valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$. Como el ácido clorhídrico, HCl, es un ácido fuerte, se encuentra completamente disociado en iones según la ecuación:



De acuerdo con el balance de materia:

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

2.55. Considerando los valores de K_a de los ácidos HCN, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, HClO_2 y HF, conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

- ¿Cuál es el orden de mayor a menor acidez en agua?
 - A igual concentración, ¿cuál de ellos presenta una disolución acuosa con menor pH?
 - Utilizando el equilibrio en disolución acuosa, ¿cuáles son sus bases conjugadas?
 - Ordene las bases conjugadas de mayor a menor basicidad.
- (Datos. K_a (aproximado): $\text{HCN} = 10^{-10}$; $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} = 10^{-5}$; $\text{HClO}_2 = 10^{-2}$; $\text{HF} = 10^{-4}$)

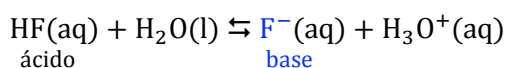
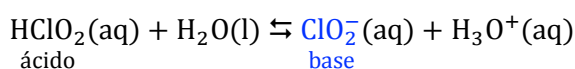
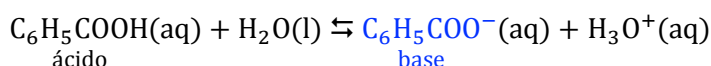
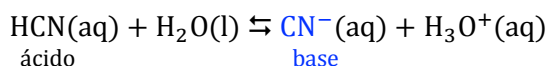
(Canarias 2012)

a) La fuerza de un ácido viene determinada por el valor de su constante de acidez, K_a . Cuanto mayor es este valor mayor es su acidez. Por tanto, los ácidos propuestos ordenados de mayor a menor acidez son:



b) Como se trata de ácidos débiles, a igualdad de concentración, el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y, por tanto, del pH, solo depende del valor la constante de acidez. Por este motivo, tendrá **menor pH** la disolución del ácido con **mayor constante de acidez**. En este caso, se trata del HClO_2 .

c) De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923) los equilibrios en disolución acuosa de los ácidos propuestos permiten identificar a las bases conjugadas de cada uno de ellos:

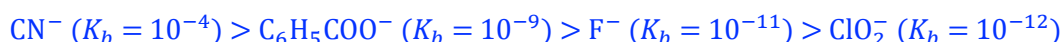


b) La fuerza de una base viene determinada por el valor de su constante de basicidad, K_b . Cuánto mayor es este valor mayor es su basicidad y menor es el valor de la constante de acidez, K_a . Por este motivo, el orden de basicidad es el opuesto al orden de acidez.

Para calcular la constante de basicidad se usa la siguiente relación:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

Por lo tanto, las bases conjugadas ordenadas de mayor a menor basicidad son:



2.56. El ácido fórmico (ácido metanoico) es un líquido claro, de olor picante y penetrante, presente en el líquido de la picadura de las hormigas. Soluble en agua, alcohol y éter; es más ligero que el aire y se evapora más rápido que el agua. Sus vapores son letales para los ácaros por lo que se utiliza como acaricida, utilizando para ello dispositivos que permiten regular la evaporación del ácido.

a) Calcule la constante de acidez del ácido fórmico sabiendo que una disolución de ácido fórmico con una concentración de 10 g L^{-1} tiene un pH 2,2.

Una botella de ácido fórmico comercial, del 85,0 % en masa y densidad $1,195 \text{ g mL}^{-1}$, se dejó destapada accidentalmente durante varios días, por lo que para determinar la concentración correcta de la misma se procedió a su valoración con hidróxido de sodio. Para ello se toman 5,00 mL del ácido fórmico comercial, se introducen en un matraz Erlenmeyer y se diluyen con 20 mL de agua destilada. En el punto final de la valoración se han consumido 84,7 mL de una disolución de hidróxido de sodio 1,00 M.

b) ¿Cuál es la concentración molar actual de la disolución de la botella?

c) ¿Qué porcentaje del ácido inicial se ha evaporado?

A la hora de realizar la valoración se ha dudado en la elección del indicador entre el azul de timol que vira de amarillo a azul en el intervalo de pH de 8,0 a 9,6 o el rojo de metilo que vira del rojo al amarillo en el intervalo de pH de 4,2 a 6,2.

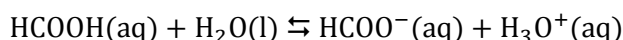
d) ¿Qué indicador es el adecuado para detectar correctamente el punto final de la valoración?

(Asturias 2013)

a) La concentración molar de la disolución de HCOOH es:

$$c = \frac{10 \text{ g HCOOH}}{1,0 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCOOH}}{46,0 \text{ g HCOOH}} = 0,22 \text{ M}$$

El ácido fórmico es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente dissociado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCOO}^-] \quad \text{y} \quad [\text{HCOOH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

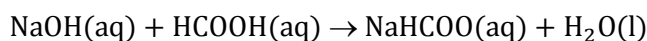
Para una disolución que tiene un pH = 2,2:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,2} \text{ M} = 6,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El valor de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{(6,3 \cdot 10^{-3})^2}{0,22 - (6,3 \cdot 10^{-3})} = 1,9 \cdot 10^{-4}$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y HCOOH es:



Relacionando NaOH con HCOOH se obtiene la concentración de la disolución de HCOOH:

$$\frac{84,7 \text{ mL NaOH } 1,00 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 1,00 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol HCOOH}}{1 \text{ mmol NaOH}}}{5,00 \text{ mL disolución}} = 16,9 \text{ M}$$

c) La concentración de la disolución de HCOOH valorada expresada como porcentaje en masa es:

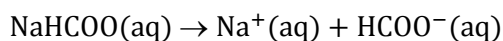
$$\frac{16,9 \text{ mol HCOOH}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{46,0 \text{ g HCOOH}}{1 \text{ mol HCOOH}} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{10^3 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,195 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 65,0 \%$$

La diferencia entre este valor y el que proporciona el enunciado representa la cantidad de sustancia que se ha evaporado de la botella:

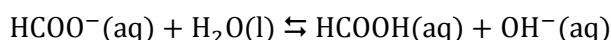
$$85,0 \% \text{ (teórico)} - 65,0 \% \text{ (experimental)} = 20,0 \% \text{ (evaporado)}$$

d) El indicador adecuado para una volumetría ácido-base es aquel cuyo $\text{p}K_a$ se aproxime más al pH del punto de equivalencia de la reacción de neutralización.

La única sustancia presente en el punto de equivalencia de la reacción estudiada es NaHCOO, sal que en disolución acuosa se encuentra ionizada según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion HCOO^- es la base conjugada del ácido débil HClO que se hidroliza de acuerdo con la siguiente ecuación:



Como se observa, **se producen iones OH^-** por lo que el **pH del punto de equivalencia** de la valoración efectuada es **bastante mayor que 7**.

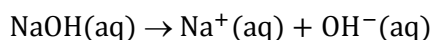
De los dos indicadores propuestos, el rojo de metilo (4,2 – 6,2) no es adecuado para una volumetría cuyo punto de equivalencia tenga $\text{pH} > 7$; sin embargo, el **azul de timol (8,0 – 9,6) sí que es adecuado** para esa volumetría.

2.57. Una muestra de 20 mL de una disolución de NaOH 0,50 M se mezcla con otra de 10 mL de NaOH 0,25 M. Calcule:

- a) El pH de la disolución resultante.
- b) El volumen de HCl del 20 % de riqueza y densidad $1,056 \text{ g cm}^{-3}$ necesario para neutralizar la disolución obtenida.
- c) La concentración de la disolución de HCl expresada en molaridad y g L^{-1} .

(Canarias 2013)

a) El hidróxido de sodio, NaOH, es una base fuerte que se encuentra completamente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:



La cantidad de OH^- contenido en cada una de las disoluciones que se mezclan es:

$$20 \text{ mL NaOH } 0,50 \text{ M} \cdot \frac{0,50 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,50 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol OH}^-}{1 \text{ mmol NaOH}} = 10 \text{ mmol OH}^-$$

$$10 \text{ mL NaOH } 0,25 \text{ M} \cdot \frac{0,25 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,25 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol OH}^-}{1 \text{ mmol NaOH}} = 2,5 \text{ mmol OH}^-$$

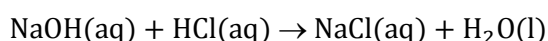
Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de disolución resultante es:

$$\frac{(10 + 2,5) \text{ mmol OH}^-}{(20 + 10) \text{ mL disolución}} = 0,42 \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de esta disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0,42) = 0,38 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 0,38 = 13,6$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y HCl es:



Relacionando NaOH con HCl:

$$12,5 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{10^3 \text{ mmol HCl}} = 0,0125 \text{ mol HCl}$$

El volumen de disolución de HCl del 20 % de riqueza que corresponde es:

$$0,0125 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g HCl } 20 \%}{20 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 20 \%}{1,056 \text{ g HCl } 20 \%} = 2,2 \text{ mL HCl } 20 \%$$

c) La concentración de la disolución de HCl expresada como molaridad y g L^{-1} es:

$$\frac{20 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 20 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1,056 \text{ g HCl } 20 \%}{1 \text{ mL HCl } 20 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HCl } 20 \%}{1 \text{ L HCl } 20 \%} = 5,8 \text{ M}$$

$$\frac{20 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 20 \%} \cdot \frac{1,056 \text{ g HCl } 20 \%}{1 \text{ mL HCl } 20 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HCl } 20 \%}{1 \text{ L HCl } 20 \%} = 211 \text{ g L}^{-1}$$

2.58. Se determina el contenido de ácido acetilsalicílico, $\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COOH}$, en una aspirina de 650 mg, mediante una valoración con una disolución de NaOH 0,200 M.

a) Calcule la masa de NaOH que debe pesarse para preparar 250 mL de la disolución.

b) Escriba la reacción de neutralización.

c) Si se requieren 12,5 mL de la disolución de NaOH para alcanzar el punto de equivalencia, determine el porcentaje de ácido acetilsalicílico en la aspirina.

d) Determine el pH cuando se disuelve una aspirina en 250 mL de agua.

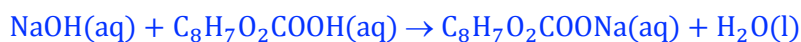
(Dato. K_a (ácido acetilsalicílico) = $2,64 \cdot 10^{-5}$)

(Castilla-La Mancha 2014)

a) La masa de NaOH necesaria para preparar la disolución valorante es:

$$250 \text{ mL NaOH } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L NaOH } 0,200 \text{ M}}{10^3 \text{ mL NaOH } 0,200 \text{ M}} \cdot \frac{0,200 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH } 0,200 \text{ M}} \cdot \frac{40,0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 2,00 \text{ g NaOH}$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y $\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COOH}$ es:



c) Relacionando NaOH con $\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COOH}$:

$$12,5 \text{ mL NaOH } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,200 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COOH}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 2,50 \text{ mmol C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COOH}$$

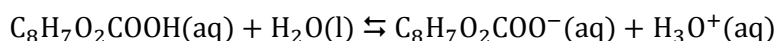
La riqueza de la pastilla expresada como porcentaje en masa de $\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COOH}$ es:

$$\frac{2,50 \text{ mmol C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COOH}}{650 \text{ mg aspirina}} \cdot \frac{180,0 \text{ mg C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COOH}}{1 \text{ mmol C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COOH}} \cdot 100 = 69,2 \%$$

d) Suponiendo que la disolver el sólido no hay variación apreciable de volumen, la concentración inicial de la disolución es:

$$c = \frac{2,50 \text{ mmol C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COOH}}{250 \text{ mL disolución}} = 0,0100 \text{ M}$$

El ácido acetilsalicílico es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COO}^{\text{-}}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COOH}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COO}^{\text{-}}] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COOH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución es:

$$2,64 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,0100 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,14 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(5,14 \cdot 10^{-4}) = 3,29$$

2.59. El vinagre es una disolución que, entre otros componentes, contiene ácido acético. Es ampliamente utilizado para la conservación de alimentos y la cocina. La concentración de ácido acético del vinagre de mesa es típicamente 5 % mientras que una mayor concentración de hasta 18 % se utiliza como conservante. La palabra "vinagre" se deriva de aigre vin, que significa "vino agrio".

Una muestra de vinagre de mesa tiene una densidad de $1,05 \text{ g mL}^{-1}$ y contiene 5,0 % en masa de ácido acético.

a) Si se toman 10,0 mL de esta muestra, indique lo que se debe hacer para preparar una solución de ácido acético 0,10 M.

b) Escriba la ecuación correspondiente a la disociación del ácido acético en la disolución anterior, escribiendo también la expresión para constante de equilibrio, K_a .

c) Deduzca una expresión que relacione la concentración del ion oxidanio con K_a y la concentración inicial del ácido.

d) Calcule el pH de la disolución obtenida en el apartado (a).

e) Calcule el pH de la disolución resultante si se añaden 5,0 mL de disolución de NaOH 0,10 M a 50,0 mL de la disolución de ácido acético 0,10 M.

f) Calcule el pH cuando a 50,0 mL de disolución 0,10 M de NaOH se añaden a 50,0 mL de la disolución 0,10 M de ácido acético.

(Datos. K_a (ácido acético) = $1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 10^{-14}$. Suponga que, a las concentraciones del problema los volúmenes son aditivos.)

(Asturias 2015)

a) La concentración inicial de ácido acético en el vinagre es:

$$c = \frac{5,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{100 \text{ g vinagre}} \cdot \frac{1,05 \text{ g vinagre}}{1 \text{ mL vinagre}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL vinagre}}{1 \text{ L vinagre}} = 0,88 \text{ M}$$

La cantidad de ácido acético contenida en la muestra de vinagre es:

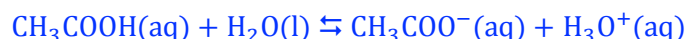
$$10,0 \text{ mL vinagre} \cdot \frac{0,88 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL vinagre}} = 8,8 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

Para preparar una disolución 0,10 M, esta cantidad de ácido acético debe diluirse hasta un volumen final de:

$$8,8 \text{ mmol CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,10 \text{ M}}{0,10 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}} = 88 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,10 \text{ M}$$

Por lo tanto, se deben **tomar los 10,0 mL de vinagre y añadirles agua destilada hasta que el volumen final sea de 88 mL** (este proceso resulta complicado hacerlo de forma correcta en el laboratorio ya que habrá que utilizar una probeta de 100 mL que tiene un error de $\pm 1 \text{ mL}$).

b) El ácido acético es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

c) Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

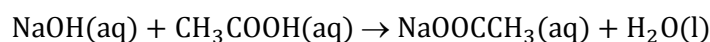
d) Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución es:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,10 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(1,3 \cdot 10^{-3}) = 2,9$$

e) Si a 50,0 mL de CH_3COOH 0,10 M se le añaden 5,0 mL de NaOH 0,10 M se produce la reacción que se muestra en la siguiente ecuación química:



La cantidad de sustancia que contiene que cada una de las disoluciones es:

$$50 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,10 \text{ M}} = 5,0 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

$$5,0 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 0,50 \text{ mmol NaOH}$$

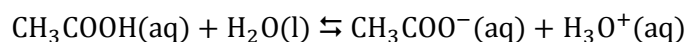
Como la reacción es mol a mol y el NaOH se encuentra en menor cantidad, esta sustancia es limitante que determina las cantidades que se gastan y se forman.

Relacionando NaOH con CH_3COOH y CH_3COO^- , y considerando que no se produce variación apreciable de volumen, las concentraciones de ambas especies que permanecen en el equilibrio después de la mezcla son:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{5,0 \text{ mmol CH}_3\text{COOH} - 0,50 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mmol NaOH}}}{(50,0 + 5,0) \text{ mL}} = 0,082 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{0,50 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{COO}^-}{1 \text{ mmol NaOH}}}{(50,0 + 5,0) \text{ mL}} = 0,0091 \text{ M}$$

Esta mezcla constituye una disolución reguladora ácida y el equilibrio correspondiente a la misma es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de dicha disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

El valor del $\text{p}K_a$ del ácido es:

$$\text{p}K_a = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) = 4,7$$

El valor del pH de esta disolución es:

$$\text{pH} = 4,7 + \log \left(\frac{0,0091 \text{ M}}{0,082 \text{ M}} \right) = 3,7$$

f) Si a 50,0 mL de CH_3COOH 0,10 M se le añaden 50,0 mL de NaOH 0,10 M se produce misma reacción que en el apartado anterior.

La cantidad de sustancia que contiene que cada una de las disoluciones es:

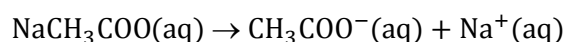
$$50,0 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,10 \text{ M}} = 5,0 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}$$

$$50,0 \text{ mL } \text{NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol } \text{NaOH}}{1 \text{ mL } \text{NaOH } 0,10 \text{ M}} = 5,0 \text{ mmol } \text{NaOH}$$

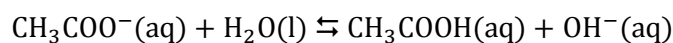
Como la reacción es mol a mol y se tienen cantidades estequiométricas, al final de la reacción se forman 5,0 mmol de NaOOCCH_3 con lo que, considerando volúmenes aditivos, la concentración de la disolución resultante es:

$$c = \frac{5,0 \text{ mmol } \text{NaOOCCH}_3}{(50 + 50) \text{ mL disolución}} = 0,50 \text{ M}$$

El acetato de sodio, NaCH_3COO , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH que se hidroliza según la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato es:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato se calcula mediante la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,8 \cdot 10^{-10}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx c - [\text{OH}^-]$$

La expresión de la constante de basicidad queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^-] \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ de la disolución es:

$$5,8 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,50} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 1,7 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El valores del pOH y pH son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,7 \cdot 10^{-5}) = 4,8 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - 4,8 = 9,2$$

2.60. A principios de junio se celebra en la localidad ourensana de Cenlle la exaltación de su vino tinto. Cenlle está situado entre los valles del Miño y del Avia, sus vinos tienen una personalidad única, gracias a una cuidada combinación de las diferentes variedades que se cultivan en esta zona perteneciente al Ribeiro como Denominación de Origen.

Carlos, vecino de esta localidad, pretende comercializar un vinagre a partir de este vino. En la elaboración del vinagre se produce ácido acético como producto de la fermentación acética del vino por acción de acetobacterias que combinan el alcohol del vino y el oxígeno del ambiente para producir ácido acético y agua. El Real Decreto 661/2012, de 13 de abril, por el que se establece la norma de calidad para la elaboración y comercialización de los vinagres establece un mínimo de acidez, expresada en gramos de acético por litro de vino (mínimo 60 g/L). Carlos nos ha pedido determinar si su vinagre está dentro de esta norma.

a) Se diluyen 4,5 mL de vinagre en 20 mL de agua destilada y se valora con 250 mL de NaOH 0,25 M, gastándose 24 mL de dicha disolución. Escriba la reacción de neutralización correspondiente e indique la cantidad de ácido acético en la disolución.

b) Determine si el vinagre que se está valorando cumple los requisitos de calidad indicados en el Real Decreto.

c) Calcule el pH del vinagre analizado.

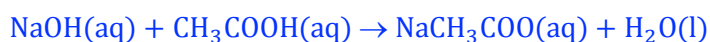
d) ¿Cómo prepararía 300 mL de disolución de ácido acético a partir de ácido acético comercial para obtener la misma concentración que tiene el vinagre de la muestra?

e) Una disolución de 250 mL de ácido acético 0,100 M que contiene 1,00 g de acetato de potasio (KCH_3COO) y $2,00 \cdot 10^{-3}$ mol de ácido clorhídrico. Indique la reacción que se produce y calcule el pH de la misma.

(Datos. K_a (ácido acético) = $1,78 \cdot 10^{-5}$; ρ (ácido acético) = $1,05 \text{ g cm}^{-3}$; pureza del ácido acético comercial (glacial) = 100 %)

(Galicia 2015)

a-b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y CH_3COOH es:



Relacionando NaOH con CH_3COOH :

$$24 \text{ mL NaOH } 0,25 \text{ M} \cdot \frac{0,25 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,25 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 6,0 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

$$6,0 \text{ mmol CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{60,0 \text{ mg CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{1 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{10^3 \text{ mg CH}_3\text{COOH}} = 0,36 \text{ g CH}_3\text{COOH}$$

Relacionando la cantidad de ácido acético con la de vinagre se obtiene la riqueza de este:

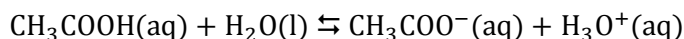
$$\frac{0,36 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{4,5 \text{ mL vinagre}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL vinagre}}{1 \text{ mL vinagre}} = 80 \text{ g L}^{-1}$$

Como se observa, el valor es superior a 60 g L^{-1} , por tanto, **el vinagre cumple la norma del Real Decreto.**

c) La concentración inicial de ácido acético en el vinagre analizado es:

$$c = \frac{6,0 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{4,5 \text{ mL vinagre}} = 1,3 \text{ M}$$

El ácido acético es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

La expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución es:

$$1,78 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{1,3} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(4,8 \cdot 10^{-3}) = 2,3$$

d) La cantidad de ácido acético glacial que se necesita para preparar 300 mL de disolución de ácido acético con la misma concentración (1,3 M) que tiene el vinagre es:

$$300 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 1,3 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L CH}_3\text{COOH } 1,3 \text{ M}}{10^3 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 1,3 \text{ M}} \cdot \frac{1,3 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L CH}_3\text{COOH } 1,3 \text{ M}} = 0,39 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$$

$$0,39 \text{ mol CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH}}{1,05 \text{ g CH}_3\text{COOH}} = 23 \text{ mL CH}_3\text{COOH}$$

El proceso de preparación ofrece una dificultad, no existe ningún aparato de laboratorio, por ejemplo, un matraz aforado, que permita medir de forma exacta 300 mL de disolución.

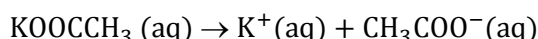
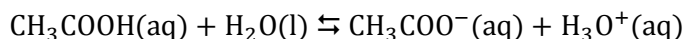
e) La mezcla de KOOCCCH_3 (base) y CH_3COOH (ácido) constituye una disolución reguladora ácida en la que las concentraciones de ambas especies son, respectivamente:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,100 \text{ M}$$

Suponiendo que la adición de 1,00 g de KOOCCCH_3 no produce una variación significativa del volumen:

$$[\text{KOOCCCH}_3] = \frac{1,00 \text{ g KOOCCCH}_3}{250 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol KOOCCCH}_3}{98,1 \text{ g KOOCCCH}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,0408 \text{ M}$$

Las ecuaciones correspondientes a las reacciones de las sustancias en la disolución son:



La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

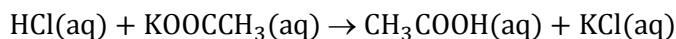
Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

El valor de $\text{p}K_a$ del ácido es:

$$\text{p}K_a = -\log K_a = -\log (1,78 \cdot 10^{-5}) = 4,75$$

Si a la disolución original se le añaden $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$ se produce la siguiente reacción:



Relacionando HCl con CH_3COOH y CH_3COO^- , y considerando que no se produce variación apreciable de volumen, las concentraciones de ambas especies que permanecen en el equilibrio después de la adición del HCl son:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,100 \text{ M} + \frac{2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol HCl}}}{250 \text{ mL}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0,108 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,0408 \text{ M} - \frac{2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COO}^-}{1 \text{ mol HCl}}}{250 \text{ mL}} = 0,0328 \text{ M}$$

Sustituyendo en la ecuación de Henderson-Hasselbach se obtiene el pH de la disolución resultante:

$$\text{pH} = 4,75 + \log \left(\frac{0,0328 \text{ M}}{0,108 \text{ M}} \right) = 4,23$$

2.61. La leucina (ácido 2-amino-4-metilpentanoico) es un aminoácido esencial, empleado por las células para sintetizar proteínas. Su función se relaciona con la formación y la reparación del tejido muscular. Por ello, aunque una dieta equilibrada proporciona normalmente una ingesta suficiente de leucina, ante actividades físicas muy exigentes puede ser recomendable tomar suplementos dietéticos de este aminoácido.

El suplemento más común se presenta en forma de hidrocloreto de leucina, sal soluble en agua, cuya fórmula viene dada por $((\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{NH}_3^+)-\text{COOH})^+ \text{Cl}^-$ (abreviadamente, $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{ClNO}_2$ o $(\text{H}_2\text{Leu})^+ \text{Cl}^-$). El catión se comporta como un ácido diprótico ($\text{p}K_{a1} = 2,32$; $\text{p}K_{a2} = 9,58$), formando en el primer equilibrio una especie neutra (HLeu) y en el segundo una especie aniónica (Leu^-). En el laboratorio de control de calidad de la empresa farmacéutica que prepara el suplemento, se quiere controlar que los comprimidos que se han preparado con la dosis adecuada del hidrocloreto, lo que se realiza por valoración con NaOH.

La disolución de NaOH para valorar se prepara previamente en el laboratorio por pesada, a partir de lentejas de NaOH, y se valora a su vez con un patrón primario (hidrogeftalato de potasio, $\text{HOOC}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{COOK}$, abreviadamente, $\text{C}_8\text{H}_5\text{KO}_4$ o KHfT, $\text{p}K_a = 5,4$) para determinar su concentración con precisión. Para ello, el químico, siguiendo el procedimiento, ha pesado 1,035 g de KHfT y los ha disuelto en una pequeña cantidad de agua destilada en un Erlenmeyer. Añade unas gotas de fenolftaleína como indicador (cambio de color entre pH 8,3 y 10,0), y valora añadiendo disolución de NaOH gota a gota desde una bureta. En el punto de equivalencia, la fenolftaleína, incolora en medio ácido se vuelve rosa. En ese momento, cierra la bureta y anota el volumen de NaOH consumido: 10,9 mL.

A continuación, en otro Erlenmeyer, disuelve un comprimido de hidrocloreto de leucina en una pequeña cantidad de agua destilada, añade unas gotas de rojo de metilo como indicador (cambio de color entre pH 4,4 y 6,2), valora con la disolución de NaOH desde una bureta, gota a gota, y anota el volumen añadido hasta el cambio de color (de rojo a amarillo): 12,8 mL.

a) Indique las reacciones que tienen lugar en cada una de las valoraciones..

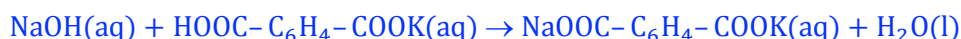
b) Determine la concentración de la disolución de NaOH preparada.

c) Determine el contenido, en mg, de hidrocloreto de leucina en el comprimido.

d) Calcule el valor del pH al que la especie neutra de la leucina se hace máxima.

(País Vasco 2016)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y $\text{HOOC}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{COOK}$ es:



La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y $(\text{H}_2\text{Leu})^+ \text{Cl}^-$ es:



b) Relacionando NaOH con KHfT (patrón primario) se obtiene la concentración exacta de la disolución de NaOH:

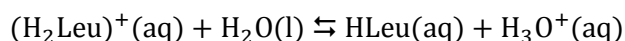
$$\frac{1,035 \text{ g KHfT}}{10,9 \text{ mL NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol KHfT}}{204,1 \text{ g KHfT}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol KHfT}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL NaOH}}{1 \text{ L NaOH}} = 0,465 \text{ M}$$

c) Relacionando NaOH con $(\text{H}_2\text{Leu})^+ \text{Cl}^-$ se obtiene la masa de este contenido en el comprimido:

$$12,8 \text{ mL NaOH } 0,465 \text{ M} \cdot \frac{0,465 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,465 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } [\text{H}_2\text{Leu}]^+ \text{Cl}^-}{1 \text{ mmol NaOH}} = 5,95 \text{ mmol } [\text{H}_2\text{Leu}]^+ \text{Cl}^-$$

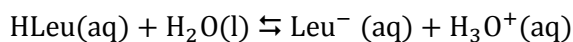
$$5,95 \text{ mmol } [\text{H}_2\text{Leu}]^+ \text{Cl}^- \cdot \frac{167,5 \text{ mg } [\text{H}_2\text{Leu}]^+ \text{Cl}^-}{1 \text{ mmol } [\text{H}_2\text{Leu}]^+ \text{Cl}^-} = 997 \text{ mg } [\text{H}_2\text{Leu}]^+ \text{Cl}^-$$

d) La ecuación química y la constante de equilibrio correspondiente a la primera ionización de la leucina son, respectivamente:



$$K_{a_1} = \frac{[\text{HLeu}] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[(\text{H}_2\text{Leu})^+]}$$

La ecuación química y la constante de equilibrio correspondiente a la segunda ionización de la leucina son, respectivamente:



$$K_{a_2} = \frac{[\text{Leu}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HLeu}]}$$

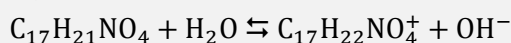
Cuando la concentración de la especie neutra es máxima, lo que se conoce como **punto isoeléctrico**, se cumple que, $[(\text{H}_2\text{Leu})^+] = [\text{Leu}^-]$. Multiplicando las expresiones de ambas constantes de equilibrio se obtiene:

$$K_{a_1} \cdot K_{a_2} = \frac{[\text{HLeu}] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[(\text{H}_2\text{Leu})^+]} \cdot \frac{[\text{Leu}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HLeu}]} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_{a_1} \cdot K_{a_2}}$$

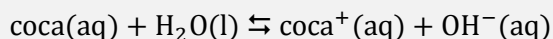
Aplicando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la expresión que permite calcular el pH del punto isoeléctrico:

$$\text{pH} = \frac{\text{p}K_{a_1} + \text{p}K_{a_2}}{2} = \frac{(2,32 + 9,58)}{2} = 5,95$$

2.62. La cocaína es un alcaloide cristalino de fórmula molecular $\text{C}_{17}\text{H}_{21}\text{NO}_4$. Se extrae de la planta de la coca y está considerada una droga extremadamente adictiva por lo que su comercio está prohibido prácticamente en todo el mundo. El alcaloide en agua tiene un comportamiento de base débil, cuyo $\text{p}K_b = 5,6$.



Esquemáticamente:



Con los ácidos forma hidratos que pueden cristalizar empleándose tales.



Noticia: Un pesquero de bandera venezolana que había surcado el Atlántico con unos 1 500 kg de cocaína a bordo fue apresado en la noche de Reyes por el Servicio de Vigilancia Aduanera (SVA) cuando se dirigía a la costa gallega para descargar. La investigación desarrollada desde hace tiempo por la unidad Greco de la Policía Nacional en Galicia permitió además detener a un viejo conocido del comercio ilegal de drogas en la Ría de Arousa.

El SVA envió un paquete de 500 g del alijo al laboratorio para proceder a su análisis y ver la pureza de la misma. Ya en el laboratorio, se disuelve una muestra de 15,326 g en agua enrasando la disolución hasta los 250 mL del matraz aforado correspondiente. Un volumen de 50,0 mL de dicha disolución se valora con ácido clorhídrico 0,600 M en presencia de indicador observándose que vira cuando se han añadido 14,8 mL de la disolución del ácido. Calcule:

- La pureza de la cocaína del alijo.
- La cantidad de cocaína pura contenida en el paquete enviado por el SVA.
- El pH de la disolución muestra (la del matraz aforado).
- El pH en el punto de equivalencia de la valoración con ácido clorhídrico.

(Galicia 2016)

a) Relacionando HCl con cocaína se obtiene la concentración de la disolución preparada con la droga:

$$c = \frac{14,8 \text{ mL HCl } 0,600 \text{ M}}{50,0 \text{ mL coca}} \cdot \frac{0,600 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,600 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol coca}}{1 \text{ mmol HCl}} = 0,178 \text{ M}$$

La cantidad de cocaína contenida en la disolución preparada es:

$$250 \text{ mL coca } 0,178 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L coca } 0,178 \text{ M}}{10^3 \text{ mL coca } 0,178 \text{ M}} \cdot \frac{0,178 \text{ mol coca}}{1 \text{ L coca } 0,178 \text{ M}} \cdot \frac{303,0 \text{ g coca}}{1 \text{ mol coca}} = 13,5 \text{ g coca}$$

Relacionando la coca con la muestra del alijo se obtiene la riqueza de la misma:

$$\frac{13,5 \text{ g coca}}{15,326 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 88,1 \% \text{ cocaína}$$

b) Relacionando la droga del paquete con la riqueza de la misma se obtiene que la masa de coca en el paquete a analizar es:

$$500 \text{ g droga} \cdot \frac{88,1 \text{ g coca}}{100 \text{ g droga}} \cdot 100 = 441 \text{ g coca}$$

c) La expresión de la constante de basicidad de la cocaína es:

$$K_b = \frac{[\text{coca}^+][\text{OH}^-]}{[\text{coca}]}$$

Haciendo los correspondientes balances en el equilibrio se tiene que:

$$[\text{coca}^+] = [\text{C}_{17}\text{H}_{22}\text{NO}_4^+] = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{coca}] = [\text{C}_{17}\text{H}_{21}\text{NO}_4] = c - [\text{OH}^-]$$

La expresión de la constante de basicidad queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

Siendo el valor de la constante de basicidad:

$$K_b = 10^{-pK_b} = 10^{-5,6} = 2,5 \cdot 10^{-6}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^-] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

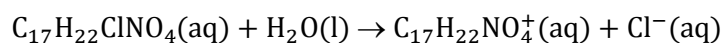
Sustituyendo en la expresión de K_b se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ de la disolución es:

$$2,5 \cdot 10^{-6} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,178 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 6,7 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

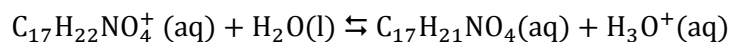
$$\text{pOH} = -\log(6,7 \cdot 10^{-4}) = 3,2 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - \text{pOH} = 14,0 - 3,2 = 10,8$$

d) En el punto de equivalencia solo hay cloruro de cocaína:



▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte por lo que no tiene carácter básico y no se hidroliza.

▪ El ion $C_{17}H_{22}NO_4^+$ es el ácido débil conjugado de la base débil $C_{17}H_{21}NO_4$ que se hidroliza de acuerdo con la siguiente ecuación:



Haciendo los oportunos balances de materia y carga se obtiene:

$$[coca] = [H_3O^+] \quad y \quad c = [coca^+]_0 = [coca^+] + [coca]$$

La expresión y el valor de la constante de acidez del $C_{17}H_{22}NO_4^+$ son, respectivamente:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c - [H_3O^+]}$$

$$K_a = \frac{K_w}{K_{b(coca)}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{2,5 \cdot 10^{-6}} = 4,0 \cdot 10^{-9}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [H_3O^+] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c}$$

Considerando volúmenes aditivos el valor de $[coca^+]$ en el punto de equivalencia es:

$$c = \frac{14,8 \text{ mL HCl } 0,600 \text{ M}}{(14,8 + 50,0) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,600 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,600 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol coca}^+}{1 \text{ mmol HCl}} = 0,137 \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[H_3O^+]$ de la disolución es:

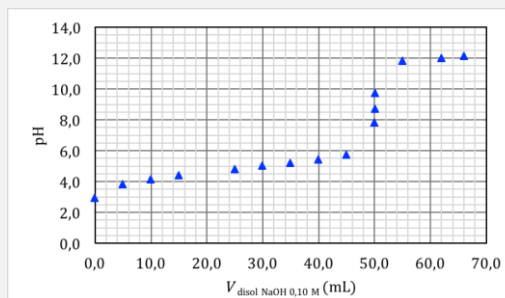
$$4,0 \cdot 10^{-9} = \frac{[H_3O^+]^2}{0,137} \quad \rightarrow \quad [H_3O^+] = 2,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$pH = -\log(2,3 \cdot 10^{-5}) = 4,6$$

(Problema similar al propuesto en Navacerrada 1996 y Sevilla 2010)

2.63. Se procede a la valoración de una disolución acuosa de un ácido monoprótico HA. Para ello se vierten 50,0 mL de la disolución del ácido en un matraz Erlenmeyer y se procede a la valoración con una disolución de hidróxido de sodio 0,10 M. Los valores obtenidos se representan en la siguiente gráfica.



a) Justifique si el ácido HA es un ácido débil o fuerte.

Calcule:

b.1) La concentración inicial del ácido en la disolución acuosa.

b.2) La constante de disociación del ácido.

b.3) Las concentraciones de las especies químicas presentes en la disolución inicial del ácido.

b.4) El grado de disociación del ácido.

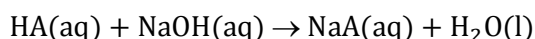
c) El pH después de haber añadido 80 mL de la disolución de hidróxido de sodio.

d) ¿En qué medida afecta al grado de disociación del ácido añadir agua hasta aumentar el volumen al doble?

e) Si se trata de un ácido carboxílico que contiene un 40,0 % de C y un 53,3 % de O, y su masa molar es 60 g mol^{-1} , determine la fórmula molecular del ácido.

(Asturias 2016)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HA y NaOH es:



a) La valoración de un ácido fuerte con una base fuerte da lugar a un $\text{pH} = 7$ en el punto de equivalencia. Según se observa en la gráfica, para este punto el $\text{pH} \approx 9$. Esto indica que la base conjugada del ácido se hidroliza, por lo tanto, se trata de un **ácido débil**.

Alternativamente, puede observarse en el primer tramo de la gráfica que para una concentración inicial de ácido 0,10 M se obtiene un pH inicial de 3 al que sigue un tramo ascendente muy suave. Esto indica que el ácido no se encuentra totalmente disociado, por lo tanto, se trata de un **ácido débil**.

b.1) Como la muestra inicial de ácido se ha neutralizado con 50,0 mL de NaOH 0,10 M, la cantidad de HA que contiene es:

$$50,0 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol HA}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 5,0 \text{ mmol HA}$$

La concentración inicial de la disolución de HA es:

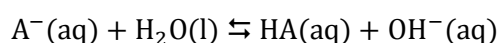
$$c = \frac{5,0 \text{ mmol HA}}{50 \text{ mL disolución}} = 0,10 \text{ M}$$

También se puede considerar correcto decir que al tratarse de un ácido monoprótico, la reacción transcurre mol a mol por lo que al consumir un volumen igual, las concentraciones deben ser iguales.

b.2) El cálculo de la constante de disociación del ácido débil HA puede hacerse de dos formas diferentes:

▪ Alternativa 1

Según se ha visto en el apartado a), en el punto de equivalencia ($\text{pH} = 9$) tiene lugar la hidrólisis de la base conjugada débil A^- del ácido débil HA de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{HA}] [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{HA}] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{A}^-] = c_{\text{sal}} - [\text{OH}^-]$$

siendo c_{sal} la concentración inicial de la sal formada NaA.

La expresión de la constante de basicidad queda como:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c_{\text{sal}} - [\text{OH}^-]}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración de sal formada en el punto de equivalencia es:

$$c_{\text{sal}} = \frac{5,0 \text{ mmol HA}}{(50,0 + 50,0) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaA}}{1 \text{ mmol HA}} \cdot \frac{1 \text{ mmol A}^-}{1 \text{ mmol NaA}} = 0,050 \text{ M}$$

El pOH y $[\text{OH}^-]$ de una disolución pH = 9,0 son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 9,0 = 5,0 \quad \longrightarrow \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El valor de la constante de basicidad (hidrólisis) es:

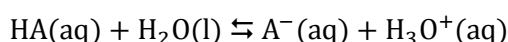
$$K_b = \frac{(1,0 \cdot 10^{-5})^2}{(0,050 - 1,0 \cdot 10^{-5})} = 2,0 \cdot 10^{-9}$$

La relación entre la constante de un ácido débil y su base conjugada se calcula mediante la siguiente expresión:

$$K_{a(\text{HA})} = \frac{K_w}{K_{b(\text{A}^-)}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{2,0 \cdot 10^{-9}} = 5,0 \cdot 10^{-6}$$

▪ Alternativa 2

Según se ha visto en el apartado a), en el punto de inicial (pH = 3) solo se encuentra el ácido débil HA que se disocia de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{HA}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

siendo c la concentración inicial del ácido HA.

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de una disolución de pH = 3,0 es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El valor de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{(1,0 \cdot 10^{-3})^2}{(0,10 - 1,0 \cdot 10^{-3})} = 1,0 \cdot 10^{-5}$$

Nota: La discrepancia en el resultado obtenido para la constante K_a por las dos alternativas citadas se debe a la falta de precisión del pH inicial y del punto de equivalencia tomado. Si se tomase la constante como $1,0 \cdot 10^{-5}$, el pH en el punto de equivalencia sería de 8,8. Además, dado el valor tan pequeño de la constante, es correcto tomar cualquiera de las dos soluciones.

b.3) Considerando que el valor de la constante de disociación del ácido es $K_a = 1,0 \cdot 10^{-5}$ y los correspondiente balances y aproximaciones escritos en el apartado anterior, se puede calcular a partir de la expresión de la constante:

$$1,0 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,10 - [\text{H}_3\text{O}^+]} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 9,95 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 9,95 \cdot 10^{-4} \text{ M} \approx 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{HA}] = (0,10 - 9,95 \cdot 10^{-4}) \text{ M} \approx 0,10 \text{ M}$$

Si se considera que el valor de la constante de disociación del ácido es $K_a = 5,0 \cdot 10^{-6}$, los resultados que se obtienen son:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{HA}] = (0,10 - 7,05 \cdot 10^{-4}) \text{ M} \approx 0,10 \text{ M}$$

b.4) El grado de disociación del ácido para la alternativa 1 es:

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]_0} = \frac{1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{0,10 \text{ M}} = 1,0 \cdot 10^{-2} \rightarrow 1,0 \%$$

y para la alternativa 2 es:

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]_0} = \frac{7,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}}{0,10 \text{ M}} = 7,0 \cdot 10^{-3} \rightarrow 0,70 \%$$

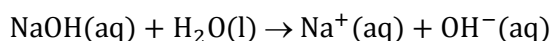
c) Cuando se han añadido 80 mL de la disolución de NaOH ya se ha neutralizado todo el ácido, que se encontrará en forma de anión A^- (base débil) y, además, existirá un exceso de NaOH (base fuerte):

$$80 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} - 5,0 \text{ mmol HA} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HA}} = 3,0 \text{ mmol NaOH}$$

En esta mezcla puede desprejarse, sin cometer gran error, la base débil, por lo tanto, se tiene una disolución de NaOH cuya concentración, considerando volúmenes aditivos, es:

$$\frac{3,0 \text{ mmol NaOH}}{(50,0 + 80) \text{ mL disolución}} = 0,023 \text{ M}$$

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente disociada según la siguiente ecuación:



De acuerdo con el balance materia :

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,023 \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0,023) = 1,6 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,6 = 12,4$$

d) Como las concentraciones disminuyen a la mitad, el cociente de reacción disminuye ya que en el numerador hay dos concentraciones, por lo tanto, el equilibrio se desplazará hacia la derecha **aumentando el grado de disociación**.

e) El porcentaje de hidrógeno en el ácido es:

$$100 \% \text{ HA} - (40,0 \% \text{ C} + 53,3 \% \text{ O}) = 6,7 \% \text{ H}$$

Para obtener la fórmula molecular de HA:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{40,0 \text{ g C}}{100 \text{ g HA}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{60 \text{ g HA}}{1 \text{ mol HA}} = 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol HA}} \\ \frac{6,7 \text{ g H}}{100 \text{ g HA}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{60 \text{ g HA}}{1 \text{ mol HA}} = 4 \frac{\text{mol H}}{\text{mol HA}} \\ \frac{53,3 \text{ g O}}{100 \text{ g HA}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{60 \text{ g HA}}{1 \text{ mol HA}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol HA}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$$

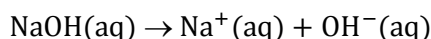
Esa fórmula molecular corresponde al ácido acético, CH_3COOH .

2.64. Se tiene 1,0 L de disolución de hidróxido de sodio cuyo pH es 13. Calcule:

- La cantidad (en gramos) de hidróxido de sodio que se ha utilizado en su preparación.
- El volumen de agua que hay que añadir a 1,0 L de la disolución anterior para que su pH sea 12.
- El volumen de ácido clorhídrico 0,50 M que hay que añadir a 1,0 L de la disolución anterior para que su pH sea 7.
- Explique cuál será el pH de la disolución formada al diluir la disolución final obtenida en el apartado anterior hasta el doble de su volumen inicial.

(Castilla-La Mancha 2017)

a) El hidróxido de sodio, NaOH, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Si la disolución tiene pH = 13; los valores del pOH y OH^- de la misma son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 13 = 1,0 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 0,10 \text{ M}$$

De acuerdo con el balance de materia se tiene que:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,10 \text{ M}$$

La masa de NaOH contenida en la disolución es:

$$1 \text{ L NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{40,0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 4,0 \text{ g NaOH}$$

b) Los valores del pOH y $[\text{OH}^-]$ para una disolución con pH = 12 son, respectivamente:

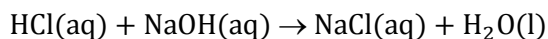
$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 12 = 2 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 0,010 \text{ M}$$

Considerando volúmenes aditivos y llamando V al número de litros de agua a añadir a la disolución de $\text{pH} = 13$ es:

$$0,010 \text{ M} = \frac{0,10 \text{ mol OH}^-}{(1 + V) \text{ L disolución}} \rightarrow V = 9,0 \text{ L H}_2\text{O}$$

c) Para que el pH de la disolución resultante sea 7 quiere decir que se tiene que neutralizar todo el NaOH presente en la disolución con el HCl añadido, ya que el NaCl que se forma es una sal que no sufre hidrólisis y el pH del medio lo proporciona el agua.

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización del NaOH con HCl es:



Relacionando NaOH con HCl :

$$1,0 \text{ L NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 0,50 \text{ M}}{0,50 \text{ mol HCl}} = 0,20 \text{ L HCl } 0,50 \text{ M}$$

d) Si el volumen de la disolución resultante del apartado anterior se duplica, **el pH sigue siendo 7**, ya que como se ha explicado antes el NaCl que contiene dicha disolución es una sal que no sufre hidrólisis y el pH del medio lo proporciona el agua.

(El apartado a) se pregunta en Castilla-La Mancha 2016 como cuestión multirrespuesta y el apartado b) se pregunta en Alicante 2013 como cuestión multirrespuesta).

2.65. La aspirina, ácido acetilsalicílico, $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, es un ácido monoprótico débil ($K_a = 3,2 \cdot 10^{-4}$). Como medicamento es un antiinflamatorio no esteroideo, está presente en las hojas del sauce (*Salix*) y ha sido utilizado por la humanidad desde hace por lo menos 2400 años como medicamento. El ácido acetilsalicílico fue sintetizado por primera vez por el químico francés Charles Frédéric Gerhardt en 1853. En 1897, los científicos de Bayer comenzaron a estudiar la aspirina como un posible reemplazo menos irritante que los medicamentos de salicilato comunes para combatir fiebre e inflamaciones. La administración de aspirina poco después de un ataque al corazón disminuye el riesgo de muerte y su uso a largo plazo ayuda a prevenir ataques cardíacos, accidentes cerebrovasculares y coágulos de sangre en personas con alto nivel de riesgo. Actualmente, toda la aspirina del mundo que fabrica Bayer, se produce en Lada (Asturias).

a) Por ser un ácido monoprótico, se le puede representar, de modo abreviado, por HAsp . Si se disuelve una pastilla de masa 100 mg, de pureza nominal del 100 %, en 100 de mL de agua (sin variación apreciable del volumen), calcule el pH de la disolución resultante.

b) Con el fin de valorar una aspirina comercial cuya pureza se ignora, se disuelven 175 mg de la aspirina comercial en 50 mL de agua, sin variación apreciable del volumen y la disolución resultante se valora con NaOH 0,0500 M, consumiendo en la valoración 18,4 mL.

c) Para detectar el punto de equivalencia en la valoración del apartado anterior, disponemos del conjunto de indicadores que se muestran en la tabla adjunta. Indique, de forma razonada, el indicador más adecuado que propondría usar en esa valoración y el cambio de color que observaría.

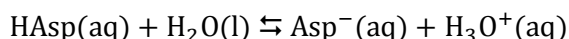
Indicador	Forma ácida	Forma básica	Intervalo de pH
Naranja de metilo	rojo	amarillo	3,1 a 4,4
Rojo de metilo	rojo	amarillo	4,4 a 6,5
Rojo neutro	azul rojizo	naranja amarillento	6,4 a 8,8
Timolftaleína	incolore	azul	9,4 a 10,6

(Asturias 2017)

a) La concentración inicial de ácido acético en el vinagre analizado es:

$$c = \frac{100 \text{ mg HAsp}}{100 \text{ mL agua}} \cdot \frac{1 \text{ mmol HAsp}}{180,0 \text{ mg HAsp}} = 5,56 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El ácido acetilsalicílico es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente de acuerdo con la siguiente ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{Asp}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAsp}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se obtiene:

$$[\text{Asp}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{HAsp}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

La expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

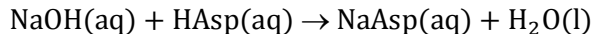
Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución es:

$$3,20 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{5,56 \cdot 10^{-3} - [\text{H}_3\text{O}^+]} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,18 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(1,18 \cdot 10^{-3}) = 2,93$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y HAsp es:



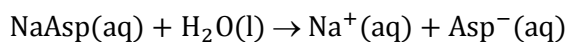
Relacionando NaOH con HAsp:

$$18,4 \text{ mL NaOH } 0,0500 \text{ M} \cdot \frac{0,0500 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,0500 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol HAsp}}{1 \text{ mmol NaOH}} \cdot \frac{180,0 \text{ mg HAsp}}{1 \text{ mmol HAsp}} = 166 \text{ mg HAsp}$$

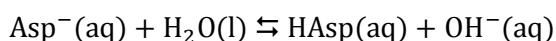
Relacionando la cantidad de HAsp con la de aspirina se obtiene la riqueza de esta:

$$\frac{166 \text{ mg HAsp}}{175 \text{ mg Aspirina}} \cdot 100 = 94,9 \%$$

c) En el punto de equivalencia solo hay acetilsalicilato de sodio, una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra ionizada según:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.
- El ion Asp^- es la base débil conjugada del ácido débil HAsp que se hidroliza de acuerdo con la siguiente ecuación:



Haciendo los oportunos balances de materia y carga se obtiene:

$$[\text{HAsp}] = [\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{Asp}^-] = c - [\text{OH}^-]$$

La expresión y el valor de la constante de basicidad del OH^- son, respectivamente:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c - [\text{OH}^-]}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a(\text{HAsp})} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{3,20 \cdot 10^{-4}} = 3,13 \cdot 10^{-11}$$

Considerando volúmenes aditivos, el valor de la concentración de la sal en el punto de equivalencia es:

$$c = \frac{18,4 \text{ mL NaOH } 0,0500 \text{ M}}{(18,4 + 50,0) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,0500 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,0500 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaAsp}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 1,35 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_b} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{OH}^-] \approx c$$

La expresión de la constante se reduce a:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución es:

$$3,13 \cdot 10^{-11} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{1,35 \cdot 10^{-2}} \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^-] = 6,50 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(6,50 \cdot 10^{-7}) = 6,19 \quad \text{pH} = 14,0 - \text{pOH} = 14,0 - 6,19 = 7,81$$

Comparando el valor del pH obtenidos con los valores de pH del intervalo de viraje de los indicadores recogidos en la tabla, sólo el rojo neutro y la timolftaleína presentan un intervalo de viraje en medio básico, aunque, el más apropiado es el **rojo neutro (6,4 a 8,8)** ya que la timolftaleína tiene un intervalo de viraje correspondiente a una base fuerte.

El cambio de color observado en la valoración será de azul rojizo a naranja amarillento.

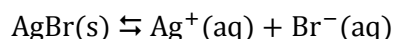
3. CUESTIONES de REACCIONES de PRECIPITACIÓN

3.1. Si el producto de solubilidad del $\text{AgBr}(s)$ es $5,0 \cdot 10^{-13}$ a 25°C , su solubilidad en agua es:

- a) $2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$
- b) $7,1 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$
- c) $1,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$
- d) $2,5 \cdot 10^{-13} \text{ mol L}^{-1}$
- e) El bromuro de plata es completamente insoluble.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgBr}(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Br}^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgBr y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Br}^-] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$5,0 \cdot 10^{-13} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 7,1 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$$

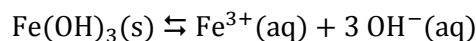
La respuesta correcta es la **b**.

3.2. La relación entre la solubilidad en agua, s , y el producto de solubilidad, K_s , para el sólido iónico $\text{Fe}(\text{OH})_3$ es:

- a) $9 s^4 = K_s$
- b) $3 s^4 = K_s$
- c) $3 s^2 = K_s$
- d) $s = K_s$
- e) $27 s^4 = K_s$

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Fe}(\text{OH})_3(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Fe}(\text{OH})_3$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Fe}^{3+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 3 s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (3 s)^3 = 27 s^4$$

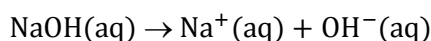
La respuesta correcta es la **e**.

3.3. ¿Cuál de los siguientes compuestos no es soluble en NaOH(aq) 2,0 mol L⁻¹?

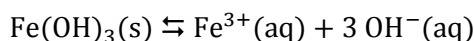
- a) Fe(OH)₃(s)
- b) NaOH(s)
- c) Be(OH)₂(s)
- d) NaCl(s)
- e) CH₃COOH(l)

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

El NaOH(aq) es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociada en iones según la ecuación:



a) **Verdadero.** El equilibrio correspondiente a la disolución del Fe(OH)₃(s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$$

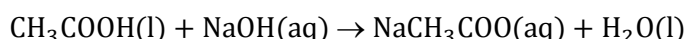
Si se trata de disolver Fe(OH)₃(s) en NaOH(aq), el valor de [OH⁻] aumenta. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, para que se mantenga el valor de la constante K_s, el equilibrio se desplaza hacia la formación de Fe(OH)₃(s) con lo que su solubilidad disminuye.

Teniendo en cuenta que la solubilidad del Fe(OH)₃ en agua es muy pequeña (K_s = 4,0 · 10⁻³⁸), la solubilidad en NaOH(aq) podría considerarse prácticamente nula.

b-c) Falso. NaOH y Be(OH)₂ son bases fuertes, que se encuentran completamente disociadas en iones, por lo tanto, su solubilidad no se ve afectada por el medio.

d) Falso. NaCl es una sal muy soluble que se encuentra completamente disociada en iones, por tanto, su solubilidad no se ve afectada por el medio.

e) Falso. CH₃COOH(l) es un ácido débil que se disuelve perfectamente en NaOH(aq), base fuerte, ya que reaccionan según la siguiente ecuación química:



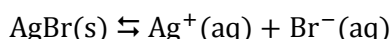
La respuesta correcta es la **a**.

3.4. El bromuro de plata es más soluble en:

- a) NaCl(aq) 0,10 mol L⁻¹
- b) H₂O(l) pura
- c) HNO₃(aq) diluido
- d) AgNO₃(aq) 0,10 mol L⁻¹
- e) NH₃(aq) diluido

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgBr(s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Br}^-]$$

La adición de NH₃(aq) al AgBr(s) produce la formación de un complejo que **provoca la disolución del precipitado** de acuerdo con la siguiente ecuación química:



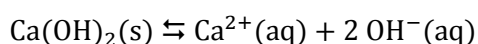
La respuesta correcta es la **e**.

3.5. Calcule el pH de una disolución saturada de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ si su producto de solubilidad es $5,50 \cdot 10^{-6}$.

- a) 11,28
- b) 8,72
- c) 12,04
- d) 12,34
- e) 13,00

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Galicia 2015)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Ca}(\text{OH})_2(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ca}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$5,50 \cdot 10^{-6} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 1,11 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

El valor de $[\text{OH}^-]$ de la disolución es:

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot (1,11 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}) = 2,22 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(2,22 \cdot 10^{-2}) = 1,65 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 1,65 = 12,3$$

La respuesta correcta es la **d**.

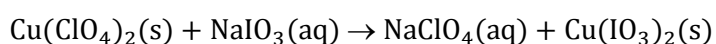
3.6. Indique lo que ocurre si se añade 0,01 mol de sal soluble $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2(s)$ a 1 L de disolución de $\text{NaIO}_3(\text{aq})$ 0,0010 M.

- a) No se producirá ninguna precipitación.
- b) El valor de K_s aumenta en un factor de 0,14.
- c) Precipitará espontáneamente $\text{NaClO}_4(s)$.
- d) El valor de K_s disminuye en un factor de 0,14.
- e) Precipitará espontáneamente $\text{Cu}(\text{IO}_3)_2(s)$.

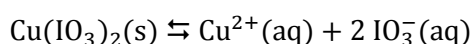
(Dato. $K_s [\text{Cu}(\text{IO}_3)_2] = 7,4 \cdot 10^{-8}$)

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2$ y NaIO_3 es:



El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Cu}(\text{IO}_3)_2(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Cu}^{2+}] [\text{IO}_3^-]^2$$

Las concentraciones de los iones en la disolución son:

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{0,01 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,01 \text{ M} \quad [\text{IO}_3^-] = [\text{NaIO}_3] = 0,001 \text{ M}$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$K_s < [\text{Cu}^{2+}] [\text{IO}_3^-]^2$$

El valor del producto iónico es:

$$[\text{Cu}^{2+}] [\text{IO}_3^-]^2 = (0,01) \cdot (0,001)^2 = 1,0 \cdot 10^{-8}$$

Como el producto iónico es menor que K_s **no se forma precipitado**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.7. Para la reacción:



¿Cuál de los siguientes cambios aumentará la solubilidad del acetato de plata en agua?

- Disminución de la temperatura.
- Adición de ácido nítrico.
- Adición de acetato de plata.
- Adición de agua.
- Adición de acetato de sodio.

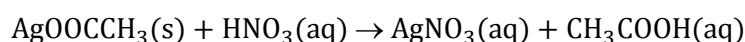
(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

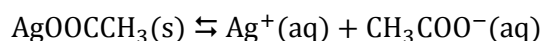
“cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada”.

a) Falso. Si se disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y este aumente. Como se trata de una reacción endotérmica, el equilibrio se desplaza hacia la formación de AgOOCCH_3 (izquierda) lo que hace que disminuya la solubilidad.

b) **Verdadero**. Si se añade HNO_3 se produce la reacción que muestra la siguiente ecuación química:



De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio de solubilidad del AgOOCCH_3 :



se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones CH_3COO^- consumidos por **la adición de HNO_3** , es decir hacia la derecha con lo que **aumenta la solubilidad del AgOOCCH_3** .

c-e) Falso. La adición de NaOOCCH_3 o AgOOCCH_3 , sustancias que tienen algún ion común con los presentes en el equilibrio producen una disminución de la solubilidad del AgOOCCH_3 . De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones CH_3COO^- o Ag^+ añadidos, es decir hacia la izquierda.

d) Falso. La adición de agua no afecta a la solubilidad mientras se mantenga constante la temperatura.

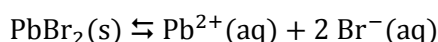
La respuesta correcta es la **b**.

3.8. Calcule el producto de solubilidad del $\text{PbBr}_2(\text{s})$ si la solubilidad de esta sal en agua a $25\text{ }^\circ\text{C}$ es $0,022\text{ mol L}^{-1}$.

- a) $1,9 \cdot 10^{-5}$
- b) $1,1 \cdot 10^{-5}$
- c) $4,3 \cdot 10^{-5}$
- d) $9,7 \cdot 10^{-4}$
- e) $4,8 \cdot 10^{-4}$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbBr}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Br}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbBr_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{Br}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la constante es:

$$K_s = 4 \cdot (0,022)^3 = 4,3 \cdot 10^{-5}$$

La respuesta correcta es la **c**.

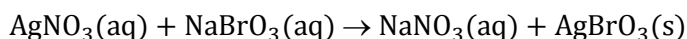
3.9. Indique qué es lo que ocurre cuando se mezclan 50 mL de $\text{AgNO}_3(\text{aq})$ 1,0 M y 50 mL de $\text{NaBrO}_3(\text{aq})$ 0,010 M.

- a) Precipita espontáneamente AgBrO_3 .
- b) El valor de K_s aumenta en un factor de 43.
- c) El valor de K_s disminuye en un factor de 43.
- d) No se produce precipitación.
- e) Precipita espontáneamente NaNO_3 .

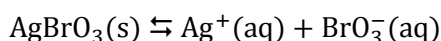
(Dato. $K_s(\text{AgBrO}_3) = 5,8 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre $\text{AgNO}_3(\text{aq})$ y $\text{NaBrO}_3(\text{aq})$ es:



El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgBrO}_3(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^{+}] [\text{BrO}_3^{-}]$$

Considerando volúmenes aditivos, los valores de las concentraciones de ambos iones en la disolución son, respectivamente:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{AgNO}_3] = \frac{50 \text{ mL AgNO}_3 \cdot 1,0 \text{ M} \cdot \frac{1,0 \text{ mmol AgNO}_3}{1 \text{ mL AgNO}_3 \cdot 1,0 \text{ M}}}{(50 + 50) \text{ mL disolución}} = 0,50 \text{ M}$$

$$[\text{BrO}_3^-] = [\text{NaBrO}_3] = \frac{50 \text{ mL NaBrO}_3 \cdot 0,010 \text{ M} \cdot \frac{0,010 \text{ mmol NaBrO}_3}{1 \text{ mL NaBrO}_3 \cdot 0,010 \text{ M}}}{(50 + 50) \text{ mL disolución}} = 0,0050 \text{ M}$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$K_s < [\text{Ag}^+] [\text{BrO}_3^-]$$

El valor del producto iónico es:

$$[\text{Ag}^+] [\text{BrO}_3^-] = (0,50) \cdot (0,0050) = 2,5 \cdot 10^{-3}$$

Como el producto iónico es mayor que K_s **sí se forma precipitado**.

La respuesta correcta es la **a**.

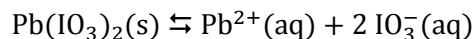
3.10. Calcule la solubilidad del yodato de plomo(II) en agua.

- a) $6,5 \cdot 10^{-14} \text{ M}$
- b) $5,1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- c) $4,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
- d) $5,1 \cdot 10^{-6} \text{ M}$
- e) $6,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

(Dato. $K_s \text{ Pb}(\text{IO}_3)_2 = 2,6 \cdot 10^{-13}$)

(O.Q.N. Burgos 1998)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{IO}_3^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{IO}_3^-] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$2,6 \cdot 10^{-13} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 4,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

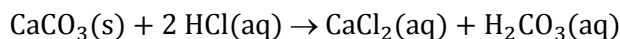
La respuesta correcta es la **c**.

3.11. En una disolución acuosa saturada de CaCO_3 , la solubilidad aumenta al añadir:

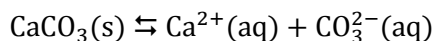
- a) HCl
- b) NaOH
- c) Na_2CO_3
- d) CaCl_2
- e) H_2O

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2014) (O.Q.L. Galicia 2016)

a) **Verdadero.** Si se añade HCl a la disolución saturada de CaCO_3 se produce la reacción que muestra la siguiente ecuación química:

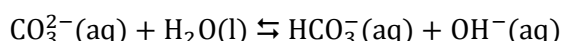


De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio de solubilidad del CaCO_3 :



se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones CO_3^{2-} consumidos por **la adición de HCl**, es decir hacia la derecha con lo que **aumenta la solubilidad del CaCO_3** .

b) Falso. Si se añade NaOH, base fuerte que se encuentra completamente disociada en iones, los iones OH^- procedentes de la misma alteran el equilibrio correspondiente a los iones carbonato en disolución acuosa:



De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones OH^- añadidos, es decir hacia la izquierda.

Si $[\text{CO}_3^{2-}]$ aumenta, $[\text{Ca}^{2+}]$ disminuye y así se mantiene constante el producto de solubilidad, por lo tanto, la solubilidad del CaCO_3 disminuye.

c-d) Falso. La adición de Na_2CO_3 o CaCl_2 , sustancias que tienen algún ion común con los presentes en el equilibrio producen una disminución de la solubilidad del CaCO_3 . De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones CO_3^{2-} o Ca^{2+} añadidos, es decir hacia la izquierda, por tanto, la solubilidad del CaCO_3 disminuye.

e) Falso. La adición de agua no afecta a la solubilidad mientras se mantenga constante la temperatura.

La respuesta correcta es la **a**.

3.12. Señale la proposición correcta:

- a) El producto de solubilidad del FeCO_3 disminuye si se añade Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la sal.
- b) La solubilidad del FeCO_3 en agua pura ($K_s = 2,11 \cdot 10^{-11}$) es aproximadamente la misma que la del CaF_2 en agua pura ($K_s = 2,7 \cdot 10^{-11}$), puesto que sus productos de solubilidad son casi iguales.
- c) La solubilidad del CaF_2 es mayor que la del FeCO_3 .
- d) La solubilidad del FeCO_3 es mayor que la del CaF_2 .
- e) La solubilidad del FeCO_3 aumenta si se añade Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la sal.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Cantabria 2017) (O.Q.L. Valencia 2017)

a) Falso. El producto de solubilidad, K_s , de una sustancia es un valor constante que solo depende de la temperatura.

b) Falso. Los equilibrios correspondientes a la disolución del $\text{FeCO}_3(\text{s})$ y $\text{CaF}_2(\text{s})$ son, respectivamente:



Las expresiones de las constantes producto de solubilidad son, respectivamente:

$$K_s = [\text{Fe}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}] \quad K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$

Llamando s a la solubilidades molares del FeCO_3 y CaF_2 , y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Fe}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = s \quad [\text{Ca}^{2+}] = s \quad [\text{F}^-] = 2s$$

Las expresiones de K_s en función de la solubilidad molar son, respectivamente:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

Los valores de las solubilidades molares son, respectivamente:

$$2,11 \cdot 10^{-11} = s^2 \rightarrow s = 4,6 \cdot 10^{-6} \text{ M} \quad 2,7 \cdot 10^{-11} = 4s^3 \rightarrow s = 1,9 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Como se observa, la solubilidad del CaF_2 es mayor que la del FeCO_3 .

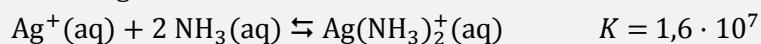
c) Verdadero. La solubilidad del CaF_2 es mayor que la del FeCO_3 .

d) Falso. La solubilidad del CaF_2 es mayor que la del FeCO_3 .

e) Falso. La adición de Na_2CO_3 , sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del FeCO_3 . De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones carbonato añadidos, es decir hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la c.

3.13. Para la siguiente reacción:



Calcule la solubilidad molar del AgCl en una disolución en la que la concentración de equilibrio de NH_3 es 2,0 M.

a) 0,107

b) 0,000013

c) 0,049

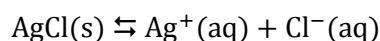
d) 0,0087

e) 0,0029

(Dato. $K_s(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$)

(O.Q.N. Almería 1999)

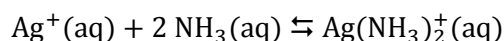
El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgCl}(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

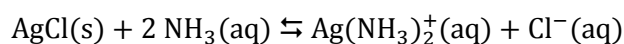
El equilibrio correspondiente a la formación del complejo $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+(\text{aq})$ es:



La expresión de la constante de formación del complejo es:

$$K_f = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del precipitado de $\text{AgCl}(\text{s})$ en $\text{NH}_3(\text{aq})$ es:



La expresión de la constante de equilibrio de la reacción es:

$$K = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+][\text{Cl}^-]}{[\text{NH}_3]^2}$$

Multiplicando y dividiendo por $[\text{Ag}^+]$ se obtiene:

$$K = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] [\text{Cl}^-]}{[\text{NH}_3]^2} \cdot \frac{[\text{Ag}^+]}{[\text{Ag}^+]} = K_f \cdot K_s$$

El valor de la constante de la reacción de disolución del precipitado de AgCl es:

$$K = (1,6 \cdot 10^7) \cdot (1,8 \cdot 10^{-10}) = 2,9 \cdot 10^{-3}$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgCl, la tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	NH ₃	Ag(NH ₃) ₂ ⁺	Cl ⁻
c_{inicial}	2,0	—	—
$c_{\text{transformado}}$	2 s	—	—
c_{formado}	—	s	s
$c_{\text{equilibrio}}$	2,0 - 2 s	s	s

Sustituyendo en la expresión de la constante se obtiene el valor de la solubilidad molar es:

$$\frac{s^2}{(2,0 - 2s)^2} = 2,9 \cdot 10^{-3}$$

Como 2,0 M \gg 2 s se puede aproximar, sin cometer gran error, que (2,0 - 2 s) M \approx 2,0 M con lo que la ecuación anterior queda como:

$$\frac{s^2}{2,0^2} = 2,9 \cdot 10^{-3} \quad \rightarrow \quad s = 0,11 \text{ M}$$

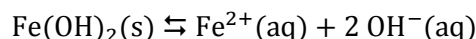
La respuesta correcta es la **a**.

3.14. La relación entre la solubilidad en agua, s , y el producto de solubilidad, K_s , para el sólido iónico Fe(OH)₂ es:

a) $s^3 = K_s$
 b) $s = K_s$
 c) $s^2 = K_s$
 d) $4s^3 = K_s$
 e) $2s^2 = K_s$

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004)

El equilibrio correspondiente a la disolución del Fe(OH)₂(s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Fe}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del Fe(OH)₂ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Fe}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

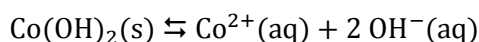
3.15. ¿Cuál es el pH mínimo al que precipita el hidróxido de cobalto(II) de una disolución con una concentración de Co^{2+} 0,020 M?

- a) 5,8
- b) 6,2
- c) 7,0
- d) 7,8
- e) 8,7

(Dato. K_s hidróxido de cobalto(II) = $2,0 \cdot 10^{-16}$)

(O.Q.N. Barcelona 2001)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Co}(\text{OH})_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Co}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2$$

Las concentraciones iónicas en el equilibrio son:

$$[\text{Co}^{2+}] = 0,020 \text{ M} \quad [\text{OH}^{-}] = x$$

La expresión de K_s queda como:

$$K_s = 0,020 \cdot [\text{OH}^{-}]^2$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de $[\text{OH}^{-}]$ de la disolución es:

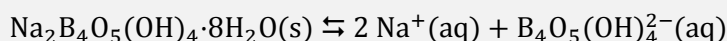
$$2,0 \cdot 10^{-16} = 0,020 \cdot [\text{OH}^{-}]^2 \quad \longrightarrow \quad [\text{OH}^{-}] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,0 \cdot 10^{-7}) = 7,0 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 7,0 = 7,0$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.16. El bórax es un sólido iónico poco soluble:



¿Cuál será la relación entre su solubilidad en agua, s , y su producto de solubilidad, K_s ?

- a) $K_s = s^3$
- b) $K_s = 2 s$
- c) $K_s = 4 s^2$
- d) $K_s = 4 s^3$
- e) $K_s = 2 s^2$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Galicia 2016)

La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Na}^{+}]^2 [\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Na}^{+}] = s \quad [\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4^{2-}] = 2 s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2 s)^2 = 4 s^3$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a las propuestas en Navacerrada 1996, Almería 1999 y Asturias 2004).

3.17. El ion complejo $[\text{CrCl}_2(\text{NH}_3)_4]^+$, el estado de oxidación del cromo y su número de coordinación son, respectivamente:

- a) 0 y 6
- b) 0 y 7
- c) +3 y 4
- d) +3 y 6
- e) -3 y 6

(O.Q.N. Barcelona 2001)

Se trata de un catión complejo en el que el catión central cromo se encuentra unido a dos ligandos aniónicos cloro (Cl^-) y a cuatro ligandos neutros amina (NH_3) por lo que su:

- número de coordinación es 6
- estado de oxidación del catión metálico es, $x + 2(-1) = +1 \longrightarrow x = +3$

La respuesta correcta es la **d**.

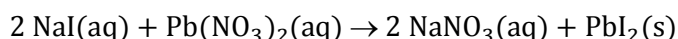
3.18. ¿Cuántos moles de PbI_2 precipitan si se añaden 250 mL de disolución de NaI 0,200 M a 150 mL de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,100 M?

- a) 0,050 mol
- b) $1,3 \cdot 10^5$ mol
- c) 0,015 mol
- d) $5,6 \cdot 10^3$ mol
- e) 0,040 mol

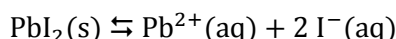
(Dato. $K_s(\text{PbI}_2) = 1,4 \cdot 10^{-8}$)

(O.Q.N. Barcelona 2001)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre NaI y $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ es:



El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbI}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2$$

Los valores de las concentraciones iónicas en la disolución son:

$$[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = \frac{150 \text{ mL Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,100 M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol Pb}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mL Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,100 M}}}{(250 + 150) \text{ mL disolución}} = 0,0375 \text{ M}$$

$$[\text{I}^{-}] = [\text{NaI}] = \frac{250 \text{ mL NaI 0,200 M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol NaI}}{1 \text{ mL NaI 0,200 M}}}{(250 + 150) \text{ mL disolución}} = 0,125 \text{ M}$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$K_s < [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2$$

El valor del producto iónico es:

$$[\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2 = (0,0375) \cdot (0,125)^2 = 5,9 \cdot 10^{-4}$$

Como el producto iónico es mayor que K_s **sí se forma precipitado**.

Una vez que se comprueba que sí se forma precipitado es preciso determinar cuál es el reactivo limitante que determina la cantidad de precipitado formado.

La cantidad de cada uno de los reactivos es:

$$150 \text{ mL Pb(NO}_3)_2 \text{ } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mol Pb(NO}_3)_2}{1 \text{ mL Pb(NO}_3)_2 \text{ } 0,100 \text{ M}} = 15,0 \text{ mmol Pb(NO}_3)_2$$

$$250 \text{ mL NaI } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mol NaI}}{1 \text{ mL NaI } 0,200 \text{ M}} = 50,0 \text{ mmol NaI}$$

La relación molar es:

$$\frac{50,0 \text{ mmol NaI}}{15,0 \text{ mmol Pb(NO}_3)_2} = 3,33$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra NaI, por lo que **Pb(NO₃)₂ es el reactivo limitante** que determina la cantidad de PbI₂ que precipita:

$$15,0 \text{ mmol Pb(NO}_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mmol PbI}_2}{1 \text{ mmol Pb(NO}_3)_2} \cdot \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{10^3 \text{ mmol PbI}_2} = 0,0150 \text{ mol PbI}_2$$

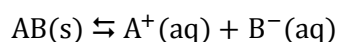
La respuesta correcta es la **c**.

3.19. Si de una disolución saturada de un sólido prácticamente insoluble en agua se evapora la mitad del agua manteniendo la temperatura constante, ¿cuál sería la molaridad de la disolución?

- a) Igual a la inicial.
- b) La mitad de la inicial.
- c) El doble de la inicial.
- d) Cuatro veces la inicial.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Si una sustancia AB prácticamente insoluble se introduce en un cierto volumen de agua, se disuelve una pequeña cantidad de AB de forma que la disolución queda saturada según el siguiente equilibrio:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{A}^+] [\text{B}^-] \quad \text{valor constante que solo depende de la temperatura.}$$

Si se evapora la mitad del agua manteniendo constante la temperatura, como el producto de solubilidad es constante, **las concentraciones iónicas en el equilibrio permanecen constantes**.

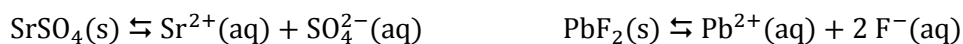
La respuesta correcta es la **a**.

3.20. Los productos de solubilidad del sulfato de estroncio y fluoruro de plomo(II) son respectivamente, $2,8 \cdot 10^{-7}$ y $2,7 \cdot 10^{-8}$. Se puede afirmar que:

- a) Las dos solubilidades son la raíz cuadrada de sus respectivos productos de solubilidad.
- b) La solubilidad del fluoruro de plomo(II) es mayor que la del sulfato de estroncio.
- c) Las dos solubilidades son aproximadamente iguales.
- d) Los productos de solubilidad de ambas sales aumentan con el pH.
- e) No es posible conocer la solubilidad con este dato.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

a) Falso. Los equilibrios correspondientes a la disolución del SrSO₄(s) y PbF₂(s) son, respectivamente:



Las expresiones de las constantes producto de solubilidad son, respectivamente:

$$K_s = [\text{Sr}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] \quad K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidades molares del SrSO_4 y PbF_2 , y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Sr}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = s \quad [\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{F}^{-}] = 2s$$

Las expresiones de K_s en función de la solubilidad molar son:

$$K_s = s^2 \quad K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

Los valores de la solubilidades molares de ambas sales son, respectivamente:

$$2,8 \cdot 10^{-7} = s^2 \rightarrow s = 5,3 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad 2,7 \cdot 10^{-8} = 4s^3 \rightarrow s = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Como se observa, la solubilidad del PbF_2 es mayor que la del SrSO_4 .

- b) **Verdadero.** La solubilidad del PbF_2 es mayor que la del SrSO_4 .
- c) Falso. La solubilidad del PbF_2 es casi 4 veces mayor que la del SrSO_4 .
- d) Falso. En ninguno de los equilibrios están presentes los iones OH^{-} o H^{+} , por tanto, la adición de ácido o base, es decir la modificación del pH, afecta a la solubilidad de ambas especies.
- e) Como se ha demostrado en el apartado a, la solubilidad se calcula a partir del producto de solubilidad.

La respuesta correcta es la **b**.

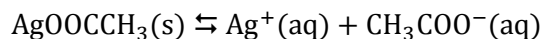
(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998)

3.21. Un precipitado de AgOOCCH_3 se encuentra en equilibrio con una disolución saturada de esta sal. Parte o todo el precipitado se disolverá al añadir una disolución diluida de:

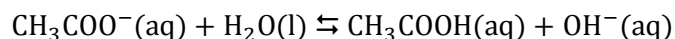
- a) NaOH
 b) HNO_3
 c) NaNO_3
 d) KOOCCH_3
 e) AgNO_3

(O.Q.N. Oviedo 2002)

El equilibrio de disolución del $\text{AgOOCCH}_3(\text{s})$ viene dado por la siguiente ecuación:



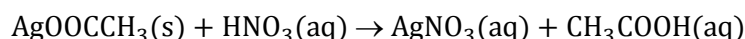
- a) Falso. Si se añade NaOH , base fuerte que se encuentra completamente disociada en iones, los iones OH^{-} procedentes de la misma alteran el equilibrio correspondiente a los iones acetato en disolución acuosa:



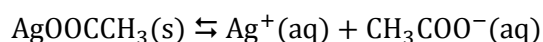
De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones OH^{-} añadidos, es decir hacia la izquierda.

Si $[\text{CH}_3\text{COO}^{-}]$ aumenta, $[\text{Ag}^{+}]$ disminuye y así se mantiene constante el producto de solubilidad, por lo tanto, la solubilidad del AgOOCCH_3 disminuye.

- b) **Verdadero.** Si se añade HNO_3 se produce la reacción que muestra la siguiente ecuación química:



De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio de solubilidad del AgOOCCH_3 :



se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones CH_3COO^- consumidos por la adición de HNO_3 , es decir hacia la derecha con lo que **aumenta la solubilidad del AgOOCCH_3 .**

c-d-e) Falso. La adición de NaNO_3 , KOOCCH_3 o AgNO_3 , sustancias que tienen algún ion común con los presentes en el equilibrio producen una disminución de la solubilidad del AgOOCCH_3 . De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones CH_3COO^- o Ag^+ añadidos, es decir hacia la izquierda, por tanto la solubilidad disminuye.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

3.22. El producto de solubilidad del SrF_2 en agua es $7,8 \cdot 10^{-10}$ y el del Ag_3PO_4 es $1,8 \cdot 10^{-18}$, por tanto:

- La solubilidad de estos compuestos es $7,8 \cdot 10^{-10}$ y $1,8 \cdot 10^{-18}$ mol L^{-1} .
- La solubilidad de estos compuestos en NaCl será menor que en agua pura.
- La solubilidad del SrF_2 es más de 10 veces mayor que la del Ag_3PO_4 .
- La solubilidad del SrF_2 es aproximadamente 10^8 veces superior a la del Ag_3PO_4 .
- La solubilidad del SrF_2 aumenta al añadir NaF .

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. El producto de solubilidad no es lo mismo que la solubilidad de una sustancia.

b) La adición de una sal, NaCl , que no tiene ningún ion común con los del equilibrio estudiado no afecta a la solubilidad de las sustancias precipitadas.

c) **Verdadero**. Los equilibrios correspondientes a la disolución del $\text{Ag}_3\text{PO}_4(\text{s})$ y $\text{SrF}_2(\text{s})$ son, respectivamente:



Las expresiones de las constantes producto de solubilidad son, respectivamente:

$$K_s = [\text{Ag}^+]^3 [\text{PO}_4^{3-}] \quad K_s = [\text{Sr}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$

Llamando s a la solubilidades molares del Ag_3PO_4 y SrF_2 , y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = 3s \quad [\text{PO}_4^{3-}] = s \quad [\text{Sr}^{2+}] = s \quad [\text{F}^-] = 2s$$

Las expresiones de K_s quedan, respectivamente, como:

$$K_s = (3s)^3 \cdot s = 27s^4 \quad K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

Los valores de la solubilidades molares de ambas sales son, respectivamente:

$$1,8 \cdot 10^{-18} = 27s^4 \rightarrow s = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad 7,8 \cdot 10^{-10} = 4s^3 \rightarrow s = 5,8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Comparando ambas solubilidades:

$$\frac{s(\text{SrF}_2)}{s(\text{Ag}_3\text{PO}_4)} = \frac{5,8 \cdot 10^{-4} \text{ M}}{1,6 \cdot 10^{-5} \text{ M}} = 36$$

Como se observa, la solubilidad del SrF_2 es **más de 10 veces mayor** que la del Ag_3PO_4 .

d) Falso. La solubilidad del SrF_2 no es unas 10^8 veces mayor que la del Ag_3PO_4 . Esa es la relación entre los respectivos productos de solubilidad:

$$\frac{K_s(\text{SrF}_2)}{K_s(\text{Ag}_3\text{PO}_4)} = \frac{7,8 \cdot 10^{-10}}{1,8 \cdot 10^{-18}} = 4,3 \cdot 10^8$$

e) Falso. La adición de NaF sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del SrF_2 . De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones F^- añadidos, es decir hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **c**.

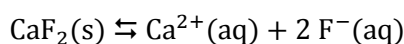
(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998, Oviedo 2002 y otras).

3.23. La solubilidad en agua del fluoruro de calcio, CaF_2 , es de $0,0160 \text{ g L}^{-1}$ a la temperatura de 18°C . El valor del producto de solubilidad del fluoruro de calcio a esa temperatura debe ser:

- a) $3,4 \cdot 10^{-11}$
- b) $4,0 \cdot 10^{-8}$
- c) $8,2 \cdot 10^{-8}$
- d) $1,7 \cdot 10^{-10}$

(O.Q.L. Murcia 2003)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{CaF}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del CaF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ca}^{2+}] = s \quad [\text{F}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

La solubilidad molar del CaF_2 es:

$$s = \frac{0,0160 \text{ g CaF}_2}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaF}_2}{78,1 \text{ g CaF}_2} = 2,05 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El valor del producto de solubilidad es:

$$K_s = 4 \cdot (2,05 \cdot 10^{-4})^3 = 3,45 \cdot 10^{-11}$$

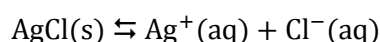
La respuesta correcta es la **a**.

3.24. Tras añadir una cierta cantidad de AgCl a un cierto volumen de agua, remover enérgicamente y esperar un tiempo adecuado se han depositado en el fondo 2 g de sólido. Si posteriormente se añade 1 g más de AgCl , a la misma temperatura, se puede afirmar que:

- a) Ha cambiado la concentración de Cl^- de la disolución.
- b) Habrá exactamente 3 g de sólido en el fondo.
- c) Habrá menos de 3 g de sólido en el fondo.
- d) El AgCl no es soluble en agua.

(O.Q.L. Murcia 2003)

La adición de 2 g de $\text{AgCl}(\text{s})$ al agua hace que una pequeñísima cantidad de AgCl se disuelva, con lo que la disolución queda saturada de acuerdo con el siguiente equilibrio:



Si a continuación, **se añade 1 g más de AgCl** sin cambiar la temperatura (no cambia la solubilidad) **habrá 3 g de AgCl(s) en el fondo** ya que se trata de una sustancia insoluble y la disolución está saturada.

La respuesta correcta es la **b**.

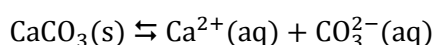
3.25. El interior de una tetera está recubierto con 10,0 g de CaCO_3 . ¿Cuántos lavados serían necesarios para disolver todo el CaCO_3 , si en cada lavado se gastan 250 mL de agua?

- a) 10
- b) 250
- c) 6.324
- d) 12.640
- e) 1.580

(Dato. $K_s(\text{CaCO}_3) = 4,00 \cdot 10^{-9}$)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.N. Sevilla 2010)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{CaCO}_3(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del CaCO_3 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$4,00 \cdot 10^{-9} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 6,33 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Expresando la solubilidad del CaCO_3 en g L^{-1} :

$$\frac{6,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol CaCO}_3}{\text{L}} \cdot \frac{100,1 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 6,34 \cdot 10^{-3} \text{ g L}^{-1}$$

La masa de CaCO_3 que se disuelve en 250 mL de agua será:

$$250 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} \cdot \frac{6,34 \cdot 10^{-3} \text{ g CaCO}_3}{\text{L}} = 1,59 \cdot 10^{-3} \text{ g CaCO}_3$$

Relacionando la masa de CaCO_3 depositada en la tetera con la solubilidad del CaCO_3 , es decir, la masa que se disuelve en cada lavado en 250 mL de agua, se obtiene el número de lavados a realizar para eliminar todo el depósito:

$$10,0 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ lavado}}{1,59 \cdot 10^{-3} \text{ g CaCO}_3} = 6.289 \text{ lavados}$$

La respuesta correcta es la **c**.

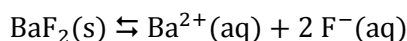
(El resultado no coincide exactamente debido al número de cifras significativas utilizado).

3.26. A 25 °C la solubilidad del fluoruro de bario en agua es $7,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$. El producto de solubilidad de dicha sal en agua es:

- a) $1,63 \cdot 10^{-6} \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$
- b) $5,47 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$
- c) $8,10 \cdot 10^{-7} \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$
- d) $1,09 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$

(O.Q.L. Murcia 2004)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{BaF}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del CaF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ba}^{2+}] = s \quad [\text{F}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la constante es:

$$K_s = 4 \cdot (7,41 \cdot 10^{-3})^3 = 1,63 \cdot 10^{-6}$$

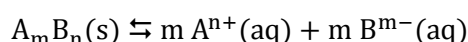
La respuesta correcta es la **a**.

3.27. El valor del producto de solubilidad de las sales MX , QX_2 y A_2X_3 es igual a $4,0 \cdot 10^{-12}$. ¿Cuál de las sales es más soluble?

- a) MX
- b) QX_2
- c) A_2X_3
- d) Las tres tienen la misma solubilidad.

(O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Sevilla 2017)

El equilibrio correspondiente a la disolución de una sal del tipo $\text{A}_m\text{B}_n(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{A}^{n+}]^m [\text{B}^{m-}]^n$$

Llamando s a la solubilidad molar del A_mB_n y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{A}^{n+}] = m s \quad [\text{B}^{m-}] = n s$$

La expresión de K_s queda como:

$$K_s = (m s)^m \cdot (n s)^n = m^m \cdot n^n \cdot s^{(m+n)}$$

El valor de la solubilidad para una determinada sal es:

$$s = \sqrt[m+n]{\frac{K_s}{m^m \cdot n^n}}$$

- Para la sal MX se tiene que $(m+n) = 2$ y el valor de la solubilidad es:

$$s = \sqrt{\frac{4,0 \cdot 10^{-12}}{1}} = 2,0 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

- Para la sal QX_2 , se tiene que $(m+n) = 3$ y el valor de la solubilidad es:

$$s = \sqrt[3]{\frac{4,0 \cdot 10^{-12}}{1 \cdot 2^2}} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

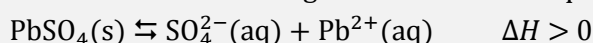
- Para la sal A_2X_3 , se tiene que $(m+n) = 5$ y el valor de la solubilidad es:

$$s = \sqrt[5]{\frac{4,0 \cdot 10^{-12}}{2^2 \cdot 3^3}} = 2,1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

A la vista de las respectivas solubilidades, **la sal más soluble es la que tiene de fórmula A_2X_3 .**

La respuesta correcta es la **c**.

3.28. Teniendo en cuenta el siguiente sistema en equilibrio:



- Se disolverá más sólido si se disminuye la temperatura.
- Se disolverá más sólido si se diluye al doble la disolución.
- Si se concentra la disolución, aumentará la concentración de Pb^{2+} .
- Si se añade $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{s})$, disminuirá la concentración de Pb^{2+} .

(O.Q.L. Asturias 2004)

a) Falso. Si se disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y esta aumente. Como se trata de un proceso endotérmico, el equilibrio se desplaza hacia la formación de PbSO_4 (izquierda) lo que hace que disminuya la solubilidad.

b) Falso. Si se considera que se mantiene constante la temperatura, el valor de K_s permanece constante, por lo tanto, la solubilidad de la sustancia no cambia aunque se duplique el volumen de agua.

c) Falso. Si se considera que se mantiene constante la temperatura, el valor de K_s permanece constante, por lo tanto, la solubilidad, es decir, la concentración de las especies iónicas en el equilibrio no cambia aunque se elimine agua de la disolución.

d) **Verdadero.** La adición de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio, hace que aumente la cantidad de Pb^{2+} . De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el Pb^{2+} añadido, es decir hacia la izquierda, lo que provoca **la disminución de la concentración de Pb^{2+} .**

La respuesta correcta es la **d**.

3.29. La reacción:



- Redox
- Ácido-base de desplazamiento
- Ácido-base de neutralización
- Precipitación

(O.Q.L. Madrid 2004)

Se trata de una **reacción de precipitación** ya que el CuS que se forma es un sólido insoluble.

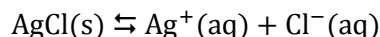
La respuesta correcta es la **d**.

3.30. En qué disolución será más soluble el AgCl:

- a) HCl 0,01M
- b) Agua pura
- c) NH₃ 0,01M
- d) No puede determinarse.

(O.Q.L. Madrid 2004)

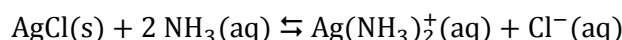
El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) es:



a) Falso. La adición de HCl(aq) sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio, hace que aumente la cantidad de Cl⁻. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consume el Cl⁻ añadido, es decir hacia la izquierda, lo que provoca la disminución de la solubilidad del AgCl.

b) Falso. El AgCl(s) es una sustancia insoluble en agua pura.

c) **Verdadero**. El AgCl(s) es una sustancia insoluble que **puede disolverse en NH₃(aq) por formación de un complejo** de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación química:



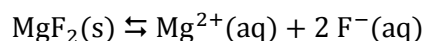
La respuesta correcta es la **c**.

3.31. La solubilidad del fluoruro de magnesio en agua a 18 °C se encuentra tabulada como 0,00760 g por 100 mL. El producto de solubilidad de esta sal es:

- a) $7,6 \cdot 10^{-6}$
- b) $6,8 \cdot 10^{-7}$
- c) $8 \cdot 10^{-8}$
- d) $7,3 \cdot 10^{-9}$

(O.Q.L. Madrid 2004)

El equilibrio correspondiente a la disolución del MgF₂(s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$

Llamando *s* a la solubilidad molar del MgF₂ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = s \quad [\text{F}^-] = 2s$$

La expresión de *K_s* en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

La solubilidad molar del CaF₂ es:

$$s = \frac{0,00760 \text{ g MgF}_2}{100 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol MgF}_2}{62,3 \text{ g MgF}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 1,22 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El valor de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = 4 \cdot (1,22 \cdot 10^{-3})^3 = 7,26 \cdot 10^{-9}$$

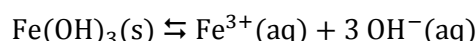
La respuesta correcta es la **d**.

3.32. El producto de solubilidad del hidróxido de hierro(III) a 22 °C es $6,0 \cdot 10^{-38}$. ¿Qué masa de este compuesto se disolverá en 100 mL de hidróxido de sodio 0,20 M, suponiendo que no hay formación de complejos?

- a) $6,0 \cdot 10^{-39}$ g
- b) $7,0 \cdot 10^{-37}$ g
- c) $8,0 \cdot 10^{-35}$ g
- d) $9,0 \cdot 10^{-35}$ g
- e) $1,0 \cdot 10^{-30}$ g

(O.Q.N. Luarca 2005)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^{-}]^3$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Fe}(\text{OH})_3$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Fe}^{3+}] = s \quad [\text{OH}^{-}] = 0,20 \text{ M}$$

La expresión de K_s queda como:

$$K_s = s \cdot (0,20)^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$6,0 \cdot 10^{-38} = 8,0 \cdot 10^{-3} s \quad \longrightarrow \quad s = 7,5 \cdot 10^{-36} \text{ M}$$

Expresando la solubilidad en g L^{-1} :

$$\frac{7,5 \cdot 10^{-36} \text{ mol Fe}(\text{OH})_3}{\text{L}} \cdot \frac{106,8 \text{ g Fe}(\text{OH})_3}{1 \text{ mol Fe}(\text{OH})_3} = 8,0 \cdot 10^{-34} \text{ g L}^{-1}$$

La masa de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ que se disuelve en 100 mL de agua es:

$$100 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} \cdot \frac{8,0 \cdot 10^{-34} \text{ g Fe}(\text{OH})_3}{\text{L}} = 8,0 \cdot 10^{-35} \text{ g Fe}(\text{OH})_3$$

La respuesta correcta es la **c**.

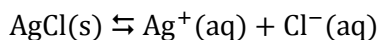
3.33. Al añadir 0,5 g de AgCl a una cierta cantidad de agua se observa que se depositan 0,45 g en el fondo. Se puede por tanto decir que:

- a) El AgCl es muy soluble en agua.
- b) Si se añade 0,05 g más de AgCl se consigue tener 0,5 g en el fondo.
- c) Si se aumenta la temperatura seguirá habiendo 0,45 g de AgCl en el fondo.
- d) El AgCl es un compuesto covalente.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) Falso. El AgCl es un compuesto muy poco soluble en agua.

b) **Verdadero**. La adición de 0,5 g de $\text{AgCl}(\text{s})$ al agua hace que una pequeñísima cantidad de AgCl se disuelva con lo que la disolución queda saturada de acuerdo con el siguiente equilibrio:



Si a continuación, **se añade 0,05 g más de AgCl** sin cambiar la temperatura (no cambia la solubilidad) **habrá 0,5 g de AgCl(s) en el fondo** ya que se trata de una sustancia insoluble y la disolución está saturada.

c) Falso. Si se aumenta la temperatura el sólido depositado en el fondo se disuelve.

d) Falso. Teniendo en cuenta las electronegatividades del Cl (3,14) y de la plata (1,93), el AgCl presenta una diferencia de electronegatividad de 1,21 que lo hace un compuesto con enlace parcialmente iónico-parcialmente covalente.

La respuesta correcta es la **b**.

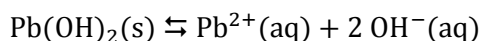
(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2003).

3.34. El producto de solubilidad del hidróxido de plomo(II) es $2,56 \cdot 10^{-10}$. Se puede decir que, en una disolución saturada, se cumple que:

- a) $[\text{Pb}^{2+}] [\text{OH}^-] = 2,56 \cdot 10^{-10}$
- b) $[\text{Pb}^{2+}] [2 \text{OH}^-] = 2,56 \cdot 10^{-10}$
- c) $[\text{Pb}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = 2,56 \cdot 10^{-10}$
- d) $[\frac{1}{2} \text{Pb}^{2+}] [\text{OH}^-] = 2,56 \cdot 10^{-10}$
- e) $[2 \text{Pb}^{2+}] [\text{OH}^-] = 2,56 \cdot 10^{-10}$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Madrid 2011)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Pb(OH)}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.35. ¿Cuál es la fórmula del bis(etilendiamina)diclorocobalto(III)?

- a) $[\text{Co(en)}_3\text{Cl}_2]^+$
- b) $[\text{Co(en)}_2\text{Cl}_2]^+$
- c) $[\text{Co(en)}_2\text{Cl}_2]^{3+}$
- c) $[\text{Co(en)}_2\text{Cl}_2]^{5+}$

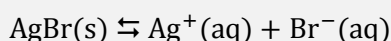
(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Se trata de un catión complejo en el que catión central (Co^{3+}) se encuentra unido a dos ligandos aniónicos cloro (Cl^-) y a otros dos ligandos neutros etilendiamina (en) cuya fórmula es:



La respuesta correcta es la **b**.

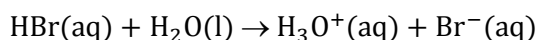
3.36. Si se añade HBr concentrado a una disolución de AgBr en el equilibrio:



- a) Aumenta la cantidad de precipitado.
- b) Aumenta el producto de solubilidad.
- c) Aumenta la solubilidad de la sal.
- d) El equilibrio no se ve afectado por la adición.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

a) **Verdadero**. Si se añade HBr, un ácido fuerte totalmente dissociado según la ecuación:



se añaden al equilibrio iones Br^- . De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma los iones bromuro añadidos por la adición del HBr, es decir hacia la izquierda, con lo que **aumenta la cantidad de precipitado de AgBr(s)** .

b) Falso. El producto de solubilidad, K_s , es un valor constante para cada temperatura.

c-d) Falso. Según lo expuesto en el apartado a).

La respuesta correcta es la **a**.

3.37. En una disolución se tiene en equilibrio $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$ con aniones CrO_4^{2-} en concentración 0,100 M y cationes Ag^+ en concentración $4,4 \cdot 10^{-6}$ M. ¿Cuál es el producto de solubilidad del Ag_2CrO_4 ?

a) $K_s = 1,9 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$

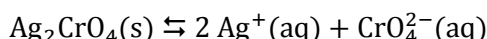
b) $K_s = 1,2 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$

c) $K_s = 1,8 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$

d) $K_s = 1,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{CrO}_4^{2-}] [\text{Ag}^+]^2$$

El valor de la constante es:

$$K_s = (0,100) \cdot (4,4 \cdot 10^{-6})^2 = 1,9 \cdot 10^{-12}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.38. Una disolución acuosa se encuentra en equilibrio con CaSO_4 sólido. Señale la proposición incorrecta:

a) Si se añade algo de NaNO_3 , la solubilidad del CaSO_4 aumenta debido al efecto salino.

b) Si se añade algo de Na_2SO_4 , la solubilidad del CaSO_4 disminuye debido al efecto del ion común.

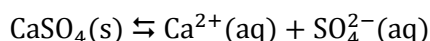
c) Si se añade algo de CaSO_4 , la solubilidad del CaSO_4 permanece constante.

d) La solubilidad del CaSO_4 solo depende de la temperatura.

e) Si se añade CaCO_3 , la solubilidad disminuye por efecto del ion común.

(O.Q.N. Vigo 2006)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{CaSO}_4(\text{s})$ es:



a) Correcto. La adición de NaNO_3 sustancia que no tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce un aumento de la solubilidad del CaSO_4 debido al efecto salino.

b-e) Correcto. La adición de Na_2SO_4 o de CaCO_3 , sustancias que tienen un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del CaSO_4 . De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones SO_4^{2-} o Ca^{2+} añadidos, es decir hacia la izquierda, por lo tanto, la solubilidad disminuye.

c) Correcto. La adición de más CaSO_4 , hace que esta sustancia se quede en el fondo del recipiente sin disolver, por lo que no cambia la solubilidad del CaSO_4 .

d) **Incorrecto**. La solubilidad del CaSO_4 puede modificarse, como se ha visto, por la adición de un ion común, **es el producto de solubilidad el que solo depende de la temperatura**.

La respuesta no correcta es la **d**.

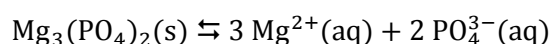
3.39. ¿Cuál es la expresión correcta para la constante del producto de solubilidad del $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$?

- a) $K_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{PO}_4^{3-}]$
 b) $K_s = [\text{Mg}^{2+}]^2 [\text{PO}_4^{3-}]^3$
 c) $K_s = [\text{Mg}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$
 d) $K_s = s^5$
 e) $K_s = 6 s^2$

(s = solubilidad de la sal en mol L^{-1})

(O.Q.N. Vigo 2006)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.40. El número de coordinación y el estado de oxidación del ion metálico central en el complejo $[\text{CrBr}_2(\text{NH}_3)_4]^+$ son, respectivamente:

- a) 6 y +1
 b) 6 y +3
 c) 2 y +1
 d) 2 y +3
 a) 4 y +3

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.N. Sevilla 2010)

Se trata de un catión complejo en el que catión central cromo se encuentra unido a dos ligandos aniónicos bromo (Br^-) y a cuatro ligandos neutros amin (NH_3) por lo que su:

- número de coordinación: **6**
- estado de oxidación del catión metálico es, $x + 2(-1) = +1$, de donde, $x = +3$.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001).

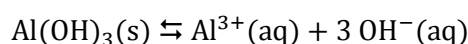
3.41. El valor del pH cuando empieza a precipitar una disolución acuosa de $\text{Al}(\text{OH})_3$ es:

- a) 3,0
 b) 5,4
 c) 8,1
 d) 5,9

(Dato. $K_s [\text{Al}(\text{OH})_3]$ a $25^\circ\text{C} = 1,3 \cdot 10^{-33}$)

(O.Q.N. Madrid 2006)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Al}(\text{OH})_3(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Al}(\text{OH})_3$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Al}^{3+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 3s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (3s)^2 = 27s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,3 \cdot 10^{-33} = 27s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 2,6 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

A partir de la solubilidad se obtiene el valor de $[\text{OH}^-]$ de la disolución:

$$[\text{OH}^-] = 3 \cdot (2,6 \cdot 10^{-9} \text{ M}) = 7,9 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(7,9 \cdot 10^{-9}) = 8,1 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 8,1 = 5,9$$

La respuesta correcta es la **d**.

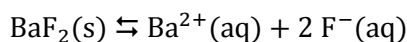
(Cuestión similar a las propuestas en Navacerrada 1996 y Asturias 2011).

3.42. La solubilidad del fluoruro de bario en agua es de $7,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$. ¿Cuál será la solubilidad del fluoruro de bario en una disolución 1,00 M de cloruro de bario totalmente disociado?

- a) $6,38 \cdot 10^{-4} \text{ M}$
- b) $8 \cdot 10^{-2} \text{ M}$
- c) 1 M
- d) 0,02 M
- e) $3,21 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

(O.Q.N. Córdoba 2007)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{BaF}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del BaF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ba}^{2+}] = s \quad [\text{F}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la constante es:

$$K_s = 4 \cdot (7,41 \cdot 10^{-3})^3 = 1,63 \cdot 10^{-6}$$

▪ La solubilidad en una disolución 1,00 M de BaCl_2 ocasiona la presencia de un ion común que, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, disminuye la solubilidad. En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{F}^{-}] = 2s$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = (1,00 + s) \text{ M} \quad \longrightarrow \quad \text{como se cumple que } 1,00 \text{ M} \gg s \quad \longrightarrow \quad [\text{Ba}^{2+}] \approx 1,00 \text{ M}$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (1,00) \cdot (2s)^2 = 4s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,63 \cdot 10^{-6} = 4s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 6,38 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

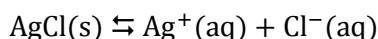
La respuesta correcta es la **a**.

3.43. La solubilidad del cloruro de plata, AgCl, ($K_s = 1,7 \cdot 10^{-10}$) es mayor en:

- a) Agua pura.
- b) En presencia de KCl 0,1 M.
- c) En presencia de Ag_2SO_4 0,1 M.
- d) En presencia de KNO_3 0,1 M.

(O.Q.L. Madrid 2007)

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) es:



a) Falso. El AgCl(s) es una sustancia insoluble en agua pura.

b-c) Falso. La presencia de KCl 0,1 M o Ag_2SO_4 0,1 M, sustancias que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del AgCl. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones cloruro o plata añadidos, en cada caso, es decir hacia la izquierda.

d) **Verdadero.** La presencia de KNO_3 0,1 M, sustancia que no tiene un ion común con los presentes en el equilibrio, produce un aumento de la solubilidad del AgCl debido al efecto salino.

La respuesta correcta es la **d**.

3.44. En el ion complejo de la molécula pentacloroaquadrocromo(III), el número de oxidación y el índice de coordinación del ion metálico central son respectivamente:

- a) +3 y 5
- b) +2 y 1
- c) +6 y 6
- d) +3 y 6

(O.Q.L. Madrid 2007)

El ion complejo pentacloroaquadrocromo (III), $[\text{CrCl}_5(\text{H}_2\text{O})]^{2+}$, tiene estructura octaédrica en la que el ion cromo se encuentra rodeado de **6 ligandos**, cinco aniónicos cloro, Cl^- y uno neutro aqua, H_2O .

El número de oxidación del ion cromo es **+3** tal como indica el nombre del ion complejo.

La respuesta correcta es la **d**.

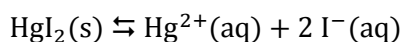
(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001, Vigo 2006 y Sevilla 2010).

3.45. El producto de solubilidad del ioduro de mercurio(II) en agua a 18 °C es $1,0 \cdot 10^{-28}$. ¿Cuál es su solubilidad en una disolución 0,010 M de yoduro de potasio a 18 °C?

- a) $1,0 \cdot 10^{-24}$ M
- b) $1,0 \cdot 10^{-14}$ M
- c) $2,9 \cdot 10^{-10}$ M
- d) $1,0 \cdot 10^{-28}$ M
- e) $1,0 \cdot 10^{-26}$ M

(O.Q.N. Castellón 2008)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{HgI}_2(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Hg}^{2+}] [\text{I}^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del BaF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Hg}^{2+}] = s \quad [\text{I}^-] = 2s$$

▪ La solubilidad en una disolución 0,01 M de KI ocasiona la presencia de un ion común que, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, disminuye la solubilidad. En el equilibrio:

$$[\text{I}^-] = (0,010 + s) \longrightarrow \text{como se cumple que } 0,010 \text{ M} \gg s \longrightarrow [\text{I}^-] \approx 0,010 \text{ M}$$

$$[\text{Hg}^{2+}] = s$$

La expresión de K_s queda como:

$$K_s = s \cdot (0,010)^2 = 1,0 \cdot 10^{-4} s$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,0 \cdot 10^{-28} = 1,0 \cdot 10^{-4} s \longrightarrow s = 1,0 \cdot 10^{-24} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Córdoba 2007).

3.46. Sabiendo que:



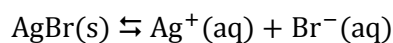
Calcule la solubilidad del bromuro de plata en una disolución con una concentración de amoníaco en el equilibrio 1,0 M.

- a) $7,1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- b) $8,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$
- c) $5,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
- d) $2,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- e) $5,0 \cdot 10^{-13} \text{ M}$

(Dato. K_s bromuro de plata = $5,01 \cdot 10^{-13}$)

(O.Q.N. Castellón 2008)

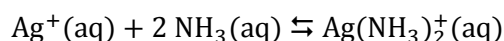
El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgBr}(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Br}^-]$$

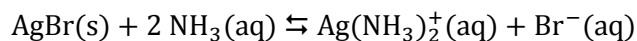
El equilibrio correspondiente a la formación del complejo $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+(\text{aq})$ es:



La expresión de la constante producto de formación del complejo es:

$$K_f = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+] [\text{NH}_3]^2}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del precipitado de $\text{AgBr}(\text{s})$ en $\text{NH}_3(\text{aq})$ es:



La expresión de la constante de equilibrio de la reacción es:

$$K = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] [\text{Br}^-]}{[\text{NH}_3]^2}$$

Multiplicando y dividiendo por $[\text{Ag}^+]$ se obtiene:

$$K = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] [\text{Br}^-]}{[\text{NH}_3]^2} \cdot \frac{[\text{Ag}^+]}{[\text{Ag}^+]} = K_f \cdot K_s$$

El valor de la constante de la reacción de disolución del precipitado de AgBr es:

$$K = (1,6 \cdot 10^7) \cdot (5,01 \cdot 10^{-13}) = 8,0 \cdot 10^{-6}$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgBr, la tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	NH_3	$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	Br^-
c_{inicial}	1,0	—	—
$c_{\text{transformado}}$	$2s$	—	—
c_{formado}	—	s	s
$c_{\text{equilibrio}}$	$1,0 - 2s$	s	s

El valor de la solubilidad molar es:

$$\frac{s^2}{(1,0 - 2s)^2} = 8,0 \cdot 10^{-6}$$

Como $1,0 \text{ M} \gg 2s$ se puede aproximar, sin cometer gran error, que $(1,0 - 2s) \text{ M} \approx 1,0 \text{ M}$ con lo que la ecuación anterior queda como:

$$s^2 = 8,0 \cdot 10^{-6} \quad \rightarrow \quad s = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

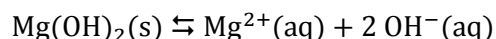
(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999).

3.47. Sabiendo que el producto de solubilidad del hidróxido de magnesio es $1,00 \cdot 10^{-11}$ a 25°C , el pH de una disolución acuosa de esta sal es:

- a) 10,1
- b) 3,90
- c) 7,00
- d) 10,4

(O.Q.L. Madrid 2008)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,00 \cdot 10^{-11} = 4 s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 1,36 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

A partir de la solubilidad molar se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ de la disolución es:

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot (1,36 \cdot 10^{-4} \text{ M}) = 2,72 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(2,72 \cdot 10^{-4}) = 3,57 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 3,57 = 10,4$$

La respuesta correcta es la **d**.

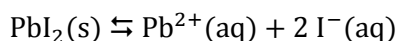
(Cuestión similar a las propuestas en Navacerrada 1996, Madrid 2006 y Asturias 2011).

3.48. Calcule la solubilidad del PbI_2 ($M = 461 \text{ g mol}^{-1}$) en g L^{-1} , si $K_s = 4,00 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$.

- a) $8,91 \text{ g L}^{-1}$
- b) $9,22 \text{ g L}^{-1}$
- c) $20,30 \text{ g L}^{-1}$
- d) $9,93 \text{ g L}^{-1}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

El equilibrio correspondiente a la disolución del PbI_2 (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbI_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{I}^{-}] = 2 s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2 s)^2 = 4 s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$4,00 \cdot 10^{-5} = 4 s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Expresada en g L^{-1} :

$$\frac{2,15 \cdot 10^{-2} \text{ mol PbI}_2}{\text{L}} \cdot \frac{461,0 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 9,93 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

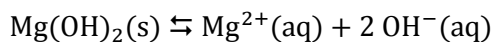
3.49. ¿Cuál es la solubilidad del hidróxido de magnesio en una disolución acuosa de $\text{pH} = 12,0$?

- a) $1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- b) $1 \cdot 10^{-9} \text{ M}$
- c) $1 \cdot 10^{-11} \text{ M}$
- d) $1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$
- e) $3,2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

(Dato. El producto de solubilidad del hidróxido de magnesio es $1 \cdot 10^{-11}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$)

(O.Q.N. Ávila 2009)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del Mg(OH)_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^{-}] = 2s$$

Los valores del pOH y $[\text{OH}^{-}]$ en una disolución de $\text{pH} = 12,0$ son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 12,0 = 2,0 \quad \longrightarrow \quad [\text{OH}^{-}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2} \text{ M}$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$s = \frac{K_s}{[\text{OH}^{-}]^2} = \frac{1 \cdot 10^{-11}}{(10^{-2})^2} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

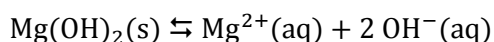
La respuesta correcta es la **a**.

3.50. El valor de K_s para el Mg(OH)_2 es $8,50 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$. Su solubilidad en agua a 25°C es:

- a) $1,28 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$
- b) $2,04 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$
- c) $2,91 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$
- d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. La Rioja 2016)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Mg(OH)}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del Mg(OH)_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$8,50 \cdot 10^{-12} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 1,28 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

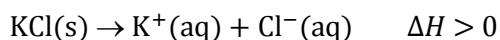
(En La Rioja 2016 se da otro valor de K_s que además no lleva unidades).

3.51. ¿Qué procedimiento aumentará la solubilidad del KCl en agua?

- a) Agitar soluto y disolución.
- b) Aumentar el área superficial del soluto.
- c) Aumentar la temperatura del disolvente.
- d) Incrementar la presión en la superficie del disolvente.

(O.Q.L. Murcia 2009)

Se trata del proceso:



a-b) Falso. Agitar y aumentar el área superficial del soluto favorecen la velocidad de la reacción pero no afectan al valor de la solubilidad.

c) **Verdadero**. Si se aumenta la temperatura, se comunica calor que se emplea en romper la red cristalina del KCl. Como se trata de un proceso endotérmico, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, **el aumento de temperatura** hace que el equilibrio se desplace hacia la derecha lo **produce un aumento de la solubilidad del KCl(s)**.

d) Falso. La presión no afecta a la solubilidad de un sólido.

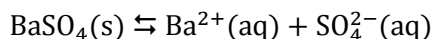
La respuesta correcta es la **c**.

3.52. A una disolución acuosa saturada de BaSO_4 y a temperatura constante, se le añaden unos gramos de Na_2SO_4 hasta su disolución total. ¿Cuál será el efecto sobre la disolución de BaSO_4 ?

- a) Disminuye $[\text{Ba}^{2+}]$.
- b) Aumenta $[\text{SO}_4^{2-}]$.
- c) Aumenta la solubilidad del BaSO_4 .
- d) Aumenta K_s del BaSO_4 .
- e) No produce ningún efecto.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Asturias 2010) (O.Q.L. Asturias 2012)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{BaSO}_4(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

La **adición de Na_2SO_4** , sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio, produce un aumento de $[\text{SO}_4^{2-}]$, por lo tanto, para que se mantenga el valor de la constante K_s se produce la **disminución de $[\text{Ba}^{2+}]$** .

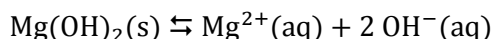
La respuesta correcta es la **a**.

3.53. A 25 °C el valor de K_s para el $\text{Mg}(\text{OH})_2$ es $3,4 \cdot 10^{-11}$. Se puede afirmar que la solubilidad:

- a) Es $2,04 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$.
- b) Aumenta en disolución de hidróxido de sodio.
- c) No varía con la temperatura.
- d) Aumenta al agitar fuertemente.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a) **Verdadero**. El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$3,4 \cdot 10^{-11} = 4 s^3 \longrightarrow s = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

- b) Falso. Al añadir un ion común disminuye la solubilidad.
- c) Falso. Al elevar la temperatura se aporta calor y se favorece la disolución del sólido.
- d) Falso. La propuesta carece de sentido.

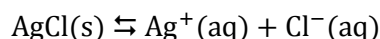
La respuesta correcta es la **a**.

3.54. Tras añadir una cierta cantidad de AgCl a un cierto volumen de agua, remover enérgicamente y esperar un tiempo adecuado se han depositado en el fondo 4 g de sólido. Si posteriormente se añade 1 g más de AgCl y se vuelve a agitar:

- a) No cambiará la concentración de Cl^- de la disolución.
- b) Habrá 4 g de sólido en el fondo.
- c) La cantidad de sólido sin disolver dependerá del tiempo de agitación.
- d) La cantidad de sólido sin disolver dependerá del volumen de agua usado.

(O.Q.L. Murcia 2010)

La adición de 5 g de AgCl(s) al agua hace que una pequeñísima cantidad de AgCl se disuelva, con lo que la disolución queda saturada de acuerdo con el siguiente equilibrio:



La cantidad de AgCl(s) que se disuelve y la que queda sin disolver en el fondo depende de la solubilidad de la sustancia y, por lo tanto, de la cantidad de agua presente en el recipiente.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2003 y 2005).

3.55. Indique cuál de los siguientes sulfuros es más soluble en agua:

- a) CuS
- b) Na_2S
- c) CoS
- d) FeS

(O.Q.L. Madrid 2010)

El sulfuro más soluble en agua es Na_2S , ya que casi todas las sales alcalinas son muy solubles en agua, y además, los sulfuros de metales de transición son insolubles.

La respuesta correcta es la **b**.

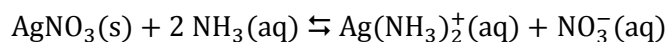
3.56. Cuando se disuelve AgNO_3 en 1 L de cada una de las siguientes disoluciones, ¿en qué caso se disolverá mayor cantidad de sal?

- a) $\text{HNO}_3(\text{aq})$ 1,00 M
- b) $\text{NaOH}(\text{aq})$ 1,00 M
- c) $\text{HCl}(\text{aq})$ 1,00 M
- d) $\text{NH}_3(\text{aq})$ 1,00 M

(O.Q.L. Madrid 2010)

- a) Falso. La presencia de un ion común, NO_3^- , hace disminuir la solubilidad de una sustancia.
- b) Falso. No hay reacción con NaOH.
- c) Falso. Hay reacción con HCl que produce la precipitación de AgCl.

d) **Verdadero**. Hay reacción con $\text{NH}_3(\text{aq})$ que produce el desplazamiento de la reacción hacia la derecha favoreciendo la disolución de AgNO_3 :



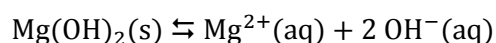
La respuesta correcta es la **d**.

3.57. El $\text{Mg}(\text{OH})_2$ es un compuesto muy poco soluble en agua pura. ¿Qué ocurrirá si a una disolución precipitada de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ se le añade NH_4Cl ?

- Precipitará más hidróxido al modificar el pH.
- La solubilidad del hidróxido no se verá afectada.
- La solubilidad aumenta porque el pH disminuye.
- No se puede contestar sin el dato del producto de solubilidad.

(O.Q.L. Asturias 2010)

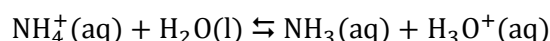
El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

El NH_4Cl es una sal que al disolverse en agua produce hidrólisis ácida, ya que el ion NH_4^+ reacciona con el H_2O liberando iones H_3O^+ de acuerdo la siguiente ecuación química:



Estos iones H_3O^+ consumen iones OH^- procedentes de la disolución del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ provocando un **descenso del pH**. Para que se mantenga el valor de la constante K_s el equilibrio se desplaza hacia la derecha disolviéndose más $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$ y **aumentando** con ello **su solubilidad**.

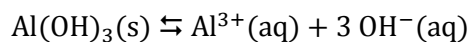
La respuesta correcta es la **c**.

3.58. En una disolución saturada de $\text{Al}(\text{OH})_3$ se debe cumplir que:

- $[\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^-]^3 < K_s$
- $[\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^-]^3 > K_s$
- $[\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^-]^3 = K_s$
- $[\text{Al}^{3+}]^3 [\text{OH}^-] < K_s$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

En el equilibrio correspondiente a una disolución saturada de $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ se cumple que:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.59. Dados los siguientes compuestos (entre paréntesis se indican sus $\text{p}K_s$): ZnS (23,80), AgCl (9,80) y Ag_2CrO_4 (11,95). Ordénelos por su solubilidad molar creciente en agua:

- Ag_2CrO_4 , ZnS , AgCl
- ZnS , Ag_2CrO_4 , AgCl
- ZnS , AgCl , Ag_2CrO_4
- AgCl , Ag_2CrO_4 , ZnS
- Ag_2CrO_4 , AgCl , ZnS

(O.Q.N. Valencia 2011)

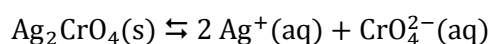
La relación entre K_s y pK_s viene dada por la expresión:

$$K_s = 10^{-pK_s}$$

La siguiente tabla muestra los valores pK_s y K_s de las sustancias propuestas:

Sustancia	pK_s	K_s
ZnS	23,8	$1,58 \cdot 10^{-24}$
AgCl	9,80	$1,58 \cdot 10^{-10}$
Ag_2CrO_4	11,95	$1,12 \cdot 10^{-12}$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $Ag_2CrO_4(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+]^2 [CrO_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del Ag_2CrO_4 y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^+] = 2s \quad [CrO_4^{2-}] = s$$

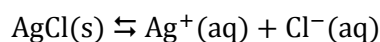
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,12 \cdot 10^{-12} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 6,54 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $AgCl(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+] [Cl^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del $AgCl$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Cl^-] = [Ag^+] = s$$

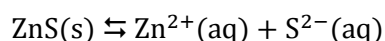
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,58 \cdot 10^{-10} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $ZnS(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [S^{2-}] [Zn^{2+}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del ZnS y considerando que en el equilibrio:

$$[S^{2-}] = [Zn^{2+}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,58 \cdot 10^{-24} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 1,26 \cdot 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$$

Los compuestos ordenados por solubilidad molar creciente son:



La respuesta correcta es la c.

3.60. En 0,75 L de disolución de KOH de pH = 10, la masa (g) de magnesio que se puede disolver es:

a) 10^{-4}

b) $3,4 \cdot 10^{-3}$

c) 0,062

d) 0,62

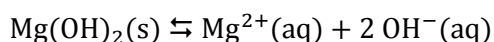
(Dato. $K_s \text{ Mg(OH)}_2 = 3,4 \cdot 10^{-11}$)

(O.Q.L. Asturias 2011)

Los valores del pOH y $[OH^-]$ en una disolución de pH = 10 son, respectivamente:

$$pOH = 14 - 10 = 4,0 \quad \longrightarrow \quad [OH^-] = 10^{-pOH} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Mg(OH)_2(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Mg^{2+}] [OH^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $Mg(OH)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Mg^{2+}] = s \quad [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$s = \frac{K_s}{[OH^-]^2} = \frac{3,4 \cdot 10^{-11}}{(1,0 \cdot 10^{-4})^2} = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

La masa de magnesio que puede disolverse en 0,75 L de disolución es:

$$0,75 \text{ L disolución} \cdot \frac{3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol Mg}^{2+}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{24,32 \text{ g Mg}^{2+}}{1 \text{ mol Mg}^{2+}} = 0,062 \text{ g Mg}^{2+}$$

La respuesta correcta es la c.

3.61. ¿Cuál será la concentración de ion cloruro que se obtiene al colocar 2 g de cloruro de plomo(II) en 100 mL de agua pura si el producto de solubilidad es $K_s = 10^{-9,8}$?

a) $1,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

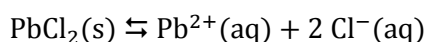
b) $2,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

c) $3,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

d) $6,8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

(O.Q.L. Asturias 2011)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbCl}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbCl_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{Cl}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$10^{-9,8} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 3,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

A partir de la solubilidad se obtiene que el valor de $[\text{Cl}^{-}]$ de la disolución es:

$$[\text{Cl}^{-}] = 2 \cdot (3,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}) = 6,8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

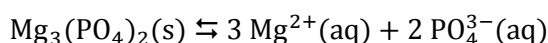
La respuesta correcta es la **d**.

3.62. Para una disolución saturada de $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ la solubilidad es igual a:

- La concentración de Mg^{2+} .
- La concentración de Mg^{2+} dividida entre dos.
- La concentración de PO_4^{3-} .
- El doble de la concentración de PO_4^{3-} .
- La concentración de Mg^{2+} dividida entre tres.
- La concentración de Mg^{2+} multiplicada por tres.

(O.Q.L. Murcia 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2016)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$ es:



Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = 3s \quad [\text{PO}_4^{3-}] = 2s$$

La respuesta correcta es la **e**.

(En Castilla y León se cambian c y d por e y f. En Murcia 2011 ninguna propuesta es correcta).

3.63. La solubilidad del yoduro de plomo(II), $\text{PbI}_2(\text{s})$, en agua es _____. Como se espera que su solubilidad en una disolución de KI 0,10 M será _____ por _____.

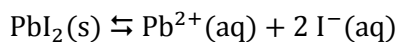
Elija la respuesta correcta para rellenar los tres espacios en blanco:

- $3,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ mayor la ionización de la sal.
- $3,50 \cdot 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$ menor los iones ausentes.
- $1,52 \cdot 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$ mayor el pH.
- $1,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ menor el efecto del ion común.
- $1,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ mayor el efecto del ion común.

(Dato. $K_s(\text{PbI}_2) = 1,40 \cdot 10^{-8}$)

(O.Q.L. Cantabria 2011)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbI}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbI_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{I}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar en agua es:

$$1,40 \cdot 10^{-8} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 1,52 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Ahora, se trata del caso de la solubilidad de una sustancia en una disolución que presenta un **ion común**. En este caso, el valor de $[\text{I}^{-}]$ en el equilibrio es:

$$[\text{I}^{-}] = (2s + 0,10) \text{ M}$$

Como $0,10 \text{ M} \gg 2s$, se puede aproximar sin cometer gran error que, $(2s + 0,10) \text{ M} \approx 0,10 \text{ M}$.

Siendo s' la nueva solubilidad molar del PbI_2 , la expresión de K_s queda como:

$$K_s = s' \cdot (0,10)^2$$

El valor de la solubilidad molar en la disolución de KI es:

$$1,40 \cdot 10^{-8} = 10^{-2} \cdot s' \quad \longrightarrow \quad s' = 1,40 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, **al añadir un ion común** el equilibrio este se desplaza hacia la formación del sólido, por lo tanto, **la solubilidad disminuye**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.64. ¿Cuál de los siguientes sulfuros precipitados tiene mayor concentración de catión en disolución acuosa como consecuencia del equilibrio de solubilidad?

a) $\text{Ag}_2\text{S}(\text{s}) \quad K_s = 8,0 \cdot 10^{-51}$

b) $\text{CdS}(\text{s}) \quad K_s = 1,0 \cdot 10^{-27}$

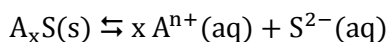
c) $\text{CoS}(\text{s}) \quad K_s = 3,0 \cdot 10^{-26}$

d) $\text{Tl}_2\text{S}(\text{s}) \quad K_s = 6,0 \cdot 10^{-22}$

e) $\text{HgS}(\text{s}) \quad K_s = 5,0 \cdot 10^{-54}$

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. Cantabria 2013)

El equilibrio correspondiente a la disolución de un sulfuro del tipo $\text{A}_x\text{S}(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{A}^{n+}]^x [\text{S}^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del A_xS y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{A}^{n+}] = xs \quad [\text{S}^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (x s)^x \cdot s = x^x \cdot s^{(x+1)}$$

El valor de la solubilidad para una determinada sal se calcula mediante la siguiente expresión:

$$s = \sqrt[x+1]{\frac{K_s}{x^x}}$$

La mayor concentración de catión en disolución acuosa corresponde al sulfuro que tenga el valor de K_s más elevado y mayor número de cationes por unidad fórmula. Esta condición la cumple el Tl_2S y el valor de su solubilidad molar es:

$$s = \sqrt[3]{\frac{6 \cdot 10^{-22}}{2^2}} = 5,3 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

El valor de $[Tl^+]$ es:

$$[Tl^+] = 2 \cdot (5,3 \cdot 10^{-8} \text{ M}) = 1,1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

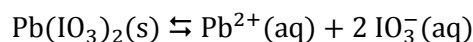
La respuesta correcta es la **d**.

3.65. La expresión del producto de solubilidad, K_s , para el $Pb(IO_3)_2$ es:

- a) $[Pb^{4+}] [IO_3^{2-}]$
- b) $[Pb^{2+}] [2 IO_3^-]^3$
- c) $[Pb^{2+}] [IO_3^-]^2$
- d) $[Pb^{2+}] [2 IO_3^-]^2$

(O.Q.L. Asturias 2012)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $Pb(IO_3)_2(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Pb^{2+}] [IO_3^-]^2$$

La respuesta correcta es la **c**.

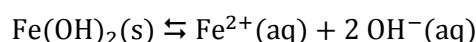
3.66. Señale la afirmación correcta:

- a) Al ser el cloruro de plata una sal muy insoluble, su disolución saturada de esta sal es muy concentrada.
- b) Todos los hidróxidos insolubles se hacen más solubles en medio alcalino.
- c) Todos los hidróxidos insolubles se hacen más solubles en medio ácido.
- d) En una disolución saturada de cloruro de bario $[Ba^{2+}] [Cl^-] = K_s$.

(O.Q.L. Asturias 2012)

a) Falso. Si el $AgCl$ es una sustancia insoluble una disolución saturada de la misma contendrá una cantidad muy pequeña de los iones que la forman.

b) Falso. Sea un hidróxido insoluble como $Fe(OH)_2$. El equilibrio correspondiente a su disolución es:

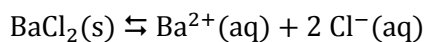


Si se añaden iones OH^- (medio alcalino) de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones OH^- añadidos, es decir hacia la izquierda, por lo tanto, la solubilidad del hidróxido disminuye.

c) **Verdadero**. Si se añaden iones H^+ (medio ácido), estos reaccionan con los iones OH^- procedentes del hidróxido. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se

repongan los iones OH^- consumidos, es decir hacia la derecha, lo que provoca que **aumente la solubilidad del hidróxido**.

d) Falso. El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{BaCl}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{Cl}^-]^2$$

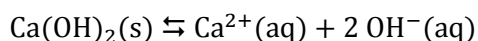
La respuesta correcta es la **c**.

3.67. Calcule la solubilidad, en g L^{-1} , en una disolución acuosa de hidróxido de calcio, si $K_s = 8,0 \cdot 10^{-6}$.

- a) $5,9 \cdot 10^{-4}$
- b) $2 \cdot 10^{-2}$
- c) 0,93
- d) 1,5

(O.Q.L. Madrid 2012)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ca}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$8,0 \cdot 10^{-6} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Expresada en g L^{-1} :

$$\frac{1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{\text{L}} \cdot \frac{74,1 \text{ g Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2} = 0,96 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

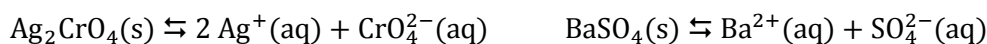
3.68. Los productos de solubilidad de BaSO_4 y Ag_2CrO_4 en agua tienen valores $1,1 \cdot 10^{-10}$ y $1,1 \cdot 10^{-12}$, respectivamente. A la vista de estos datos se puede afirmar que:

- a) La solubilidad de estas sales en agua pura será mayor que en una disolución acuosa de KI.
- b) La solubilidad de estos compuestos es $1,1 \cdot 10^{-10}$ y $1,1 \cdot 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$, respectivamente.
- c) La solubilidad del Ag_2CrO_4 es unas 6 veces mayor que la del BaSO_4 .
- d) La solubilidad del BaSO_4 es 10 veces mayor que la del Ag_2CrO_4 .

(O.Q.L. La Rioja 2013)

a) Falso. La adición de una sal, KI, que no tiene ningún ion común con los del equilibrio estudiado aumenta la solubilidad de las sustancias precipitadas debido al efecto salino.

b) Falso. Los equilibrios correspondientes a la disolución de las sales $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$ y $\text{BaSO}_4(\text{s})$ son, respectivamente:



Las expresiones de las constantes producto de solubilidad son, respectivamente:

$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] \quad K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidades molares del Ag_2CrO_4 y BaSO_4 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = 2s \quad [\text{CrO}_4^{2-}] = s \quad [\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = s$$

Las expresiones de K_s en función de la solubilidad molar son:

$$K_s = (2s)^2 \cdot s = 4s^3 \quad K_s = s \cdot s = s^2$$

Los valores de la solubilidad molar son, respectivamente:

$$1,1 \cdot 10^{-12} = 4s^3 \rightarrow s = 6,5 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad 1,1 \cdot 10^{-10} = s^2 \rightarrow s = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Comparando ambas solubilidades:

$$\frac{s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)}{s(\text{BaSO}_4)} = \frac{6,5 \cdot 10^{-5} \text{ M}}{1,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}} = 6,5$$

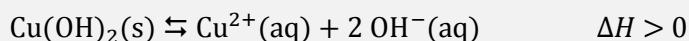
c) Verdadero. Como se observa, la solubilidad del Ag_2CrO_4 es algo **más de 6 veces mayor** que la del BaSO_4 .

d) Falso. Según se ha visto en el apartado b).

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Tarazona 2003).

3.69. Para la reacción:



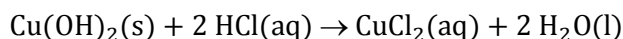
¿Cuál de los siguientes cambios aumentará la solubilidad del $\text{Cu}(\text{OH})_2$ en agua?

- Disminución de la temperatura.
- Adición de ácido clorhídrico.
- Adición de sulfato de cobre(II).
- Adición de agua.
- Adición de $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

(O.Q.L. Valencia 2013)

a) Falso. Si se disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y esta aumente. Como se trata de una reacción endotérmica, el equilibrio se desplaza hacia la formación de $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (izquierda) lo que provoca que disminuya la solubilidad de la sustancia.

b) **Verdadero**. Si se añade HCl produce la siguiente reacción:



Los iones H_3O^+ suministrados por el ácido clorhídrico reaccionan con los iones OH^- procedentes del hidróxido. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones OH^- consumidos, en este caso hacia la derecha, lo que **provoca que aumente la solubilidad del $\text{Cu}(\text{OH})_2$** .

c-e) Falso. La adición de $\text{Cu}(\text{OH})_2$ o CuSO_4 , sustancias que tienen algún ion común con los presentes en el equilibrio, hace que aumente la cantidad de OH^- o Cu^{2+} . De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el

sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones, en este caso hacia izquierda, lo que provoca una disminución de la solubilidad del $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

d) Falso. La adición de agua no afecta a la solubilidad mientras se mantenga constante la temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en C. Real 1997).

3.70. ¿Cuál es el pH en el que se inicia la precipitación de Cr(III) de concentración $1,00 \cdot 10^{-1}$, $1,00 \cdot 10^{-3}$ y $1,00 \cdot 10^{-6}$ M, al añadir disolución de NaOH?

- a) 5,93; 4,93; 4,27
- b) 4,27; 4,93; 5,93
- c) 4,00; 4,66; 5,66
- d) 4,50; 5,16; 6,16
- e) 4,15; 4,81; 5,81

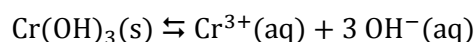
(Dato. $\text{p}K_s [\text{Cr}(\text{OH})_3] = 30,2$)

(O.Q.L. Valencia 2013)

El valor de la constante producto de solubilidad, K_s , es:

$$\text{p}K_s (\text{Cr}(\text{OH})_3) = 30,2 \rightarrow K_s = 6,31 \cdot 10^{-31}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Cr}(\text{OH})_3(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Cr}^{3+}] [\text{OH}^{-}]^3$$

A la partir de la expresión anterior se obtiene la ecuación que permite calcular $[\text{OH}^{-}]$ de la disolución:

$$[\text{OH}^{-}] = \sqrt[3]{\frac{K_s}{[\text{Cr}^{3+}]}}$$

- El valor de $[\text{OH}^{-}]$ para una disolución cuya $[\text{Cr}^{3+}] = 1,00 \cdot 10^{-1}$ M

$$[\text{OH}^{-}] = \sqrt[3]{\frac{6,31 \cdot 10^{-31}}{1,00 \cdot 10^{-1}}} = 1,85 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,85 \cdot 10^{-10}) = 9,73 \quad \text{pH} = 14,0 - 9,73 = 4,27$$

- El valor de $[\text{OH}^{-}]$ para una disolución cuya $[\text{Cr}^{3+}] = 1,00 \cdot 10^{-3}$ M

$$[\text{OH}^{-}] = \sqrt[3]{\frac{6,31 \cdot 10^{-31}}{1,00 \cdot 10^{-3}}} = 8,58 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(8,58 \cdot 10^{-10}) = 9,07 \quad \text{pH} = 14,0 - 9,07 = 4,93$$

- El valor de $[\text{OH}^{-}]$ para disolución cuya $[\text{Cr}^{3+}] = 1,00 \cdot 10^{-6}$ M

$$[\text{OH}^-] = \sqrt[3]{\frac{6,31 \cdot 10^{-31}}{1,00 \cdot 10^{-6}}} = 8,58 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(8,58 \cdot 10^{-9}) = 8,07 \qquad \text{pH} = 14,0 - 8,07 = 5,93$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.71. Dados los siguientes compuestos (entre paréntesis se indican sus respectivos $\text{p}K_s$):

ZnS (23,80), Ag_2CrO_4 (11,95), $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$ (18,17), $\text{Bi}(\text{OH})_3$ (31,5).

Ordénelos por su solubilidad molar creciente en agua:

- $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$, Ag_2CrO_4 , ZnS
- $\text{Bi}(\text{OH})_3$, Ag_2CrO_4 , ZnS, $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$
- Ag_2CrO_4 , ZnS, $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$
- ZnS, $\text{Bi}(\text{OH})_3$, Ag_2CrO_4 , $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$
- $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$, Ag_2CrO_4 , $\text{Bi}(\text{OH})_3$, ZnS

(O.Q.L. Valencia 2013)

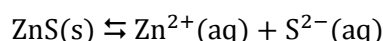
La relación entre K_s y $\text{p}K_s$ viene dada por la expresión:

$$K_s = 10^{-\text{p}K_s}$$

La siguiente tabla muestra los valores $\text{p}K_s$ y K_s de las sustancias propuestas:

Sustancia	$\text{p}K_s$	K_s
ZnS	23,80	$1,585 \cdot 10^{-24}$
Ag_2CrO_4	11,95	$1,122 \cdot 10^{-12}$
$\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$	18,17	$6,761 \cdot 10^{-19}$
$\text{Bi}(\text{OH})_3$	31,5	$3,16 \cdot 10^{-32}$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del ZnS(s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{S}^{2-}] [\text{Zn}^{2+}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del ZnS y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{S}^{2-}] = [\text{Zn}^{2+}] = s$$

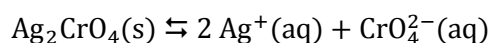
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,58 \cdot 10^{-24} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 1,259 \cdot 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$$

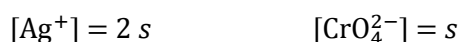
▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del Ag_2CrO_4 y considerando que en el equilibrio:



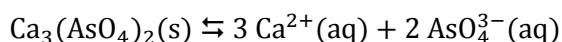
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,12 \cdot 10^{-12} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 6,546 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{AsO}_4^{3-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$ y considerando que en el equilibrio:



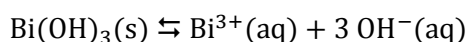
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (3s)^3 \cdot (2s)^2 = 108s^5$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$6,76 \cdot 10^{-19} = 108s^5 \quad \longrightarrow \quad s = 9,106 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Bi}(\text{OH})_3(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Bi}^{3+}] [\text{OH}^{-}]^3$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Bi}(\text{OH})_3$ y considerando que en el equilibrio:



La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (3s)^3 = 27s^4$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$3,16 \cdot 10^{-32} = 27s^4 \quad \longrightarrow \quad s = 5,85 \cdot 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$$

Los compuestos propuestos ordenados por solubilidad molar creciente son:



La respuesta correcta es la **d**.

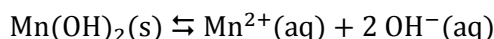
(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2011).

3.72. El producto de solubilidad del $\text{Mn}(\text{OH})_2$ medido a $25\text{ }^\circ\text{C}$ es $4,0 \cdot 10^{-14}$. ¿Cuál es el pH de una disolución saturada de esta sustancia?

- a) 8,5
- b) 9,0
- c) 9,6
- d) 7,9

(O.Q.L. Galicia 2013) (O.Q.L. Galicia 2014)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Mn}(\text{OH})_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Mn}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Mn}(\text{OH})_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mn}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$4,0 \cdot 10^{-14} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 2,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

A partir de la solubilidad molar se obtiene que el valor de $[\text{OH}^{-}]$ la disolución es:

$$[\text{OH}^{-}] = 2 \cdot (2,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}) = 4,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(4,4 \cdot 10^{-5}) = 4,4 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 4,4 = 9,6$$

La respuesta correcta es la **c**.

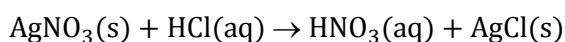
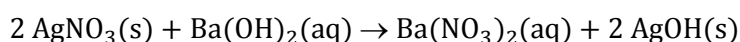
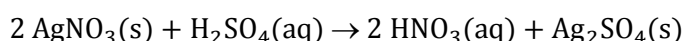
(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y Asturias 2011).

3.73. Cuando se disuelve AgNO_3 en las siguientes disoluciones 1 M, ¿en qué caso se disolverá mayor cantidad de sal?

- a) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$
- b) $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq})$
- c) $\text{HCl}(\text{aq})$
- d) $\text{NH}_3(\text{aq})$

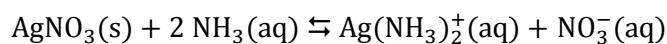
(O.Q.L. Galicia 2013)

Cuando el AgNO_3 se disuelve en disoluciones 1 M de H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ y HCl se producen reacciones químicas que implican la formación de sustancias insolubles:



Si se forman precipitados quiere decir que la cantidad de AgNO_3 que se disuelva será pequeña.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de AgNO_3 con $\text{NH}_3(\text{aq})$ es:



En esta reacción, la sustancia formada queda en forma iónica en la disolución lo que motiva que **se disuelva mayor cantidad de AgNO_3** que con las sustancias anteriores.

La respuesta correcta es la **d**.

3.74. ¿Cuántos miligramos de hidróxido de magnesio se pueden disolver en 200 mL de una disolución de sosa de $\text{pH} = 11$?

- a) $5,7 \cdot 10^{-8}$
- b) $5,7 \cdot 10^{-5}$
- c) $8,3 \cdot 10^{-5}$
- d) $8,3 \cdot 10^{-2}$

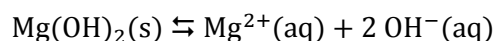
(Dato. K_s hidróxido de magnesio = $7,1 \cdot 10^{-12}$)

(O.Q.L. Asturias 2013)

Los valores del pOH y $[\text{OH}^-]$ en una disolución de $\text{pH} = 11$ son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 11 = 3,0 \quad \longrightarrow \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de la solubilidad molar es:

$$s = \frac{K_s}{[\text{OH}^-]^2} = \frac{7,1 \cdot 10^{-12}}{(1,0 \cdot 10^{-3})^2} = 7,1 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

La cantidad de sustancia que se disuelve en 200 mL de la disolución básica es:

$$200 \text{ mL Mg}(\text{OH})_2 \cdot 7,1 \cdot 10^{-6} \text{ M} \cdot \frac{7,1 \cdot 10^{-6} \text{ mmol Mg}(\text{OH})_2}{1 \text{ mL Mg}(\text{OH})_2 \cdot 7,1 \cdot 10^{-6} \text{ M}} = 1,42 \cdot 10^{-3} \text{ mmol Mg}(\text{OH})_2$$

La masa correspondiente es:

$$1,42 \cdot 10^{-3} \text{ mmol Mg}(\text{OH})_2 \cdot \frac{58,3 \text{ mg Mg}(\text{OH})_2}{1 \text{ mmol Mg}(\text{OH})_2} = 8,3 \cdot 10^{-2} \text{ mg Mg}(\text{OH})_2$$

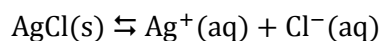
La respuesta correcta es la **d**.

3.75. Señale para cuál de las siguientes sales la solubilidad no aumenta al disminuir el pH :

- a) AgCl
- b) CaCO_3
- c) $\text{Ni}(\text{OH})_2$
- d) $\text{Zn}(\text{HCO}_3)_2$

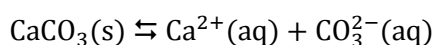
(O.Q.L. Asturias 2013)

a) **Verdadero**. El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgCl}(\text{s})$ es:

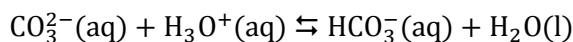


Ninguno de ambos iones reacciona con los iones H_3O^+ que se añaden al medio para que disminuya el pH, por lo tanto, **la solubilidad del AgCl no aumenta al disminuir el pH.**

b) Falso. El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{CaCO}_3(\text{s})$ es:

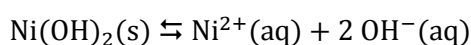


Si se añade H_3O^+ al medio, estos iones alteran el equilibrio al reaccionar con los iones CO_3^{2-} de la disolución:

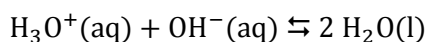


De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones CO_3^{2-} consumidos, en este caso, hacia la derecha, con lo que la solubilidad del CaCO_3 aumenta al disminuir el pH.

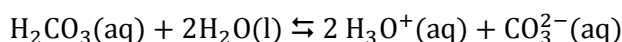
c) Falso. El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Ni}(\text{OH})_2(\text{s})$ es:



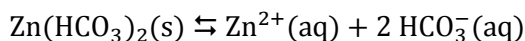
Si se añade H_3O^+ al medio, estos iones alteran el equilibrio al reaccionar con los iones OH^- de la disolución:



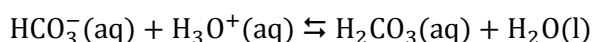
De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones OH^- consumidos, en este caso, hacia la derecha, con lo que la solubilidad del $\text{Ni}(\text{OH})_2$ aumenta al disminuir el pH tal como muestra la siguiente ecuación química:



d) Falso. El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Zn}(\text{HCO}_3)_2(\text{s})$ es:



Si se añade H_3O^+ al medio, estos iones alteran el equilibrio al reaccionar con los iones HCO_3^- de la disolución:



De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones HCO_3^- consumidos, en este caso, hacia la derecha, con lo que la solubilidad del $\text{Zn}(\text{HCO}_3)_2$ aumenta al disminuir el pH.

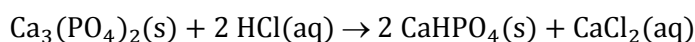
La respuesta correcta es la **a**.

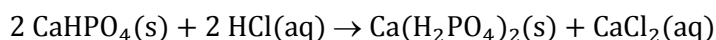
3.76. ¿Qué sólido es mucho más soluble en una disolución 1 M de HCl que en agua?

- a) CaHPO_4
- b) CaCl_2
- c) CaBr_2
- d) BaSO_4

(O.Q.L. Madrid 2013)

El fosfato tricalcico, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, (la roca fosfática como se extrae de la naturaleza en los yacimientos de Fos Brucaa, Sáhara Occidental) es insoluble en agua, por lo que no puede utilizarse como abono, pues no sería absorbido por las raíces. Este fosfato tricálcico se mezcla con cantidades variables de HCl para aumentar su solubilidad, que es cada vez mayor cuanto mayor es el número de hidrógenos: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ es menos soluble que el CaHPO_4 y este a su vez, es menos soluble que el $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ tal como muestran las siguientes ecuaciones químicas:

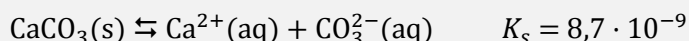




Para las otras tres sustancias propuestas, la acidez no provoca la formación de ácidos débiles más estables que el anión, por lo que no aumenta la solubilidad.

La respuesta correcta es la **a**.

3.77. Si se tiene un precipitado de carbonato de calcio en equilibrio con una disolución acuosa, tal y como se indica en el equilibrio:

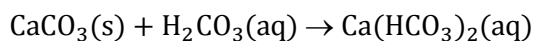


una de las afirmaciones relativas a la solubilidad del carbonato de calcio es falsa:

- a) La solubilidad aumenta al añadir ácido carbónico.
- b) La solubilidad disminuye al añadir carbonato de sodio.
- c) La solubilidad aumenta al añadir ácido acético.
- d) La solubilidad disminuye al añadir ácido nítrico.

(O.Q.L. País Vasco 2013)

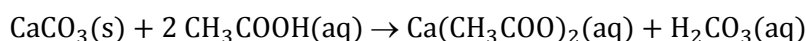
a) Verdadero. Si se añade H_2CO_3 a la disolución saturada de CaCO_3 se produce la reacción que muestra la siguiente ecuación química:



De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio de solubilidad del CaCO_3 se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones CO_3^{2-} consumidos por la adición del ácido carbónico, en este caso hacia la derecha, por lo tanto, la solubilidad del CaCO_3 aumenta.

b) Verdadero. La adición de Na_2CO_3 , sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del CaCO_3 . De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones CO_3^{2-} añadidos, en este caso hacia la izquierda, por lo tanto, la solubilidad del CaCO_3 disminuye.

c) Verdadero. Si se añade CH_3COOH o cualquier otro ácido a la disolución saturada de CaCO_3 se produce la reacción que muestra la siguiente ecuación química:



De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio de solubilidad del CaCO_3 se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones CO_3^{2-} consumidos por la adición de CH_3COOH , en este caso hacia la derecha, por lo tanto, la solubilidad del CaCO_3 aumenta.

d) **Falso**. Si se añade HNO_3 la solubilidad del CaCO_3 no disminuye, sino que aumenta según se ha demostrado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998).

3.78. La solubilidad del cloruro de plata, $\text{AgCl}(\text{s})$, en agua es _____. Como se espera que su solubilidad en una disolución de NaCl 0,100 M será _____ por _____.

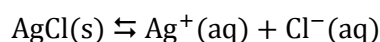
Elija la respuesta correcta para rellenar los tres espacios en blanco:

- a) $3,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ mayor la ionización de la sal.
- b) $1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ menor el efecto del ion común.
- c) $1,52 \cdot 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$ mayor el pH.
- d) $1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ menor los iones ausentes.
- e) $1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ mayor el efecto del ion común.

(Dato. $K_s = 1,80 \cdot 10^{-10}$)

(O.Q.L. Cantabria 2013)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgCl}(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgCl y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar en agua es:

$$1,80 \cdot 10^{-10} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

Ahora, se trata del caso de la solubilidad de una sustancia en una disolución que presenta un **ion común**. el ion cloruro y el valor de $[\text{Cl}^-]$ en el equilibrio es:

$$[\text{Cl}^-] = (s + 0,100) \text{ M}$$

Como $0,100 \text{ M} \gg s$, se puede aproximar sin cometer gran error que, $(s + 0,100) \text{ M} \approx 0,100 \text{ M}$

Siendo s' la nueva solubilidad molar del AgCl , la expresión de K_s queda como:

$$K_s = s' \cdot 0,100$$

El valor de la solubilidad molar en la disolución de NaCl es:

$$s' = \frac{1,80 \cdot 10^{-10}}{0,100} = 1,80 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

Al añadir un ion común el equilibrio se desplaza hacia la formación del sólido con lo que **la solubilidad disminuye**.

La respuesta correcta es la **b**.

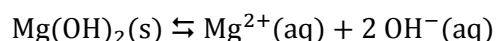
(Cuestión similar a la propuesta en Cantabria 2011).

3.79. La solubilidad del hidróxido de magnesio en disolución acuosa:

- a) Aumenta si la disolución tiene un $\text{pH} = 9$.
- b) Disminuye si la disolución tiene un $\text{pH} = 3$.
- c) La solubilidad de una sustancia no depende del pH , solo depende de la temperatura.
- d) Aumenta en una disolución acuosa $0,1 \text{ M}$ de acetato de sodio.
- e) Aumenta en una disolución acuosa $0,1 \text{ M}$ de cloruro de amonio.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Mg}(\text{OH})_2(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

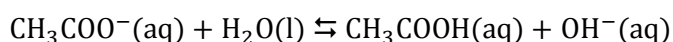
$$K_s = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2$$

a) Falso. Si la disolución tiene $\text{pH} = 9$, aumenta el valor de $[\text{OH}^-]$. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones OH^- añadidos, en este caso hacia la izquierda, por lo tanto, la solubilidad del hidróxido disminuye.

b) Falso. Si la disolución tiene $\text{pH} = 3$, aumenta el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y estos iones consumen iones OH^- . De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones OH^- consumidos, en este caso hacia la derecha, por lo tanto, la solubilidad del hidróxido aumenta.

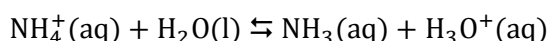
c) Falso. Tal como se ha justificado en los apartados anteriores.

d) Falso. Si se añade acetato de sodio, NaCH_3COO , una sal que al disolverse en agua produce hidrólisis básica, ya que el ion CH_3COO^- reacciona con el H_2O liberando iones OH^- de acuerdo con la siguiente ecuación química:



De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones OH^- añadidos, en este caso hacia la izquierda, por lo tanto, la solubilidad del hidróxido disminuye.

e) **Verdadero.** Si se añade NH_4Cl , una sal que al disolverse en agua produce hidrólisis ácida, ya que el ion NH_4^+ reacciona con el H_2O liberando iones H_3O^+ de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Estos iones H_3O^+ consumen iones OH^- . De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones OH^- consumidos, en esta caso hacia la derecha, por lo tanto, **la solubilidad del hidróxido aumenta.**

La respuesta correcta es la **e**.

3.80. ¿Cuál es la $[\text{Ag}^+]$ mínima para que precipite cloruro de plata en una disolución que contiene aniones cloruro en concentración 0,020 M.

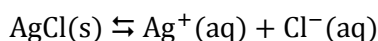
- a) $1,6 \cdot 10^{-8}$ M
- b) $3,2 \cdot 10^{-10}$ M
- c) $8,0 \cdot 10^{-9}$ M
- d) No precipita nunca
- e) 0,010 M

(Dato. $K_s \text{ AgCl} = 1,6 \cdot 10^{-10}$)

(O.Q.L. Cantabria 2014)

Para que precipite una sustancia es preciso que se alcance su producto de solubilidad.

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgCl}(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de $[\text{Ag}^+]$ es:

$$1,6 \cdot 10^{-10} = [\text{Ag}^+] \cdot 0,020 \text{ M} \quad \rightarrow \quad [\text{Ag}^+] = 8,0 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

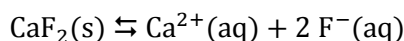
La respuesta correcta es la **c**.

3.81. La relación entre la solubilidad en agua, s , y el producto de solubilidad, K_s , para el fluoruro de calcio, CaF_2 , un sólido iónico poco soluble es:

- a) $s^3 = K_s$
- b) $s = K_s$
- c) $s^2 = K_s$
- d) $4 s^3 = K_s$
- e) $2 s^2 = K_s$

(O.Q.L. Cantabria 2014)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{CaF}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del CaF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ca}^{2+}] = s \quad [\text{F}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

La respuesta correcta es la **d**.

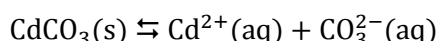
(Cuestión similar a las propuestas en Navacerrada 1996, Almería 1999 y Asturias 2004).

3.82. Calcule la concentración de ion carbonato en una disolución saturada de carbonato de cadmio si su producto de solubilidad es $K_s = 10^{-12}$.

- a) 10^{-4} M
- b) $3,5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$
- c) $3,5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$
- d) 10^{-6} M
- e) $0,027 \text{ M}$

(O.Q.L. Madrid 2014)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{CdCO}_3(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Cd}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del CdCO_3 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Cd}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$10^{-12} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 10^{-6} \text{ M}$$

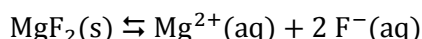
La respuesta correcta es la **d**.

3.83. Un gran exceso de MgF_2 , sal poco soluble, se añade a 1,0 L de agua para obtener una disolución saturada de MgF_2 . A esta disolución se le añade 1,0 L de agua, se agita y se observa que sigue quedando precipitado de fluoruro de magnesio en el recipiente. Cuando se establece el equilibrio, manteniendo la temperatura constante, la concentración de Mg^{2+} en la disolución comparada con la disolución original es:

- Igual
- Doble
- La mitad
- Un valor distinto de los anteriores.

(O.Q.L. Asturias 2014)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{MgF}_2(\text{s})$ es:



La adición de una cantidad de agua igual a la que había determina que se disuelva una cantidad de sólido idéntica a la había en la disolución, ya que la solubilidad de la sustancia no cambia si la temperatura permanece constante, sin embargo, el **valor de $[\text{Mg}^{2+}]$ sigue siendo igual que al principio.**

La respuesta correcta es la **d**.

3.84. Si a una disolución saturada de cloruro de plomo(II) se le añade lentamente otra que contiene el catión Ag^{+} :

- La cantidad de cloruro de plomo(II) precipitada aumenta.
 - Parte del cloruro de plomo(II) se redisuelve.
 - No puede responder sin conocer la concentración del catión plata(1+).
 - Precipitará cloruro de plata y permanecerá invariable la cantidad de cloruro de plomo(II) precipitado.
- (Datos. $K_s \text{PbCl}_2 = 1,7 \cdot 10^{-5}$; $K_s \text{AgCl} = 1,72 \cdot 10^{-10}$)

(O.Q.L. Asturias 2014)

Los equilibrios correspondientes a la disolución del $\text{PbCl}_2(\text{s})$ y $\text{AgCl}(\text{s})$ son, respectivamente:



Como el **producto de solubilidad del AgCl es menor** que el del PbCl_2 , de ambas sales es **AgCl la que precipita más fácilmente.**

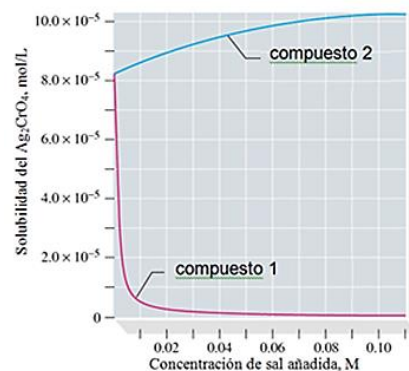
Si se añaden iones Ag^{+} a una disolución saturada de PbCl_2 , estos reaccionan con los iones Cl^{-} de la disolución. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones Cl^{-} consumidos, en este caso hacia la derecha, lo que provoca que **se redisuelva el PbCl_2 .**

La respuesta correcta es la **b**.

3.85. En el gráfico se comparan los efectos sobre la solubilidad, al añadir dos compuestos diferentes a una disolución saturada de Ag_2CrO_4 .

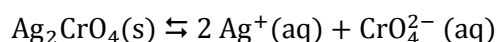
Los compuestos 1 y 2 son:

Compuesto 1	Compuesto 2
a) KNO_3	KCl
b) KNO_3	K_2CrO_4
c) K_2CrO_4	AgCl
d) K_2CrO_4	KNO_3



(O.Q.L. Asturias 2014)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$ es:



- La **adición de K_2CrO_4** (compuesto 1) sustancia que tienen un ion común con los presentes en el equilibrio produce una **disminución de la solubilidad del Ag_2CrO_4** ya que, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones cromato añadidos, en este caso hacia la izquierda, lo que provoca que la solubilidad disminuya.
- La **adición de KNO_3** (compuesto 2) sustancia que no tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce un **aumento de la solubilidad del Ag_2CrO_4** debido al efecto salino.

La respuesta correcta es la **d**.

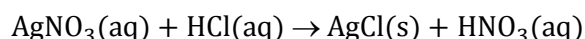
3.86. Se mezclan 20 mL de una disolución que contiene 0,0088 g de nitrato de plata con 30 mL de una disolución de ácido clorhídrico que ha sido preparada diluyendo 1,0 mL de ácido clorhídrico comercial (densidad $1,18 \text{ g cm}^{-3}$ y riqueza 35 %) a 1,00 L. Suponiendo que los volúmenes son aditivos ¿se formará precipitado?

- Sí, porque el valor de Q es $1,7 \cdot 10^{-10}$.
- Sí, porque el valor de Q es menor de $1,7 \cdot 10^{-10}$.
- No, porque el valor de Q es menor de $1,7 \cdot 10^{-10}$.
- Sí, porque el valor de Q es mayor de $1,7 \cdot 10^{-10}$.

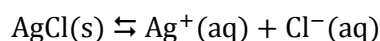
(Dato. $K_s \text{ AgCl} = 1,7 \cdot 10^{-10}$)

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre AgNO_3 y HCl es:



El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgCl}(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] > K_s$$

Como el AgNO_3 encuentra totalmente ionizado en disolución acuosa, la concentración de $[\text{Ag}^+]$, considerando volúmenes aditivos una vez efectuada la mezcla es:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{0,0088 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{10^3 \text{ mg AgNO}_3}{1 \text{ g AgNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mmol AgNO}_3}{169,9 \text{ mg AgNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mmol Ag}^+}{1 \text{ mmol AgNO}_3}}{(20 + 30) \text{ mL disolución}} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

La concentración de la disolución de HCl sin diluir es:

$$[\text{HCl}] = \frac{1,0 \text{ mL HCl } 35 \% \cdot \frac{1,18 \text{ g HCl } 35 \%}{1 \text{ mL HCl } 35 \%} \cdot \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 35 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}}}{1,00 \text{ L disolución}} = 0,011 \text{ M}$$

Como el HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado, la concentración de $[\text{Cl}^-]$ en la disolución diluida, considerando volúmenes aditivos una vez efectuada la mezcla:

$$[\text{Cl}^-] = \frac{30 \text{ mL HCl } 0,011 \text{ M} \cdot \frac{0,011 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,011 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol HCl}}}{(20 + 30) \text{ mL disolución}} = 6,6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El valor del producto iónico es:

$$(1,0 \cdot 10^{-3}) \cdot (6,6 \cdot 10^{-3}) = 6,6 \cdot 10^{-6}$$

Como se observa, el producto iónico es mayor que K_s , por lo tanto, **sí se forma precipitado de AgCl**.

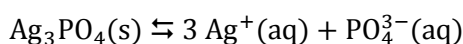
La respuesta correcta es la **d**.

3.87. Si el producto de solubilidad del Ag_3PO_4 es $\text{p}K_s = 18,2$; la concentración de plata en una disolución saturada será:

- a) $1,3 \text{ mg L}^{-1}$
- b) $4,0 \text{ mg L}^{-1}$
- c) $2,6 \text{ mg L}^{-1}$
- d) $1,8 \text{ mg L}^{-1}$
- e) $2,0 \text{ mg L}^{-1}$

(O.Q.L. País Vasco 2014)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Ag}_3\text{PO}_4(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+]^3 [\text{PO}_4^{3-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del Ag_3PO_4 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = 3s \quad [\text{PO}_4^{3-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (3s)^3 \cdot s = 27s^4$$

Si $\text{p}K_s = 18,20$; el valor de K_s es:

$$K_s = 10^{-18,2} = 6,31 \cdot 10^{-19}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de la solubilidad molar del Ag_3PO_4 es:

$$6,31 \cdot 10^{-19} = 27s^4 \quad \longrightarrow \quad s = 1,24 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

La solubilidad molar del Ag^+ es:

$$3 \cdot (1,24 \cdot 10^{-5} \text{ M}) = 3,72 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Expresada en mg L^{-1} :

$$\frac{3,72 \cdot 10^{-5} \text{ mol Ag}^+}{\text{L}} \cdot \frac{107,9 \text{ g Ag}^+}{1 \text{ mol Ag}^+} \cdot \frac{10^3 \text{ mg Ag}^+}{1 \text{ g Ag}^+} = 4,01 \text{ mg L}^{-1}$$

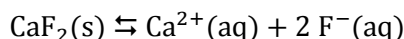
La respuesta correcta es la **b**.

3.88. ¿Cuál de las siguientes sales aumenta su solubilidad en un medio ácido?

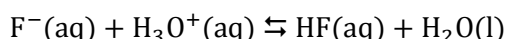
- a) CaF_2
- b) CaCl_2
- c) CaBr_2
- d) CaI_2
- e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Madrid 2015)

a) **Verdadero.** El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{CaF}_2(\text{s})$ es:



Si se añade H_3O^+ al medio, estos iones alteran el equilibrio al reaccionar con los iones fluoruro en disolución acuosa según la ecuación:



De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones F^{-} consumidos, en este caso hacia la derecha, lo que provoca que **la solubilidad del CaF_2 aumenta en un medio ácido.**

b-c-d) Falso. En las sales CaCl_2 , CaBr_2 y CaI_2 la acidez del medio no afecta a la solubilidad ya que se trata de sales procedentes de ácidos fuertes y por ello no cabe la posibilidad de la existencia de un equilibrio ácido-base.

La respuesta correcta es la **a**.

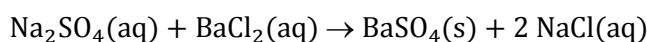
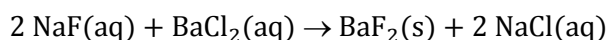
3.89. Se mezclan 120 mL de NaF 0,40 M y 360 mL de disolución de Na_2SO_4 0,40 M y se añade lentamente BaCl_2 . El primer precipitado que se forma y la concentración del anión de este precipitado cuando empieza a precipitar el segundo son:

- a) BaSO_4 y $1,5 \cdot 10^{-8}$ M.
- b) BaSO_4 y $5,0 \cdot 10^{-9}$ M.
- c) BaSO_4 y $8,8 \cdot 10^{-6}$ M.
- d) BaF_2 y $5,7 \cdot 10^{-6}$ M.
- e) BaF_2 y $1,7 \cdot 10^{-4}$ M.

(Datos. $K_S \text{BaSO}_4 = 1,5 \cdot 10^{-9}$; $K_S \text{BaF}_2 = 1,7 \cdot 10^{-6}$)

(O.Q.N. Madrid 2015)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la reacciones de NaF y Na_2SO_4 con BaCl_2 son, respectivamente :



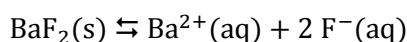
Como NaF y Na_2SO_4 son sales que en disolución acuosa se encuentran completamente ionizadas, considerando volúmenes aditivos, las concentraciones de los aniones después de la mezcla de las disoluciones iniciales son, respectivamente:

$$[\text{F}^{-}] = \frac{120 \text{ mL NaF } 0,40 \text{ M} \cdot \frac{0,40 \text{ mmol NaF}}{1 \text{ mL NaF } 0,40 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol F}^{-}}{1 \text{ mmol NaF}}}{(120 + 360) \text{ mL mezcla}} = 0,10 \text{ M}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{360 \text{ mL Na}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,40 \text{ M} \cdot \frac{0,40 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL Na}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,40 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol SO}_4^{2-}}{1 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4}}{(120 + 360) \text{ mL mezcla}} = 0,30 \text{ M}$$

Para que comience a precipitar una sustancia es preciso que se alcance su producto de solubilidad.

- El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{BaF}_2(\text{s})$ es:



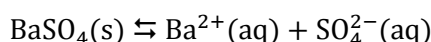
La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2 = 1,7 \cdot 10^{-6}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de $[\text{Ba}^{2+}]$ para que comience a precipitar el BaF_2 en la mezcla resultante es:

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{K_s}{[\text{F}^{-}]^2} = \frac{1,7 \cdot 10^{-6}}{0,10^2} = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

- El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{BaSO}_4(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 1,5 \cdot 10^{-9}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de $[\text{Ba}^{2+}]$ para que comience a precipitar el BaSO_4 en la mezcla resultante es:

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{K_s}{[\text{SO}_4^{2-}]} = \frac{1,5 \cdot 10^{-9}}{0,30} = 5,0 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

Precipita en primer lugar el BaSO_4 ya que requiere un menor valor de $[\text{Ba}^{2+}]$ para que se alcance su K_s .

El valor de $[\text{SO}_4^{2-}]$ cuando comienza a precipitar el BaF_2 , es decir cuando $[\text{Ba}^{2+}] = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, es:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{K_s}{[\text{Ba}^{2+}]} = \frac{1,5 \cdot 10^{-9}}{1,7 \cdot 10^{-4}} = 8,8 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.90. ¿Cuál es la solubilidad del $\text{Al}(\text{OH})_3$ en una disolución acuosa de $\text{pH} = 10$?

- $1,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- $1,3 \cdot 10^{-21} \text{ M}$
- $1,3 \cdot 10^{-4} \text{ M}$
- $3,9 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- $3,9 \cdot 10^{-21} \text{ M}$

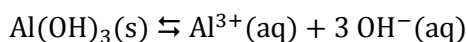
(Dato. $K_s \text{ Al}(\text{OH})_3 = 1,3 \cdot 10^{-33}$)

(O.Q.N. Madrid 2015)

En una disolución de $\text{pH} = 12,0$ los valores del pOH y $[\text{OH}^{-}]$ son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 10 = 4,0 \quad \longrightarrow \quad [\text{OH}^{-}] = 10^{-\text{pOH}} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^{-}]^3$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Al}(\text{OH})_3$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Al}^{3+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de la solubilidad molar es:

$$1,3 \cdot 10^{-33} = s \cdot (1,0 \cdot 10^{-4})^3 \quad \rightarrow \quad s = 1,3 \cdot 10^{-21} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

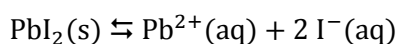
(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009).

3.91. Si a una determinada temperatura la solubilidad del yoduro de plomo(II) es $1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$, ¿cuál es su producto de solubilidad?

- a) $1,10 \cdot 10^{-5}$
- b) $1,92 \cdot 10^{-3}$
- c) $6,91 \cdot 10^{-9}$
- d) $2,00 \cdot 10^{-4}$

(O.Q.L. Murcia 2015)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbI}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbI_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{I}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = 4 \cdot (1,2 \cdot 10^{-3})^3 = 6,9 \cdot 10^{-9}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.92. Se tiene una disolución $0,10 \text{ M}$ de NaCl y 10^{-2} M de Na_2CrO_4 , ¿qué ocurrirá si se añade poco a poco una disolución 10^{-3} M de AgNO_3 ?

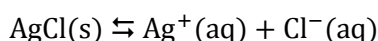
- a) Precipitará primero el cromato de plata porque su constante de solubilidad es menor que la del cloruro de plata.
- b) Precipitará primero el cromato de plata porque la concentración del cromato de sodio es menor que la del cloruro de sodio.
- c) No se formará ningún precipitado porque la concentración del nitrato de plata que se añada es menor que la del cloruro de sodio y que la del cromato de sodio.
- d) Precipitará primero el cloruro de plata porque es lo que indican los valores de las concentraciones y las constantes.

(Datos. $K_s \text{ AgCl} = 1,2 \cdot 10^{-10}$; $K_s \text{ Ag}_2\text{CrO}_4 = 1,7 \cdot 10^{-12}$)

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

Para que precipite una sustancia es preciso que se alcance su producto de solubilidad.

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgCl}(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = 1,2 \cdot 10^{-10}$$

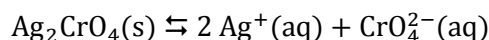
Llamando s a la solubilidad molar del AgCl y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = s \quad [\text{Cl}^-] = 0,10 \text{ M}$$

El valor de $[\text{Ag}^+]$ para que comience a precipitar esta sustancia es:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_s}{[\text{Cl}^-]} = \frac{1,2 \cdot 10^{-10}}{0,10} = 1,2 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = 3,0 \cdot 10^{-14}$$

Llamando s a la solubilidad molar del Ag_2CrO_4 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = 2s \quad [\text{CrO}_4^{2-}] = 10^{-2} \text{ M}$$

El valor de $[\text{Ag}^+]$ para que comience a precipitar esta sustancia es:

$$[\text{Ag}^+] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{CrO}_4^{2-}]}} = \sqrt{\frac{1,7 \cdot 10^{-12}}{10^{-2}}} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

De las dos sales propuestas, AgCl y Ag_2CrO_4 , **precipita en primer lugar el AgCl** ya que requiere un menor valor de $[\text{Ag}^+]$ para que se alcance su K_s .

La respuesta correcta es la **d**.

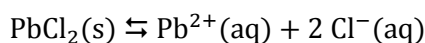
3.93. A una disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ se le añade, gota a gota, otra disolución en la que $[\text{Cl}^-] = [\text{F}^-] = [\text{I}^-] = [\text{SO}_4^{2-}] = 0,0010 \text{ M}$. ¿Cuál es el primer precipitado que se forma?

- a) PbCl_2 ($K_s = 1,5 \cdot 10^{-5}$)
- b) PbF_2 ($K_s = 3,7 \cdot 10^{-8}$)
- c) PbI_2 ($K_s = 8,5 \cdot 10^{-5}$)
- d) PbSO_4 ($K_s = 1,8 \cdot 10^{-8}$)

(O.Q.L. Asturias 2015)

Precipitará en primer lugar la sustancia que se necesite menor $[\text{Pb}^{2+}]$ en la disolución para que se alcance su producto de solubilidad.

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbCl}_2(\text{s})$ es:



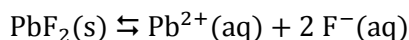
La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^-]^2$$

El valor de $[\text{Pb}^{2+}]$ necesario para que comience a precipitar el sólido es:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{K_s}{[\text{Cl}^-]^2} = \frac{1,5 \cdot 10^{-5}}{(0,0010)^2} = 15 \text{ M}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbF}_2(\text{s})$ es:



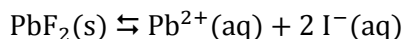
La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$$

El valor de $[\text{Pb}^{2+}]$ necesario para que comience a precipitar el sólido es:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{K_s}{[\text{F}^{-}]^2} = \frac{3,7 \cdot 10^{-8}}{(0,0010)^2} = 3,7 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbI}_2(\text{s})$ es:



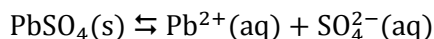
La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2$$

El valor de $[\text{Pb}^{2+}]$ necesario para que comience a precipitar el sólido es:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{K_s}{[\text{I}^{-}]^2} = \frac{8,5 \cdot 10^{-9}}{(0,0010)^2} = 8,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbSO}_4(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

El valor de $[\text{Pb}^{2+}]$ necesario para que comience a precipitar el sólido es:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{K_s}{[\text{SO}_4^{2-}]} = \frac{1,8 \cdot 10^{-8}}{0,0010} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

La sustancia que requiere menor $[\text{Pb}^{2+}]$ y que, por lo tanto, precipita en primer lugar es PbSO_4 .

La respuesta correcta es la **d**.

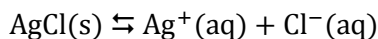
3.94. Se tienen 250 mL de disolución saturada de AgCl . Si se evaporan 50 mL de agua:

- Aumentará la concentración de AgCl en la disolución.
- Disminuirá la concentración de AgCl en la disolución.
- No variará la concentración de AgCl en la disolución.
- No variará la cantidad de AgCl en la disolución.

(O.Q.L. Asturias 2015)

Suponiendo que después de evaporar el agua se recupera la temperatura inicial, entonces se mantiene el valor de la constante producto de solubilidad, K_s , ya que esta solo depende de la temperatura.

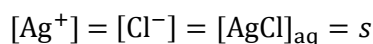
El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgCl}(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^{+}] [\text{Cl}^{-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgCl y considerando que en el equilibrio:



Como K_s es constante, también es constante el valor de s .

La respuesta correcta es la **c**.

3.95. A 5,0 g de $\text{Fe}(\text{OH})_2$ se añade agua a 25 °C hasta un volumen de 100 mL. La concentración de iones hidróxido en la disolución resultante es:

a) $3,2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

b) $4,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

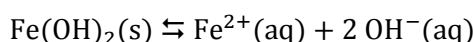
c) $6,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

d) 1,11 M

(Dato. $K_s = 1,64 \cdot 10^{-14}$)

(O.Q.L. Asturias 2015)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Fe}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Fe}(\text{OH})_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Fe}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,64 \cdot 10^{-14} = 4s^3 \quad \rightarrow \quad s = 1,60 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El valor de $[\text{OH}^-]$ es:

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot (1,60 \cdot 10^{-5} \text{ M}) = 3,20 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.96. ¿Cuál es la solubilidad del carbonato de magnesio, MgCO_3 , en agua a 25 °C?

a) $0,22 \text{ g L}^{-1}$

b) $2,6 \cdot 10^{-3} \text{ g L}^{-1}$

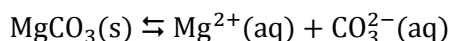
c) $3,1 \cdot 10^{-5} \text{ g L}^{-1}$

d) $8,1 \cdot 10^{-8} \text{ g L}^{-1}$

(Dato. $K_s \text{ MgCO}_3 = 6,8 \cdot 10^{-6}$)

(O.Q.L. La Rioja 2015)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{MgCO}_3(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del MgCO_3 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$6,8 \cdot 10^{-6} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 2,6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Expresada en g L^{-1} :

$$s = \frac{2,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol MgCO}_3}{\text{L}} \cdot \frac{84,3 \text{ g MgCO}_3}{1 \text{ mol MgCO}_3} = 0,22 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.97. El hidróxido de calcio es muy poco soluble en agua (0,141 g/100 mL, a 25 °C). Conociendo los siguientes datos:

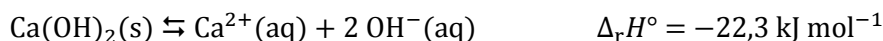
$$\Delta_r H^\circ = -22,3 \text{ kJ mol}^{-1} \quad K_s = 2,74 \cdot 10^{-5}$$

¿Qué estrategia usaría para aumentar su solubilidad?

- Disminuir la temperatura y añadir HCl.
- Aumentar la temperatura y añadir HCl.
- Disminuir la temperatura y añadir NaOH.
- Aumentar la temperatura y añadir NaOH.
- Las anteriores son falsas.

(O.Q.L. Madrid 2015)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Ca(OH)}_2(\text{s})$ es:



El principio de Le Châtelier (1884) dice:

“cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada”.

- Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consume calor y descienda esta. Como se trata de una reacción **exotérmica**, el equilibrio se desplaza hacia la formación de $\text{Ca(OH)}_2(\text{s})$ lo que provoca que **disminuya la solubilidad**.
- La adición de $\text{NaOH}(\text{aq})$ hace que aumente la cantidad de ion OH^{-} presente en el equilibrio. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones OH^{-} añadidos, en esta caso hacia la formación de $\text{Ca(OH)}_2(\text{s})$ lo que provoca que **disminuya su solubilidad**.

Según lo anteriormente dicho, los cambios más favorables **para aumentar la solubilidad del $\text{Ca(OH)}_2(\text{s})$ son disminuir la temperatura y añadir HCl**.

La respuesta correcta es la **a**.

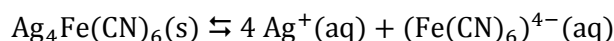
3.98. A partir de la constante del producto de solubilidad, calcule la solubilidad del $\text{Ag}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$, expresada en moles por litro.

- a) $5,1 \cdot 10^{-10} \text{ M}$
- b) $1,2 \cdot 10^{-9} \text{ M}$
- c) $2,5 \cdot 10^{-9} \text{ M}$
- d) $4,6 \cdot 10^{-23} \text{ M}$

(Dato. $K_s \text{ Ag}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 = 8,5 \cdot 10^{-45}$)

(O.Q.N. Alcalá 2016)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Ag}_4\text{Fe}(\text{CN})_6(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+]^4 [(\text{Fe}(\text{CN})_6)^{4-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Ag}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = 4s \quad [(\text{Fe}(\text{CN})_6)^{4-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (4s)^4 \cdot s = 256s^5$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$8,5 \cdot 10^{-45} = 256s^5 \quad \longrightarrow \quad s = 5,1 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

3.99. Los compuestos PbI_2 , CdS , BaSO_4 y $\text{Ni}(\text{OH})_2$, precipitan en disolución acuosa, teniendo cada uno de ellos un color característico. Indique qué secuencia de colores es la correcta:

- a) Violeta, naranja, verde y blanco.
- b) Amarillo, naranja, blanco y verde.
- c) Verde, naranja, violeta y blanco.
- d) Amarillo, azul, azul y verde.

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Los colores de los precipitados son:



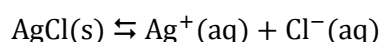
La respuesta correcta es la **b**.

3.100. El cloruro de plata es una sal poco soluble en agua. ¿Se disolverá mejor si al disolvente se añade?

- a) NaCl
- b) CaCl_2 .
- c) AgNO_3
- d) En ninguno de los casos anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgCl}(\text{s})$ es:



La presencia de NaCl, CaCl₂ o AgNO₃, sustancias que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del AgCl. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones cloruro o plata añadidos, en cada caso, es decir hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **d**.

3.101. El análisis de una muestra de agua de un río tiene una concentración de iones Ca²⁺ y de CO₃²⁻ de 30 y 0,25 mg L⁻¹, respectivamente. Si el producto de solubilidad del CaCO₃ es 8,7 · 10⁻⁹, la disolución se encuentra:

- Insaturada
- En equilibrio
- Ha precipitado, como sólido, el CaCO₃.
- La concentración de Ca²⁺ de esta muestra de agua coincide con la solubilidad del CaCO₃.

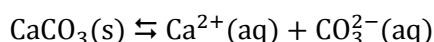
(O.Q.L. Madrid 2016)

Las concentraciones molares de los iones en el agua del río son, respectivamente:

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{30 \text{ mg Ca}^{2+} \cdot \frac{1 \text{ g Ca}^{2+}}{10^3 \text{ mg Ca}^{2+}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}^{2+}}{40,1 \text{ g Ca}^{2+}}}{1 \text{ L disolución}} = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{0,25 \text{ mg CO}_3^{2-} \cdot \frac{1 \text{ g CO}_3^{2-}}{10^3 \text{ mg CO}_3^{2-}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_3^{2-}}{60,0 \text{ g CO}_3^{2-}}}{1 \text{ L disolución}} = 4,2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del CaCO₃(s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}] > K_s$$

El valor del producto iónico es:

$$(7,5 \cdot 10^{-4}) \cdot (4,2 \cdot 10^{-6}) = 3,1 \cdot 10^{-9}$$

Como se observa, el producto iónico es menor que K_s, por lo tanto, no se forma precipitado de CaCO₃ y la disolución se encuentra **insaturada**.

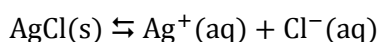
La respuesta correcta es la **a**.

3.102. El pK_s del cloruro de plata a 50 °C es 8,88. ¿Cuál es la solubilidad en una disolución acuosa de NaCl 0,100 M?

- 5,21 mg L⁻¹
- 1,89 μg L⁻¹
- 52,1 mg L⁻¹
- 1,89 μg mL⁻¹

(O.Q.L. Madrid 2016)

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgCl y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

Si $\text{p}K_s = 8,88$; el valor de K_s es:

$$K_s = 10^{-8,88} = 1,32 \cdot 10^{-9}$$

Como se trata del caso de la solubilidad de una sustancia en una disolución que presenta un ion común, el valor de $[\text{Cl}^-]$ en el equilibrio es:

$$[\text{Cl}^-] = (s + 0,100) \text{ M}$$

Como $s \ll 0,100 \text{ M}$, se puede aproximar sin cometer gran error que:

$$[\text{Cl}^-] \approx 0,100 \text{ M}$$

Llamando s' a la solubilidad molar del AgCl, en la disolución de NaCl, la expresión de K_s queda como:

$$K_s = s' \cdot 0,100$$

El valor de la solubilidad molar en la disolución de NaCl es:

$$s' = \frac{1,32 \cdot 10^{-9}}{0,100} = 1,32 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

Cambiando las unidades de la solubilidad se obtiene:

$$\frac{1,32 \cdot 10^{-8} \text{ mol AgCl}}{\text{L disolución}} \cdot \frac{143,4 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} \cdot \frac{10^6 \mu\text{g AgCl}}{1 \text{ g AgCl}} = 1,89 \mu\text{g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Cantabria 2011 y 2013).

3.103. Para las siguientes sustancias:

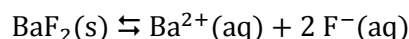
Compuesto	K_s
BaF ₂	$1,84 \cdot 10^{-7}$
Ba(IO ₃) ₂	$4,01 \cdot 10^{-9}$
PbF ₂	$3,30 \cdot 10^{-8}$
Pb(IO ₃) ₂	$3,69 \cdot 10^{-13}$

el orden en que aumenta su solubilidad en agua es:

- BaF₂; Ba(IO₃)₂; PbF₂; Pb(IO₃)₂
- BaF₂; PbF₂; Ba(IO₃)₂; Pb(IO₃)₂
- Pb(IO₃)₂; PbF₂; Ba(IO₃)₂; BaF₂
- Pb(IO₃)₂; Ba(IO₃)₂; PbF₂; BaF₂

(O.Q.L. Asturias 2016)

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del BaF₂ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{F}^-]^2 [\text{Ba}^{2+}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del BaF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{F}^-] = 2s \quad [\text{Ba}^{2+}] = s$$

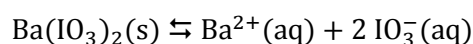
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,84 \cdot 10^{-7} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 3,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{IO}_3^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ba}^{2+}] = s \quad [\text{IO}_3^-] = 2s$$

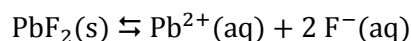
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$4,01 \cdot 10^{-9} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del PbF_2 es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{F}^-]^2 [\text{Pb}^{2+}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{F}^-] = 2s \quad [\text{Pb}^{2+}] = s$$

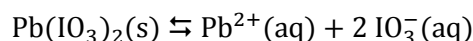
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$3,30 \cdot 10^{-8} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 2,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{IO}_3^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{IO}_3^-] = 2s$$

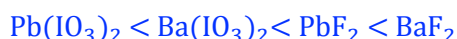
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$3,69 \cdot 10^{-13} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 4,52 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

Los compuestos propuestos ordenados por solubilidad molar creciente son:



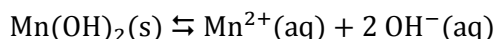
La respuesta correcta es la **d**.

3.104. La solubilidad del $\text{Mn}(\text{OH})_2$ en agua es $3,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$. El pH máximo para que no precipite el hidróxido de manganeso(II) en una disolución que es 0,060 M en Mn^{2+} será:

- a) 8,2
- b) 8,5
- c) 8,8
- d) 9,1

(O.Q.L. Asturias 2016)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Mn}(\text{OH})_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Mn}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Mn}(\text{OH})_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mn}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la constante es:

$$K_s = 4 \cdot (3,6 \cdot 10^{-5})^3 = 1,9 \cdot 10^{-13}$$

Si se tiene una disolución en la que $[\text{Mn}^{2+}] = 0,060 \text{ M}$, el valor de $[\text{OH}^{-}]$ de una disolución saturada es:

$$1,9 \cdot 10^{-13} = 0,020 \cdot [\text{OH}^{-}]^2 \quad \longrightarrow \quad [\text{OH}^{-}] = 1,8 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,8 \cdot 10^{-6}) = 5,7 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 5,7 = 8,3$$

La respuesta correcta es la **a**.

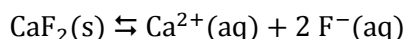
(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001).

3.105. El producto de solubilidad del fluoruro de calcio a 25 °C es $3,20 \cdot 10^{-11}$, la masa en gramos de fluoruro de calcio que se ha disuelto para obtener 100 mL de una disolución acuosa saturada es:

- a) 0,00002
- b) 0,00020
- c) 0,00156
- d) 0,01560

(O.Q.L. Asturias 2016)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{CaF}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del CaF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ca}^{2+}] = s \quad [\text{F}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$3,20 \cdot 10^{-11} = 4s^3 \longrightarrow s = 2,00 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Expresando la solubilidad en g L^{-1} :

$$\frac{2,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol CaF}_2}{\text{L}} \cdot \frac{78,1 \text{ g CaF}_2}{1 \text{ mol CaF}_2} = 1,56 \cdot 10^{-2} \text{ g L}^{-1}$$

La masa de CaF_2 que se disuelve en 100 mL de agua es:

$$100 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} \cdot \frac{1,56 \cdot 10^{-2} \text{ g CaF}_2}{\text{L}} = 1,56 \cdot 10^{-3} \text{ g CaF}_2$$

La respuesta correcta es la c.

3.106. Sabiendo que una disolución saturada de $\text{Cd}(\text{OH})_2$ tiene un pH de 9,45; ¿cuál es su producto de solubilidad?

- a) $8,97 \cdot 10^{-14}$
- b) $2,82 \cdot 10^{-5}$
- c) $2,80 \cdot 10^{-15}$
- d) $1,12 \cdot 10^{-14}$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

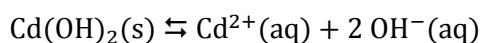
El valor del pOH de la disolución es:

$$\text{pOH} = 14 - 9,45 = 4,55$$

El valor de $[\text{OH}^{-}]$ de la disolución es:

$$[\text{OH}^{-}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-4,55} \text{ M}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Cd}(\text{OH})_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Cd}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Cd}(\text{OH})_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Cd}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 2s$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$s = \frac{[\text{OH}^-]}{2} = \frac{10^{-4,55}}{2} = 1,41 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = 4 \cdot (1,41 \cdot 10^{-5})^3 = 1,12 \cdot 10^{-14}$$

La respuesta correcta es la **d**.

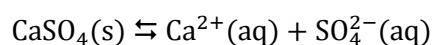
3.107. Con la finalidad de abastecer de agua potable a un pueblo se han realizado diversas prospecciones y se ha encontrado un acuífero en el que las paredes están compuestas de yeso. Por lo tanto, el agua presente en este acuífero está saturada en CaSO_4 . Según la normativa (Real Decreto 1423/1982), el nivel máximo permitido de $\text{Ca}(\text{II})$ en el agua de consumo es 200 mg/L. Para conseguir que el agua de este acuífero cumpla con la normativa se ha pensado en usar zeolitas, una familia de compuestos capaces de atrapar cationes como el $\text{Ca}(\text{II})$ y que actualmente se usan en detergentes en la zona mediterránea para reducir la dureza del agua. Si un gramo de zeolita es capaz de retener 30,0 mg $\text{Ca}(\text{II})$, ¿cuál es la cantidad de zeolita necesaria para tratar 100 L del aguaprocedente del acuífero y que esta cumpla con la normativa?

- a) 390 g
- b) 1.060 g
- c) 540 g
- d) 220 g

(Dato. $\text{p}K_s (\text{CaSO}_4) = 4,20$)

(O.Q.L. Madrid 2017)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{CaSO}_4(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del CaSO_4 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

La constante producto de solubilidad tiene el valor:

$$K_s = 10^{-4,20} = 6,31 \cdot 10^{-5}$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$6,31 \cdot 10^{-5} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 7,94 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

- La cantidad de Ca^{2+} contenida en 100 L de agua es:

$$100 \text{ L agua} \cdot \frac{7,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ca}^{2+}}{\text{L}} \cdot \frac{40,1 \text{ g Ca}^{2+}}{1 \text{ mol Ca}^{2+}} \cdot \frac{10^3 \text{ mg Ca}^{2+}}{1 \text{ g Ca}^{2+}} = 3,18 \cdot 10^4 \text{ mg Ca}^{2+}$$

- La cantidad de Ca^{2+} admisible en 100 L de agua según la normativa es:

$$100 \text{ L agua} \cdot \frac{200 \text{ mg Ca}^{2+}}{\text{L agua}} = 2,00 \cdot 10^4 \text{ mg Ca}^{2+}$$

- La cantidad de Ca^{2+} a eliminar de 100 L de agua es:

$$3,18 \cdot 10^4 \text{ mg Ca}^{2+}(\text{total}) - 2,00 \cdot 10^4 \text{ mg Ca}^{2+}(\text{normativa}) = 1,18 \cdot 10^4 \text{ mg Ca}^{2+}(\text{exceso})$$

Relacionando Ca^{2+} con zeolita se obtiene la cantidad de esta a utilizar:

$$1,18 \cdot 10^4 \text{ mg Ca}^{2+} \cdot \frac{1,00 \text{ g zeolita}}{30,0 \text{ mg Ca}^{2+}} = 393 \text{ g zeolita}$$

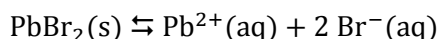
La respuesta correcta es la **a**.

3.108. El producto de solubilidad del $\text{PbBr}_2(\text{s})$ en agua a 25°C es $6,60 \cdot 10^{-6}$. Entonces, la solubilidad en g L^{-1} del $\text{PbBr}_2(\text{s})$ a 25°C es:

- 6,88
- 4,33
- 5,46
- 0,66

(O.Q.L. La Rioja 2017)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbBr}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Br}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbBr_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{Br}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$6,60 \cdot 10^{-6} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 1,18 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Expresada en g L^{-1} :

$$\frac{1,18 \cdot 10^{-2} \text{ mol PbBr}_2}{\text{L}} \cdot \frac{367,0 \text{ g PbBr}_2}{1 \text{ mol PbBr}_2} = 4,33 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

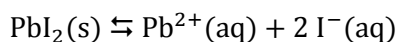
(Cuestión similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2008).

3.109. Si la constante producto de solubilidad del yoduro de plomo(II) a 25 °C es $1,0 \cdot 10^{-9}$, su solubilidad es:

- a) $7,9 \cdot 10^{-4}$ M
- b) 2,90 g de yoduro de plomo(II) por litro de disolución.
- c) 29,04 g de yoduro de plomo(II) por litro de disolución.
- d) 0,29 g de yoduro de plomo(II) por litro de disolución.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbI}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbI_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{I}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar en agua es:

$$1,0 \cdot 10^{-9} = 4s^3 \quad \rightarrow \quad s = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Expresada en g L^{-1} :

$$\frac{6,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol PbI}_2}{\text{L}} \cdot \frac{461,0 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 0,29 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.110. ¿Cuál es la solubilidad del hierro en una disolución saturada de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ de $\text{pH} = 4,5$?

- a) $8,8 \cdot 10^{-9}$ M
- b) $8,8 \cdot 10^{-10}$ M
- c) $8,8 \cdot 10^{-11}$ M
- d) $3,3 \cdot 10^{-11}$ M
- e) $3,3 \cdot 10^{-12}$ M

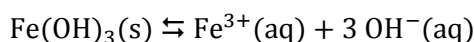
(Dato. $\text{p}K_s \text{Fe}(\text{OH})_3 = 38,55$)

(O.Q.L. País Vasco 2017)

En una disolución de $\text{pH} = 4,5$ los valores del pOH y $[\text{OH}^{-}]$ son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 4,5 = 9,5 \quad \rightarrow \quad [\text{OH}^{-}] = 10^{-\text{pOH}} = 1,0 \cdot 10^{-9,5} \text{ M}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^{-}]^3$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Fe}(\text{OH})_3$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Fe}^{3+}] = s \quad [\text{OH}^{-}] = 1,0 \cdot 10^{-9,5} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de la solubilidad molar es:

$$10^{-38,55} = s \cdot (1,0 \cdot 10^{-9,5})^3 \quad \rightarrow \quad s = 8,9 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009 y Madrid 2015).

3.111. A partir de los siguientes productos de solubilidad: pK_s (PbCl_2) = 4,70; pK_s (PbI_2) = 8,00; pK_s (PbCrO_4) = 12,5; pK_s ($\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$) = 12,43 y pK_s (PbSO_4) = 7,59; la mayor y menor solubilidad de plomo, respectivamente, la muestran las disoluciones de:

- PbCl_2 y PbSO_4
- PbI_2 y $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$
- PbCrO_4 y $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$
- PbI_2 y PbCrO_4
- PbCl_2 y PbCrO_4

(O.Q.L. País Vasco 2017)

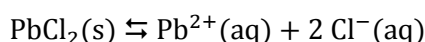
La relación entre K_s y pK_s viene dada por la expresión:

$$K_s = 10^{-pK_s}$$

La siguiente tabla muestra los valores pK_s y K_s de las sustancias propuestas:

Sustancia	pK_s	K_s
PbCl_2	4,70	$2,00 \cdot 10^{-5}$
PbI_2	8,00	$1,00 \cdot 10^{-8}$
PbCrO_4	12,5	$3,16 \cdot 10^{-13}$
$\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$	12,43	$3,72 \cdot 10^{-13}$
PbSO_4	7,59	$2,57 \cdot 10^{-8}$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbCl}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbCl_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{Cl}^{-}] = 2s$$

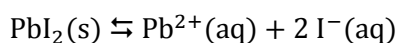
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar del Pb^{2+} es:

$$2,00 \cdot 10^{-5} = 4s^3 \quad \rightarrow \quad s = [\text{Pb}^{2+}] = 1,70 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbI}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbI_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{I}^-] = 2s$$

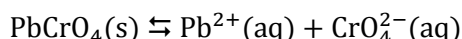
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar del Pb^{2+} es:

$$1,00 \cdot 10^{-8} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = [\text{Pb}^{2+}] = 1,36 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del PbCrO_4 (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{CrO}_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbCrO_4 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = [\text{CrO}_4^{2-}] = s$$

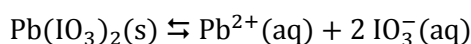
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar del Pb^{2+} es:

$$3,16 \cdot 10^{-13} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 5,62 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$ (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{IO}_3^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{IO}_3^-] = 2s$$

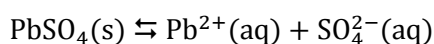
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$3,72 \cdot 10^{-13} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 4,53 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del PbSO_4 (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbSO_4 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar del Pb^{2+} es:

$$2,57 \cdot 10^{-8} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 1,60 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

La **mayor solubilidad** molar del Pb^{2+} le corresponde al PbCl_2 y la **menor solubilidad** al PbCrO_4 .

La respuesta correcta es la **e**.

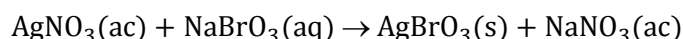
3.112. Indique lo que ocurre si se mezclan 50 mL de $\text{AgNO}_3(\text{ac})$ 1,0 M con 50 mL de $\text{NaBrO}_3(\text{aq})$ 0,010 M.

- a) Precipita AgBrO_3 .
- b) El valor de K_s aumenta.
- c) El valor de K_s disminuye.
- d) No se produce precipitación.

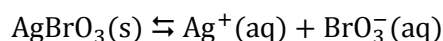
(Dato. $K_s(\text{AgBrO}_3) = 5,8 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.L. Valencia 2017)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre AgNO_3 y NaBrO_3 es:



El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgBrO}_3(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{BrO}_3^-]$$

Considerando volúmenes aditivos, las concentraciones $[\text{Ag}^+]$ y $[\text{BrO}_3^-]$ una vez efectuada la mezcla son, respectivamente:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{50 \text{ mL AgNO}_3 \text{ 1,0 M} \cdot \frac{1,0 \text{ mmol Ag}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL AgNO}_3 \text{ 1,0 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Ag}^+}{1 \text{ mmol AgNO}_3}}{(50 + 50) \text{ mL disolución}} = 0,50 \text{ M}$$

$$[\text{BrO}_3^-] = \frac{50 \text{ mL NaBrO}_3 \text{ 0,010 M} \cdot \frac{0,010 \text{ mmol NaBrO}_3}{1 \text{ mL NaBrO}_3 \text{ 0,010 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol BrO}_3^-}{1 \text{ mmol NaBrO}_3}}{(50 + 50) \text{ mL disolución}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$K_s < [\text{Ag}^+] [\text{BrO}_3^-]$$

El valor del producto iónico es:

$$[\text{Ag}^+] [\text{BrO}_3^-] = (0,50) \cdot (5,0 \cdot 10^{-3}) = 2,5 \cdot 10^{-3}$$

Como el producto iónico es mayor que K_s **sí se forma precipitado de AgBrO_3** .

La respuesta correcta es la **a**.

3.113. La solubilidad molar del sulfuro de hierro(III), Fe_2S_3 , en agua, en términos de su producto de solubilidad, vale:

a) $s = \sqrt[5]{K_s}$

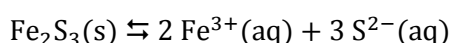
b) $s = \sqrt{K_s}$

c) $s = \sqrt{\frac{K_s}{5}}$

d) $s = \sqrt{\frac{K_s}{108}}$

(O.Q.L. Asturias 2017)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Fe}_2\text{S}_3(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Fe}^{3+}]^2 [\text{S}^{2-}]^3$$

Llamando s a la solubilidad molar del Fe_2S_3 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Fe}^{3+}] = 2s \quad [\text{S}^{2-}] = 3s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (2s)^2 \cdot (3s)^3 = 108s^5 \quad \rightarrow \quad s = \sqrt[5]{\frac{K_s}{108}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.114. Si se mezclan 0,1 mL de una disolución acuosa de cloruro de bario, BaCl_2 , 0,05 M con 0,1 mL de otra disolución acuosa de sulfato de potasio, K_2SO_4 , 0,1 M y agua hasta un volumen total de 1,00 L de disolución, indique la afirmación correcta:

a) La concentración de K^+ en la disolución, una vez alcanzado el equilibrio, será de $2,0 \cdot 10^{-3}$ M.

b) No precipitará ninguna sal.

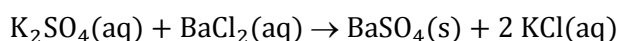
c) Precipitará cloruro de potasio.

d) Precipitará sulfato de bario.

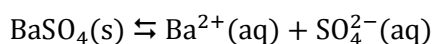
(Dato. $K_s \text{ BaSO}_4 = 1,08 \cdot 10^{-10}$)

(O.Q.L. Asturias 2017)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre K_2SO_4 y BaCl_2 es:



El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{BaSO}_4(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] > K_s$$

Como K_2SO_4 y $BaCl_2$ se encuentran totalmente ionizados y considerando volúmenes aditivos, las concentraciones de SO_4^{2-} , Ba^{2+} una vez efectuada la mezcla son, respectivamente:

$$[SO_4^{2-}] = \frac{0,1 \text{ mL } K_2SO_4 \cdot 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol } K_2SO_4}{1 \text{ mL } K_2SO_4 \cdot 0,1 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } SO_4^{2-}}{1 \text{ mmol } K_2SO_4}}{1,00 \text{ L dis.}} \cdot \frac{1 \text{ L dis.}}{10^3 \text{ mL dis.}} = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$[Ba^{2+}] = \frac{0,1 \text{ mL } BaCl_2 \cdot 0,05 \text{ M} \cdot \frac{0,05 \text{ mmol } BaCl_2}{1 \text{ mL } BaCl_2 \cdot 0,05 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } Ba^{2+}}{1 \text{ mmol } BaCl_2 \cdot 0,05 \text{ M}}}{1 \text{ L dis.}} \cdot \frac{1 \text{ L dis.}}{10^3 \text{ mL dis.}} = 5,0 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

El valor del producto iónico es:

$$(5,0 \cdot 10^{-6}) \cdot (1,0 \cdot 10^{-5}) = 5,0 \cdot 10^{-11}$$

Como se observa, el producto iónico es menor que K_s , por lo tanto, **no se forma precipitado de $BaSO_4$** .

Considerando volúmenes aditivos, la concentración de K^+ en la disolución resultante es:

$$[K^+] = \frac{0,1 \text{ mL } K_2SO_4 \cdot 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol } K_2SO_4}{1 \text{ mL } K_2SO_4 \cdot 0,1 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol } K^+}{1 \text{ mmol } K_2SO_4}}{1,00 \text{ L dis.}} \cdot \frac{1 \text{ L dis.}}{10^3 \text{ mL dis.}} = 2,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.115. A 25 °C la constante del producto de solubilidad del hidróxido de plata, $AgOH$, es $2,0 \cdot 10^{-8}$. Para esa temperatura la solubilidad del hidróxido de plata en una disolución de $pH = 13$ es:

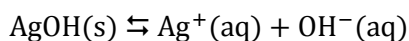
- a) $5,4 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- b) $3,6 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- c) $2,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- d) $2,0 \cdot 10^{-8} \text{ M}$

(O.Q.L. Asturias 2017)

En una disolución de $pH = 13$, los valores del pOH y $[OH^-]$ son, respectivamente:

$$pOH = 14 - 13 = 1,0 \quad \longrightarrow \quad [OH^-] = 10^{-pOH} = 0,10 \text{ M}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $AgOH(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [Ag^+] [OH^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del $AgOH$ y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^+] = s \quad [OH^-] = 0,10 \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de la solubilidad molar es:

$$2,0 \cdot 10^{-8} = s \cdot 0,10 \quad \rightarrow \quad s = 2,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009 y Madrid 2015).

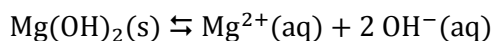
4. PROBLEMAS de REACCIONES de PRECIPITACIÓN

4.1. La solubilidad del hidróxido de magnesio en agua pura es 0,60 mg en 50 mL. Calcule su solubilidad en una disolución de hidróxido de sodio de pH = 12.

Comente los resultados obtenidos con argumentación teórica.

(Canarias 1992) (Córdoba 2012) (Córdoba 2014)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Mg(OH)}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del Mg(OH)_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

La solubilidad molar del Mg(OH)_2 en agua pura es:

$$s = \frac{0,60 \text{ mg Mg(OH)}_2}{50 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Mg(OH)}_2}{58,3 \text{ mg Mg(OH)}_2} = 2,1 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El valor de K_s es:

$$K_s = 4 \cdot (2,1 \cdot 10^{-4})^3 = 3,7 \cdot 10^{-11}$$

Si una disolución tiene pH = 12, los valores del pOH y $[\text{OH}^{-}]$ son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14 - 12 = 2,0$$

$$[\text{OH}^{-}] = 10^{-\text{pOH}} \longrightarrow [\text{OH}^{-}] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

La solubilidad molar del Mg(OH)_2 en una disolución cuya $[\text{OH}^{-}] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ es:

$$s = \frac{K_s}{[\text{OH}^{-}]^2} = \frac{3,7 \cdot 10^{-11}}{(1,0 \cdot 10^{-2})^2} = 3,7 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Como se observa, la solubilidad ha disminuido por la presencia de un ion común, OH^{-} , lo cual es coherente con lo que propone el principio de Le Châtelier, que **si se aumenta la concentración de alguna de las sustancias presentes en el equilibrio**, en este caso un producto, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que descienda dicha concentración, lo que provoca que se forme más precipitado **disminuyendo la solubilidad de la sustancia**.

(En el problema propuesto en Córdoba 2012 se parte del valor de K_s).

4.2. Calcule la cantidad de cloruro de plata sólido que habrá que añadir a 20,0 L de agua pura para obtener una disolución saturada de esta sustancia.

Determine la masa del precipitado originado cuando a dicha disolución se le añade:

a) $2,40 \cdot 10^{-4}$ mol de HCl.

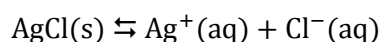
b) $2,40 \cdot 10^{-4}$ mol de HCl y $2,00 \cdot 10^{-4}$ mol de AgNO_3 .

Suponga que el volumen se mantiene constante durante el proceso.

(Dato. Producto de solubilidad del cloruro de plata = $1,72 \cdot 10^{-10}$)

(Asturias 1993)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgCl}(s)$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgCl y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,72 \cdot 10^{-10} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 1,31 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

La masa de AgCl que será necesario añadir a 20,0 L de agua para alcanzar ese valor es:

$$20,0 \text{ L agua} \cdot \frac{1,31 \cdot 10^{-5} \text{ mol AgCl}}{1 \text{ L agua}} \cdot \frac{143,4 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 0,038 \text{ g AgCl}$$

a) Si se añaden a disolución inicial $2,40 \cdot 10^{-4}$ mol de HCl , la concentración de Cl^- aumenta, por lo tanto, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma el Cl^- añadido, en esta caso hacia la izquierda, lo que provoca que precipite AgCl .

Teniendo en cuenta la cantidad de Cl^- añadido y suponiendo que no se produce variación en el volumen, la concentración inicial de Cl^- en la disolución es:

$$[\text{Cl}^-] = \frac{2,40 \cdot 10^{-4} \text{ mol HCl}}{20,0 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol HCl}} + 1,31 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol Cl}^-}{\text{L}} = 2,51 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Teniendo en cuenta que el equilibrio se desplaza hacia la formación del sólido por la adición del HCl , la tabla de concentraciones es ahora:

	AgCl	Cl^-	Ag^+
c_{inicial}	—	$2,51 \cdot 10^{-5}$	$1,31 \cdot 10^{-5}$
$c_{\text{transformado}}$	—	x	x
c_{formado}	x	—	—
$c_{\text{equilibrio}}$	x	$(2,51 \cdot 10^{-5} - x)$	$(1,31 \cdot 10^{-5} - x)$

La cantidad de sustancia que precipita es:

$$1,72 \cdot 10^{-10} = (2,51 \cdot 10^{-5} - x) \cdot (1,31 \cdot 10^{-5} - x) \quad \longrightarrow \quad x = 4,68 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$$

La masa correspondiente es:

$$20,0 \text{ L agua} \cdot \frac{4,68 \cdot 10^{-6} \text{ mol AgCl}}{1 \text{ L agua}} \cdot \frac{143,4 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 0,0134 \text{ g AgCl}$$

b) Si se añaden a disolución inicial $2,40 \cdot 10^{-4}$ mol de HCl y $2,00 \cdot 10^{-4}$ mol de AgNO_3 , las concentraciones de Cl^- y Ag^+ aumentan, por lo tanto de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma los iones Cl^- y Ag^+ añadidos, en este caso hacia la izquierda, lo que provoca que precipite AgCl .

Teniendo en cuenta las cantidades de Cl^- y Ag^+ añadidos y suponiendo que no se produce variación en el volumen, las nuevas concentraciones de ambos iones en la disolución son, respectivamente:

$$[\text{Cl}^-] = \frac{2,40 \cdot 10^{-4} \text{ mol HCl}}{20,0 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol HCl}} + 1,31 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol Cl}^-}{\text{L}} = 2,51 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{2,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol AgNO}_3}{20,0 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}^+}{1 \text{ mol AgNO}_3} + 1,31 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol Ag}^+}{\text{L}} = 2,31 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Teniendo en cuenta que el equilibrio se desplaza hacia la formación del sólido por la adición del HCl y AgNO_3 , la tabla de concentraciones es ahora:

	AgCl	Cl^-	Ag^+
c_{inicial}	—	$2,51 \cdot 10^{-5}$	$2,31 \cdot 10^{-5}$
$c_{\text{transformado}}$	—	x	x
c_{formado}	x	—	—
$c_{\text{equilibrio}}$	x	$(2,51 \cdot 10^{-5} - x)$	$(2,31 \cdot 10^{-5} - x)$

La cantidad de sustancia que precipita es:

$$1,72 \cdot 10^{-10} = (2,51 \cdot 10^{-5} - x) \cdot (2,31 \cdot 10^{-5} - x) \quad \longrightarrow \quad x = 1,10 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

La masa correspondiente es:

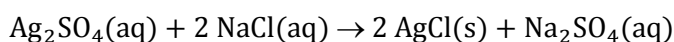
$$20,0 \text{ L agua} \cdot \frac{1,10 \cdot 10^{-5} \text{ mol AgCl}}{1 \text{ L agua}} \cdot \frac{143,4 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 0,0315 \text{ g AgCl}$$

4.3. Si se mezclan 25,0 mL de disolución de NaCl 0,0120 M, con 50,0 mL de disolución de Ag_2SO_4 0,0100 M, ¿precipitará AgCl? ¿Cuáles serán las concentraciones de Ag^+ y Cl^- en disolución?

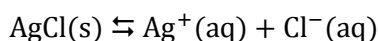
(Dato. $K_s \text{ AgCl} = 1,70 \cdot 10^{-10}$)

(Canarias 1995) (Cantabria 2017)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre Ag_2SO_4 y NaCl es:



El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgCl}(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] > K_s$$

Considerando volúmenes aditivos, las concentraciones $[\text{Ag}^+]$ y $[\text{Cl}^-]$ una vez efectuada la mezcla son, respectivamente:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{50,0 \text{ mL Ag}_2\text{SO}_4 0,0100 \text{ M} \cdot \frac{0,0100 \text{ mmol Ag}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL Ag}_2\text{SO}_4 0,0100 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol Ag}^+}{1 \text{ mmol Ag}_2\text{SO}_4}}{(50,0 + 25,0) \text{ mL disolución}} = 1,33 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{25,0 \text{ mL NaCl } 0,012 \text{ M} \cdot \frac{0,012 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mL NaCl } 0,012 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol NaCl}}}{(50,0 + 25,0) \text{ mL disolución}} = 4,00 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El valor del producto iónico es:

$$(1,33 \cdot 10^{-2}) \cdot (4,00 \cdot 10^{-3}) = 5,33 \cdot 10^{-5}$$

Como se observa, el producto iónico es mayor que K_s , por lo tanto, **sí que se forma precipitado de AgCl**.

Para determinar las concentraciones de los iones en disolución es preciso saber antes la cantidad de precipitado de AgCl formado. Para ello es necesario saber previamente cuál es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 50,0 \text{ mL Ag}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,0100 \text{ M} \cdot \frac{0,0100 \text{ mmol Ag}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL Ag}_2\text{SO}_4} = 0,500 \text{ mmol Ag}_2\text{SO}_4 \\ 25,0 \text{ mL NaCl } 0,0120 \text{ M} \cdot \frac{0,0120 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mL NaCl}} = 0,300 \text{ mmol NaCl} \end{array} \right\}$$

La relación molar obtenida es:

$$\frac{0,300 \text{ mmol NaCl}}{0,500 \text{ mmol Ag}_2\text{SO}_4} = 0,600$$

Como este valor es menor que 2, quiere decir que sobra Ag_2SO_4 y que se gasta completamente el **NaCl** que actúa como **reactivo limitante** y que determina la cantidad de precipitado formado:

$$0,300 \text{ mmol NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol AgCl}}{1 \text{ mmol NaCl}} = 0,300 \text{ mmol AgCl}$$

Considerando que las sales Ag_2SO_4 y NaCl en disolución acuosa se encuentran completamente ionizadas de acuerdo con las ecuaciones:



La cantidad de Ag^+ que precipita es:

$$0,300 \text{ mmol Cl}^- \cdot \frac{1 \text{ mmol Ag}^+}{1 \text{ mmol Cl}^-} = 0,300 \text{ mmol Ag}^+$$

De acuerdo con el balance de materia el valor de $[\text{Ag}^+]$ que permanece en disolución es:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{\text{Ag}^+(\text{inicial}) - \text{Ag}^+(\text{precipitado})}{V(\text{total})}$$

Sustituyendo se obtiene:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{1,00 \text{ mmol Ag}^+(\text{inic.}) - 0,300 \text{ mmol Ag}^+(\text{precip.})}{(50,0 + 25,0) \text{ mL disolución}} = 9,33 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de $[\text{Cl}^-]$ que permanece en disolución cuando la $[\text{Ag}^+] = 9,33 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ es:

$$1,70 \cdot 10^{-10} = (9,33 \cdot 10^{-3} \text{ M}) \cdot [\text{Cl}^-] \quad \rightarrow \quad [\text{Cl}^-] = 1,82 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

4.4. El pH de una disolución saturada de hidróxido de magnesio en agua pura es 10,49. Calcule el pH si a 500,0 mL de la disolución se añaden 5,350 g de cloruro de magnesio.

Suponga que la sal está totalmente disociada en sus iones y que su volumen es despreciable.

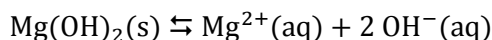
(Asturias 1995)

Si una disolución tiene pH = 10,49; los valores del pOH y $[\text{OH}^-]$ son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14,0 - 10,49 = 3,51$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \longrightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-3,51} \text{ M} = 3,09 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 2s = 3,09 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

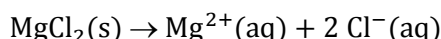
El valor de $[\text{Mg}^{2+}]$ es:

$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{3,09 \cdot 10^{-4} \text{ M}}{2} = 1,55 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El valor de la constante K_s :

$$K_s = (1,55 \cdot 10^{-4}) \cdot (3,09 \cdot 10^{-4})^2 = 1,48 \cdot 10^{-11}$$

Si se añade MgCl_2 , una sal totalmente disociada en iones:



la concentración de Mg^{2+} aumenta, por lo tanto, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones Mg^{2+} añadidos reaccionando con los iones OH^- , en esta caso hacia la formación del sólido, lo que provoca que disminuya el pH.

Teniendo en cuenta la cantidad de Mg^{2+} añadido y suponiendo que no se produce variación en el volumen, la concentración de este la disolución es:

$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{5,350 \text{ g MgCl}_2}{500 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol MgCl}_2}{75,4 \text{ g MgCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}^{2+}}{1 \text{ mol MgCl}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} + 1,55 \cdot 10^{-4} \text{ M} \approx 0,142 \text{ M}$$

Se desprecia la $[\text{Mg}^{2+}]$ procedente de la disolución del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ por ser mucho menor que la que procede de la sal.

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ que permanece en disolución cuando $[\text{Mg}^{2+}] = 0,142 \text{ M}$ es:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{Mg}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{1,48 \cdot 10^{-11}}{0,142}} = 1,02 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

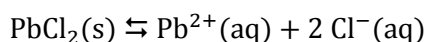
$$\text{pOH} = -\log(1,02 \cdot 10^{-5}) = 4,99 \longrightarrow \text{pH} = 14,0 - 4,99 = 9,01$$

4.5. El producto de solubilidad del cloruro de plomo(II) en agua pura a 25 °C es $1,7 \cdot 10^{-5}$. Calcule:

- La solubilidad, en g L^{-1} , del cloruro de plomo(II) en agua pura a 25 °C.
- Los gramos de cloruro de sodio que hay que añadir a 100 mL de disolución 0,010 M de acetato de plomo(II) para iniciar la precipitación de cloruro de plomo(II).

(Canarias 1996)

a) El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbCl}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbCl_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{Cl}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

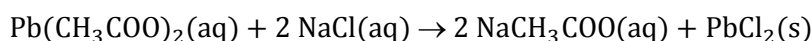
El valor de la solubilidad molar es:

$$1,7 \cdot 10^{-5} = 4s^3 \quad \rightarrow \quad s = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Expresando la solubilidad en g L^{-1} :

$$\frac{1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol PbCl}_2}{\text{L}} \cdot \frac{278,2 \text{ g PbCl}_2}{\text{mol PbCl}_2} = 4,5 \text{ g L}^{-1}$$

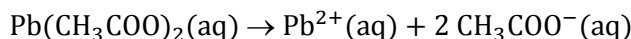
b) La ecuación química correspondiente a la reacción entre $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ y NaCl es:



Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^{-}]^2 > K_s$$

Considerando que la adición de NaCl a la disolución de $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ no produce variación de volumen y como esta sal se disocia en agua completamente de acuerdo con la siguiente ecuación, el valor de $[\text{Pb}^{2+}]$ es el mismo que el de la disolución de $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$:



$$0,010 \text{ M} \quad \quad 0,010 \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que cuando $[\text{Pb}^{2+}] = 0,010 \text{ M}$, el valor de $[\text{Cl}^{-}]$ que permanece en disolución es:

$$1,70 \cdot 10^{-10} = (0,010 \text{ M}) \cdot [\text{Cl}^{-}]^2 \quad \rightarrow \quad [\text{Cl}^{-}] = 4,1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

La masa de NaCl a añadir a la disolución conseguir esa concentración y que comience a precipitar PbCl_2 es:

$$100 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{10^3 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{4,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol NaCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 0,24 \text{ g NaCl}$$

4.6. Calcule la máxima concentración de ion Ni^{2+} en agua saturada con H_2S , a 25°C , en los siguientes casos:

a) A $\text{pH} = 0$.

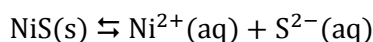
b) A $\text{pH} = 3,0$.

(Datos. $K_s \text{ NiS} = 3,2 \cdot 10^{-24}$; constantes de acidez del H_2S : $K_1 = 9,1 \cdot 10^{-8}$, $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-15}$.)

La disolución saturada de H_2S es $0,10 \text{ M}$ y en medio ácido, casi todo él está como H_2S)

(Galicia 2003)

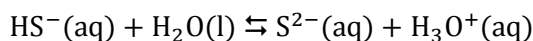
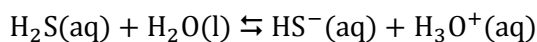
El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{NiS}(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ni}^{2+}] [\text{S}^{2-}]$$

Los equilibrios correspondientes a la disociación del H_2S son:



y las expresiones de las respectivas constantes de acidez son:

$$K_1 = \frac{[\text{HS}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{S}]} \quad K_2 = \frac{[\text{S}^{2-}] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HS}^-]}$$

Combinando ambas expresiones se elimina $[\text{HS}^-]$ y se obtiene:

$$[\text{S}^{2-}] = K_1 K_2 \frac{[\text{H}_2\text{S}]}{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}$$

Sustituyendo el valor de $[\text{S}^{2-}]$ en la expresión del producto de solubilidad se puede obtener $[\text{Ni}^{2+}]$:

$$[\text{Ni}^{2+}] = \frac{K_s}{K_1 K_2 [\text{H}_2\text{S}]} [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

a) Si la disolución tiene $\text{pH} = 0$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-0} = 1,0 \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de $[\text{Ni}^{2+}]$ es:

$$[\text{Ni}^{2+}] = \frac{3,2 \cdot 10^{-24}}{(9,1 \cdot 10^{-8}) \cdot (1,2 \cdot 10^{-15}) \cdot (0,10)} \cdot (1,0)^2 = 0,29 \text{ M}$$

b) Si la disolución tiene $\text{pH} = 3,0$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de $[\text{Ni}^{2+}]$ es:

$$[\text{Ni}^{2+}] = \frac{3,2 \cdot 10^{-24}}{(9,1 \cdot 10^{-8}) \cdot (1,2 \cdot 10^{-15}) \cdot (0,10)} \cdot (1,0 \cdot 10^{-3})^2 = 2,9 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

4.7. El agua fluorada, utilizada para prevenir la caries dental, suele contener alrededor de 1,0 ppm de ion F^- , es decir, 1,0 g de F^- por cada 10^6 g de agua.

a) ¿Cuál será la concentración molar del ion fluoruro?

b) Si se tiene un agua dura en la que existe una concentración de iones Ca^{2+} $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, ¿se formará precipitado en el proceso de fluoración?

c) Si se añade una concentración $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ de ácido fluorhídrico. ¿Qué ocurrirá? ¿Cuánto valdrá ahora la solubilidad?

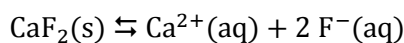
(Datos. $K_s \text{ CaF}_2 = 4,0 \cdot 10^{-11}$; $K_a \text{ HF} = 6,6 \cdot 10^{-4}$)

(Asturias 2004)

a) Considerando que el agua tiene una densidad de $1,0 \cdot 10^3 \text{ g L}^{-1}$, el valor de $[\text{F}^-]$ en el agua es:

$$[\text{F}^-] = \frac{1,0 \text{ g F}^-}{10^6 \text{ g agua}} \cdot \frac{1 \text{ mol F}^-}{19,0 \text{ g F}^-} \cdot \frac{1,0 \cdot 10^3 \text{ g agua}}{1 \text{ L agua}} = 5,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

b) El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{CaF}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2 > K_s$$

El valor del producto iónico es:

$$(1,0 \cdot 10^{-4}) \cdot (5,3 \cdot 10^{-5})^2 = 2,8 \cdot 10^{-13}$$

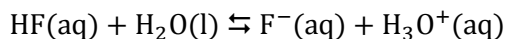
Como se observa, el producto iónico es menor que K_s , por lo tanto, **no se forma precipitado de CaF_2** .

c) Si al agua dura y fluorada que tiene las siguientes concentraciones iónicas:

$$[\text{Ca}^{2+}] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ M} \quad [\text{F}^-] = 5,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

se le añade una disolución $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ de HF, se trata del caso de la solubilidad de una sustancia en una disolución que presenta un ion común.

Como el HF es un ácido débil es preciso calcular previamente el valor de $[\text{F}^-]$ que aporta esta disolución al equilibrio:



La tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	HF	H_3O^+	F^-
c_{inicial}	$1,0 \cdot 10^{-2}$	—	$5,3 \cdot 10^{-5}$
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$1,0 \cdot 10^{-2} - x$	x	$5,3 \cdot 10^{-5} + x$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

Sustituyendo en la expresión anterior se obtiene que el valor de x es:

$$6,6 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot (5,3 \cdot 10^{-5} + x)}{(1,0 \cdot 10^{-2} - x)} \quad \rightarrow \quad x = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El valor de $[\text{F}^-]$ en el equilibrio es:

$$[\text{F}^-] = (5,3 \cdot 10^{-5} + 2,2 \cdot 10^{-3}) = 2,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El valor del producto iónico para el agua dura y fluorada es:

$$(1,0 \cdot 10^{-4}) \cdot (2,3 \cdot 10^{-3})^2 = 5,2 \cdot 10^{-10}$$

Como se observa, el producto iónico es mayor que K_s , por lo tanto, **sí que se forma precipitado de CaF_2** .

Como la concentración de F^- aumenta, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman iones F^- añadidos, lo que determina que disminuya la solubilidad del CaF_2 .

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que cuando $[\text{F}^-] = 2,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, el valor de s' , la nueva solubilidad es:

$$4,0 \cdot 10^{-11} = s' \cdot (2,3 \cdot 10^{-3})^2 \quad \rightarrow \quad s' = 7,6 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

4.8. a) Deduzca razonadamente si se forma un precipitado de sulfato de bario, BaSO_4 , al mezclar 100 mL de sulfato de sodio, Na_2SO_4 , $7,5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ y 50 mL de cloruro de bario, BaCl_2 , $0,015 \text{ M}$, considerando que estas dos sales se encuentran totalmente disociadas.

b) Indique cómo evolucionará el equilibrio anterior en cada uno de los tres supuestos siguientes:

b1) Se añade Ba^{2+} en forma de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

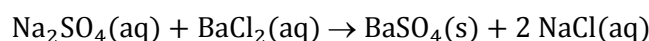
b2) Se añade SO_4^{2-} en forma de K_2SO_4 .

b3) Se aumenta el volumen añadiendo agua hasta 1 L.

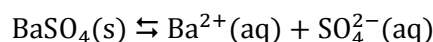
(Dato. $K_s \text{ BaSO}_4 = 1,1 \cdot 10^{-10}$)

(Canarias 2010)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción entre Na_2SO_4 y BaCl_2 es:



El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{BaSO}_4(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] > K_s$$

Como Na_2SO_4 y BaCl_2 se encuentran totalmente ionizados y considerando volúmenes aditivos, las concentraciones de SO_4^{2-} y Ba^{2+} una vez efectuada la mezcla son, respectivamente:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{100 \text{ mL Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \frac{7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol SO}_4^{2-}}{1 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4}}{(50 + 100) \text{ mL disolución}} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

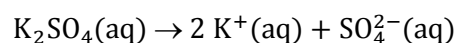
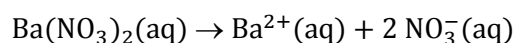
$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{50 \text{ mL BaCl}_2 \cdot 0,015 \text{ M} \cdot \frac{0,015 \text{ mmol BaCl}_2}{1 \text{ mL BaCl}_2 \cdot 0,015 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Ba}^{2+}}{1 \text{ mmol BaCl}_2 \cdot 0,015 \text{ M}}}{(50 + 100) \text{ mL disolución}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El valor del producto iónico es:

$$(5,0 \cdot 10^{-3}) \cdot (5,0 \cdot 10^{-4}) = 2,5 \cdot 10^{-6}$$

Como se observa, el producto iónico es mayor que K_s , por lo tanto, **sí que se forma precipitado de BaSO_4** .

b1-b2) Tanto $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ y K_2SO_4 se encuentran totalmente disociados en disolución acuosa de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



El principio de Le Châtelier (1884) dice:

“cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada”.

La adición de estas sales, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ o K_2SO_4 , sustancias que tienen algún ion común con los presentes en el equilibrio del apartado anterior, produce un aumento de las concentraciones iónicas. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones Ba^{2+} o SO_4^{2-} añadidos, en este caso hacia la izquierda, lo que provoca que disminuya la solubilidad del BaSO_4 .

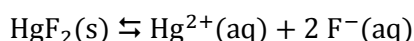
b3) Si se aumenta el volumen de la disolución, las concentraciones iónicas se hacen menores. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, para que se recupere el equilibrio es preciso que se disuelva más cantidad de precipitado y el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

4.9. ¿Cuántos gramos de HgF_2 se pueden disolver en 0,25 L de agua? ¿Y en 1,0 L de disolución acuosa que contiene NaF 0,010 M?

(Dato. $K_s \text{ HgF}_2 = 8,0 \cdot 10^{-8}$)

(Córdoba 2010)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{HgF}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Hg}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del HgF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Hg}^{2+}] = s \quad [\text{F}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar en agua es:

$$8,0 \cdot 10^{-8} = 4s^3 \quad \rightarrow \quad s = 2,7 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

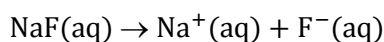
Cambiando las unidades de la solubilidad a g L^{-1} :

$$\frac{2,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol HgF}_2}{\text{L}} \cdot \frac{238,6 \text{ g HgF}_2}{\text{mol HgF}_2} = 0,65 \text{ g L}^{-1}$$

La masa de HgF_2 que se puede disolver en 0,25 L de agua es:

$$0,25 \text{ L agua} \cdot \frac{0,65 \text{ g HgF}_2}{\text{L agua}} = 0,16 \text{ g HgF}_2$$

▪ El NaF se encuentra totalmente dissociado en disolución acuosa de acuerdo con la siguiente ecuación:



$$0,010 \text{ M} \quad \quad \quad 0,010 \text{ M}$$

Se trata del caso de la solubilidad de una sustancia en una disolución que presenta un ion común. En este caso el valor de $[\text{F}^{-}]$ en el equilibrio es:

$$[\text{F}^-] = (2s + 0,010) \text{ M}$$

Como $2s \ll 0,010 \text{ M}$; se puede aproximar sin cometer gran error que:

$$[\text{F}^-] = (2s + 0,010) \text{ M} \approx 0,010 \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que cuando $[\text{F}^-] = 0,010 \text{ M}$, el valor de s' , la nueva solubilidad es:

$$8,0 \cdot 10^{-8} = s' \cdot (0,010 \text{ M})^2 \quad \rightarrow \quad s' = 8,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

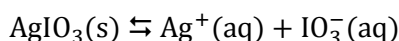
La masa de HgF_2 que se puede disolver en 1,0 L de esta disolución es:

$$1,0 \text{ L disolución} \cdot \frac{8,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol HgF}_2}{\text{L disolución}} \cdot \frac{238,6 \text{ g HgF}_2}{\text{mol HgF}_2} = 0,19 \text{ g HgF}_2$$

4.10. Se añaden 0,2827 g de iodato de plata a un litro de agua, se agita durante un rato y se filtra. La masa de sólido no disuelto, retenido en el filtro, es 0,2338 g. Calcule la constante producto de solubilidad del yodato de plata.

(Murcia 2011)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgIO}_3(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{IO}_3^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgIO_3 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{IO}_3^-] = s$$

El valor de la solubilidad molar en agua es:

$$s = \frac{(0,2827 - 0,2338) \text{ g AgIO}_3}{1,00 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgIO}_3}{282,9 \text{ g AgIO}_3} = 1,73 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de K_s que se obtiene es:

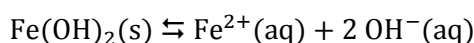
$$K_s = (1,73 \cdot 10^{-4})^2 = 2,99 \cdot 10^{-8}$$

4.11. Conocido el producto de solubilidad del hidróxido de hierro(II), $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $K_s = 3,16 \cdot 10^{-11}$, si en el agua de un manantial de aguas ferruginosas que contiene 10 mg L^{-1} de Fe^{2+} se eleva el pH a 7,8, ¿precipitará dicho hidróxido?

¿A qué pH comienza la precipitación de dicho hidróxido?

(Córdoba 2011) (Valencia 2016)

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Fe}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Las concentraciones iónicas iniciales son:

$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{10 \text{ mg Fe}^{2+}}{1 \text{ L agua}} \cdot \frac{1 \text{ g Fe}^{2+}}{10^3 \text{ mg Fe}^{2+}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}^{2+}}{55,8 \text{ g Fe}^{2+}} = 1,8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Si la disolución tiene $\text{pH} = 7,8$; los valores del pOH y $[\text{OH}^-]$ son, respectivamente:

$$\text{pOH} = 14,0 - 7,8 = 6,2$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \longrightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-6,2} \text{ M} = 6,3 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[\text{Fe}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 > K_s$$

El valor de producto iónico es:

$$(1,8 \cdot 10^{-4}) \cdot (6,3 \cdot 10^{-7})^2 = 7,2 \cdot 10^{-17}$$

Como se observa, el producto iónico es menor que K_s , por lo tanto, **no se forma precipitado de $\text{Fe}(\text{OH})_2$** .

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que cuando $[\text{Fe}^{2+}] = 1,8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, el valor de $[\text{OH}^-]$ para que comience a precipitar $\text{Fe}(\text{OH})_2$ es:

$$3,2 \cdot 10^{-11} = (1,8 \cdot 10^{-4} \text{ M}) \cdot [\text{OH}^-]^2 \longrightarrow [\text{OH}^-] = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(4,2 \cdot 10^{-4}) = 3,4 \longrightarrow \text{pH} = 14,0 - 3,4 = 10,6$$

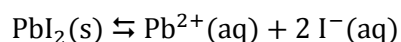
(En Valencia 2016 se pregunta como cuestión multirrespuesta)

4.12. El producto de solubilidad del yoduro de plomo(II) en agua pura a 25°C es $1,01 \cdot 10^{-9}$. Calcule:

- La solubilidad del mismo a esta temperatura.
- La solubilidad del yoduro de plomo(II) en una disolución $0,10 \text{ M}$ de yoduro de potasio.
- Si a 25°C se mezclan 50 mL de yoduro de sodio $0,10 \text{ M}$ con 50 mL de nitrato de plomo(II) $0,010 \text{ M}$, ¿se producirá precipitado?

(Granada 2011)

a) El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbI}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbI_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{I}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar en agua es:

$$1,01 \cdot 10^{-9} = 4s^3 \longrightarrow s = 6,32 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

b) Se trata del caso de la solubilidad de una sustancia en una disolución que presenta un ion común. En este caso el valor de $[\text{I}^{-}]$ en el equilibrio es:

$$[I^-] = (2s + 0,10) \text{ M}$$

Como $2s \ll 0,10 \text{ M}$; se puede aproximar sin cometer gran error que:

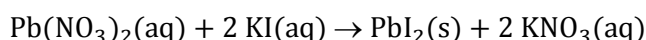
$$[I^-] = (2s + 0,10) \text{ M} \approx 0,10 \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que cuando $[I^-] = 0,10 \text{ M}$, el valor de s' , la nueva solubilidad es:

$$1,01 \cdot 10^{-9} = s' \cdot (0,10 \text{ M})^2 \quad \rightarrow \quad s' = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, **al añadir un ion común** el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma la sustancia añadida, en este caso hacia la formación del sólido, lo que provoca que **la solubilidad disminuya**.

c) La ecuación química correspondiente a la reacción entre $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y KI es:



Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2 > K_s$$

Como $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y KI se encuentran totalmente ionizados y considerando volúmenes aditivos, las concentraciones de Pb^{2+} y I^- una vez efectuada la mezcla son, respectivamente:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{50 \text{ mL Pb}(\text{NO}_3)_2 \cdot 0,010 \text{ M} \cdot \frac{0,010 \text{ mmol Pb}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mL Pb}(\text{NO}_3)_2 \cdot 0,010 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Pb}^{2+}}{1 \text{ mmol Pb}(\text{NO}_3)_2}}{(50 + 50) \text{ mL disolución}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{I}^-] = \frac{50 \text{ mL KI } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol KI}}{1 \text{ mL KI } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol I}^-}{1 \text{ mmol KI}}}{(50 + 50) \text{ mL disolución}} = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

El valor del producto iónico es:

$$(5,0 \cdot 10^{-3}) \cdot (5,0 \cdot 10^{-2})^2 = 1,3 \cdot 10^{-5}$$

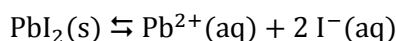
Como se observa, el producto iónico es mayor que K_s , por lo tanto, **sí que se forma precipitado de PbI_2** .

4.13. La solubilidad del PbI_2 en agua pura a 25°C es $0,70 \text{ g L}^{-1}$. Determine:

- El valor de la constante producto de solubilidad.
- Si esta sal precipita cuando se añadan $2,0 \text{ g}$ de yoduro de sodio a 100 mL de una disolución $0,012 \text{ M}$ nitrato de plomo(II).

(Cantabria 2011)

a) El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbI}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del PbI_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{I}^-] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

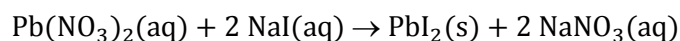
El valor de la solubilidad molar es:

$$s = \frac{0,70 \text{ g PbI}_2}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{461,0 \text{ g PbI}_2} = 1,5 \cdot 10^{-3}$$

El valor del producto de solubilidad es:

$$K_s = 4 \cdot (1,5 \cdot 10^{-3})^3 = 1,4 \cdot 10^{-8}$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y NaI es:



Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2 > K_s$$

Como $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y NaI se encuentran totalmente ionizados y considerando despreciable la variación de volumen por la adición del $\text{NaI}(\text{s})$, las concentraciones de Pb^{2+} y I^- una vez efectuada la mezcla son, respectivamente:

$$[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = 0,012 \text{ M}$$

$$[\text{I}^-] = \frac{2,0 \text{ g NaI} \cdot \frac{1 \text{ mol NaI}}{149,9 \text{ g NaI}} \cdot \frac{1 \text{ mmol I}^-}{1 \text{ mmol NaI}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}}}{100 \text{ mL disolución}} = 0,13 \text{ M}$$

El valor del producto iónico es:

$$(0,012) \cdot (0,13)^2 = 2,0 \cdot 10^{-4}$$

Como se observa, el producto iónico es mayor que K_s , por lo tanto, **sí que se forma precipitado de PbI_2** .

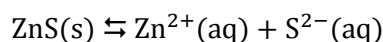
4.14. Se hace pasar una corriente de sulfuro de hidrógeno, H_2S , sobre una disolución que es 0,10 M en iones Zn^{2+} y Mn^{2+} .

- Calcule la concentración de iones S^{2-} para que precipite el sulfuro correspondiente.
 - ¿Cuál será la concentración de iones S^{2-} para que precipite el segundo ion metálico?
 - ¿Cuál será la concentración del primer catión cuando empieza a precipitar el segundo?
- (Datos. $K_s \text{ ZnS} = 2,0 \cdot 10^{-25}$; $K_s \text{ MnS} = 3,0 \cdot 10^{-14}$)

(Granada 2012)

a-b) Para que precipite una sustancia es preciso que se alcance su producto de solubilidad.

- El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{ZnS}(\text{s})$ es:



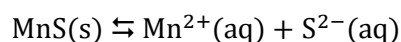
La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Zn}^{2+}] [\text{S}^{2-}] = 2,0 \cdot 10^{-25}$$

El valor de $[\text{S}^{2-}]$ para que comience a precipitar el ZnS es:

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{K_s}{[\text{Zn}^{2+}]} = \frac{2,0 \cdot 10^{-25}}{0,10} = 2,0 \cdot 10^{-24} \text{ M}$$

- El equilibrio correspondiente a la disolución del MnS es:



El producto de solubilidad correspondiente es:

$$K_s = [\text{Mn}^{2+}] [\text{S}^{2-}] = 3,0 \cdot 10^{-14}$$

El valor de $[\text{S}^{2-}]$ para que comience a precipitar el MnS es:

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{K_s}{[\text{Mn}^{2+}]} = \frac{3,0 \cdot 10^{-14}}{0,10} = 3,0 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

Precipita en primer lugar el ZnS ya que requiere un menor valor de $[\text{S}^{2-}]$ para que se alcance su K_s .

c) Cuando comienza a precipitar el Mn^{2+} el valor de $[\text{S}^{2-}] = 3,0 \cdot 10^{-13} \text{ M}$. Sustituyendo en la expresión de K_s del ZnS se obtiene que $[\text{Zn}^{2+}]$ en ese instante es:

$$2,0 \cdot 10^{-25} = [\text{Zn}^{2+}] \cdot (3,0 \cdot 10^{-13} \text{ M}) \quad \rightarrow \quad [\text{Zn}^{2+}] = 6,7 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

4.15. Se preparan 50 mL de dos disoluciones, una con 5,0 g de cloruro de calcio y otra con 5,0 g de carbonato de sodio. Se vierte una disolución sobre otra (se puede suponer volúmenes aditivos).

a) Se observa la aparición de un precipitado. Nombre y escriba la fórmula del compuesto que precipita.

b) Una vez realizada la precipitación, calcule la concentración de iones presentes en la disolución.

Se filtra la disolución, se seca y se pesa el precipitado.

c) ¿Qué masa tiene el precipitado?

Mediante una espátula se coge el precipitado y se introduce en un tubo de ensayo añadiendo unos pocos mililitros de disolución de ácido clorhídrico 1,0 M agitando suavemente hasta que desaparezca todo el precipitado.

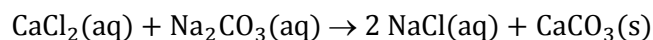
d) ¿Cuántos mL de disolución ácida se debe echar?

e) Mientras se añade la disolución de ácido clorhídrico se observa un burbujeo, ¿de qué gas se trata?

(Dato. $K_s \text{ CaCO}_3 = 8,7 \cdot 10^{-9}$)

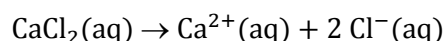
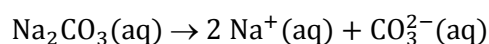
(Asturias 2012)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre cloruro de calcio, CaCl_2 , y carbonato de sodio, Na_2CO_3 , es:



El sólido formado es **carbonato de calcio**, CaCO_3 .

b) Tanto Na_2CO_3 y CaCl_2 se encuentran totalmente disociados en disolución acuosa de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



Para determinar las concentraciones de los iones en disolución es preciso saber antes la cantidad de precipitado de CaCO_3 que se forma que viene determinada por el reactivo limitante:

$$5,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 47 \text{ mmol Na}_2\text{CO}_3$$

$$5,0 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{111,0 \text{ g CaCl}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 45 \text{ mmol CaCl}_2$$

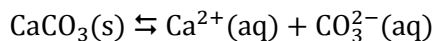
Como la reacción es mol a mol y existen menos moles de CaCl_2 , este se gasta completamente por lo que actúa como **reactivo limitante** que determina la cantidad de precipitado formado:

$$45 \text{ mmol CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mmol CaCO}_3}{1 \text{ mmol CaCl}_2} = 45 \text{ mmol CaCO}_3$$

Considerando volúmenes aditivos, el valor de $[\text{CO}_3^{2-}]$ en disolución se calcula mediante la expresión:

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{47 \text{ mmol CaCO}_3 \text{ (inicial)} - 45 \text{ mmol CaCO}_3 \text{ (precipitado)}}{(50 + 50) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mmol CO}_3^{2-}}{1 \text{ mmol CaCO}_3} = 0,020 \text{ M}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{CaCO}_3(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de $[\text{Ca}^{2+}]$ en disolución es:

$$8,7 \cdot 10^{-9} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot (0,020 \text{ M}) \quad \rightarrow \quad [\text{Ca}^{2+}] = 4,4 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Considerando volúmenes aditivos, las concentraciones de los otros iones presentes en la disolución son:

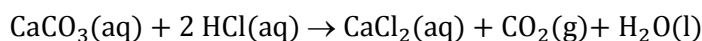
$$[\text{Cl}^-] = \frac{45 \text{ mmol CaCl}_2}{(50 + 50) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{2 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mmol CaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol NaCl}} = 0,090 \text{ M}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{45 \text{ mmol CaCl}_2}{(50 + 50) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{2 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mmol CaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mmol Na}^+}{1 \text{ mmol NaCl}} + \frac{47 \text{ mmol CaCO}_3 \text{ (ini.)} - 45 \text{ mmol CaCO}_3 \text{ (precip.)}}{(50 + 50) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mmol CaCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mmol Na}^+}{1 \text{ mmol Na}_2\text{CO}_3} = 0,094 \text{ M}$$

c) La masa de CaCO_3 precipitado es:

$$45 \text{ mmol CaCO}_3 \cdot \frac{100 \text{ mg CaCO}_3}{1 \text{ mmol CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ g CaCO}_3}{10^3 \text{ mg CaCO}_3} = 4,5 \text{ g CaCO}_3$$

d-e) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Na_2CO_3 y HCl es:

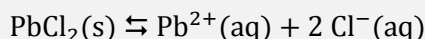


Relacionando Na_2CO_3 y HCl se obtiene el volumen de HCl 1,0 M consumido por el precipitado:

$$45 \text{ mmol CaCO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 1,0 \text{ M}}{1,0 \text{ mmol HCl}} = 90 \text{ mL HCl } 1,0 \text{ M}$$

El gas que se desprende es el **dióxido de carbono, CO_2** , que procede de la descomposición del ácido carbónico formado.

4.16. Una disolución saturada de cloruro de plomo(II) tiene a 25 °C una concentración de Pb^{2+} de $1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$.



a) Calcule la concentración de Cl^- de esta disolución.

b) Calcule K_s a dicha temperatura.

c) Razone el aumento o la disminución de la solubilidad del cloruro de plomo(II) con la adición de NaCl .

(Canarias 2013)

a) De acuerdo con el balance de materia, en el equilibrio se cumple que:

$$[\text{Cl}^-] = 2 [\text{Pb}^{2+}] = 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

b) La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^-]^2$$

El valor del producto de solubilidad es:

$$K_s = (1,6 \cdot 10^{-2}) \cdot (3,2 \cdot 10^{-2})^2 = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

c) De acuerdo con el principio de Le Châtelier, **al añadir un ion común** el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consume la sustancia añadida, en este caso hacia la formación del sólido, lo que provoca que **la solubilidad disminuya**.

4.17. El agua potable contiene diversas sales (cloruro de sodio, cloruro de magnesio, etc.) cuyo contenido depende de su manantial de procedencia y del tratamiento recibido. Algunas aportan un cierto sabor al agua; por este motivo, el límite máximo admisible de iones cloruro en el agua potable es de 250 ppm (250 mg L^{-1}). Una de las técnicas empleadas para analizar el contenido de iones cloruro en una muestra de agua es el método de Mohr, que se basa en la formación de un compuesto insoluble con el ion plata (cloruro de plata).

Como indicador se añaden unas gotas de disolución de cromato de potasio y luego se mide el volumen de una disolución de nitrato de plata, de concentración conocida, que debe añadirse antes de que aparezca un precipitado rojo de cromato de plata.

Para determinar la cantidad de cloruro que hay en un agua potable se valora una muestra de 25,0 mL de la misma con nitrato de plata 0,010 M, utilizando cromato de potasio como indicador. El color rojo ladrillo aparece cuando se han adicionado 15,0 mL de la sal de plata.

a) Nombre y represente los materiales necesarios para realizar esta valoración, dibuje un esquema del procedimiento experimental e indique dónde se coloca cada sustancia usada.

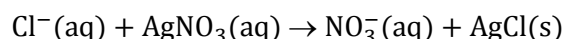
b) Determine la solubilidad en agua de cada compuesto y razone si el cromato de potasio es un indicador adecuado.

c) Calcule el contenido de cloruros en el agua analizada y justifique si es apta para el consumo.

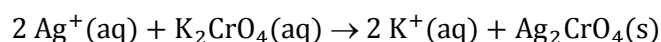
(Datos. K_s cromato de plata = $1,9 \cdot 10^{-12}$; K_s cloruro de plata = $1,6 \cdot 10^{-10}$)

(Asturias 2013)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre los iones cloruro presentes en el agua y nitrato de plata añadido es:

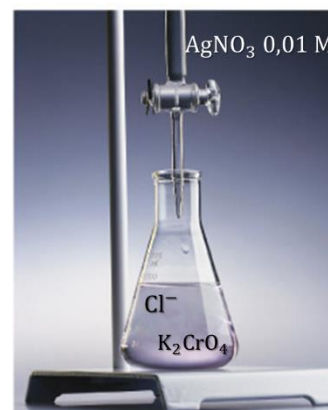


La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre los iones plata procedentes del nitrato de plata y el cromato de potasio es:

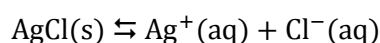


La figura muestra un esquema del montaje experimental donde se ve parte el material necesario para el proceso como una bureta 25 mL (contiene la disolución valorante de AgNO_3 0,010 M), el soporte y la pinza de bureta, un matraz Erlenmeyer 100 mL (contiene la muestra de agua a analizar).

Además, son necesarios una pipeta 25 mL y propipeta (para medir la muestra de agua) y otra pipeta de 1 mL para añadir la disolución de K_2CrO_4 (de color amarillo) que actúa como indicador.



b) El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgCl} (\text{s})$ formado es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgCl y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = s$$

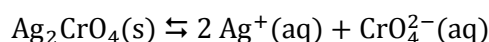
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,6 \cdot 10^{-10} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$ formado es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del Ag_2CrO_4 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = 2s \quad [\text{CrO}_4^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar en agua es:

$$1,9 \cdot 10^{-12} = 4s^3 \quad \rightarrow \quad s = 7,8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

La solubilidad de Ag_2CrO_4 es mayor que la del AgCl, esto determina que el Ag_2CrO_4 comience a precipitar cuando ya haya precipitado todo el AgCl.

c) Relacionando la cantidad de AgNO_3 gastado con la cantidad de muestra se puede determinar el contenido en Cl^- en la muestra de agua:

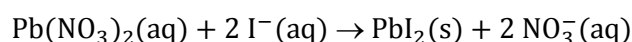
$$\frac{25,0 \text{ mL AgNO}_3 \cdot 0,010 \text{ M} \cdot \frac{0,010 \text{ mmol AgNO}_3}{1 \text{ mL AgNO}_3 \cdot 0,010 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol AgNO}_3} \cdot \frac{35,5 \text{ mg Cl}^-}{1 \text{ mmol Cl}^-}}{25,0 \text{ mL muestra}} = 213 \text{ mg L}^{-1}$$

La muestra de **agua** analizada es **apta para el consumo** ya que cumple la normativa de que su $[\text{Cl}^-]$ sea menor de 250 mg L^{-1} .

4.18. A una disolución que contiene 9,31 g de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ en 600 mL de disolución se le añade progresivamente ion I^- sin que varíe significativamente su volumen. ¿Cuál es la concentración de ion I^- cuando ha precipitado el 99,8 % del Pb^{2+} como PbI_2 , si el producto de solubilidad de este es igual a $9,6 \cdot 10^{-9}$.

(Cantabria 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y I^- es:



La concentración inicial de $[\text{Pb}^{2+}]$ es:

$$[\text{Pb}^{2+}]_0 = \frac{9,31 \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2}{600 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2}{331,2 \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}^{2+}}{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,0469 \text{ M}$$

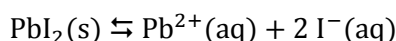
La concentración de $[\text{Pb}^{2+}]$ que precipita es:

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{precipitado}} = 0,0469 \text{ M (inicial)} \cdot \frac{99,8 \text{ M (precipitado)}}{100 \text{ M (inicial)}} = 0,0468 \text{ M}$$

La cantidad de Pb^{2+} que queda en disolución es:

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{disolución}} = 0,0469 \text{ M (inicial)} - 0,0468 \text{ M (precipitado)} = 1,00 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbI}_2(\text{s})$ es:



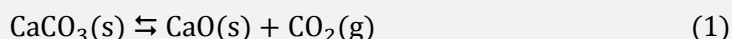
La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que cuando $[\text{Pb}^{2+}] = 1,00 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, el valor de $[\text{I}^{-}]$ de la disolución es:

$$9,6 \cdot 10^{-9} = (1,00 \cdot 10^{-4} \text{ M}) \cdot [\text{I}^{-}]^2 \quad \rightarrow \quad [\text{I}^{-}] = 9,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

4.19. El término cal incluye el óxido de calcio, CaO , (cal viva) y el hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, (cal apagada). Se utiliza en siderurgia para eliminar impurezas ácidas, en el control de la contaminación del aire para eliminar óxidos ácidos como el SO_2 y en el tratamiento del agua. La cal viva se obtiene industrialmente a partir de la descomposición térmica de piedra caliza, CaCO_3 , en grandes hornos de cal. A $897 \text{ }^\circ\text{C}$ la constante de equilibrio para la disociación del carbonato de calcio vale $K_p = 1 \text{ atm}$.



La cal viva es la fuente más barata de sustancias básicas, pero es insoluble en agua. Sin embargo, reacciona con agua para producir cal apagada. El $\text{Ca}(\text{OH})_2$ tiene una solubilidad limitada, de manera que no puede utilizarse para preparar disoluciones acuosas de pH elevado. En cambio, si se hace reaccionar con un carbonato soluble, como el $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq})$, la disolución que se obtiene tiene pH mucho más alto.



a) Si en un recipiente cerrado de $10,0 \text{ L}$ se introducen 50 g de carbonato de calcio en atmósfera de nitrógeno, a 1 atm y $25 \text{ }^\circ\text{C}$, y a continuación se calienta hasta $897 \text{ }^\circ\text{C}$, determine la composición de la fase gaseosa cuando se alcance el equilibrio.

b) Calcule la fracción de carbonato de calcio que ha descompuesto.

c) Calcule el pH de una disolución acuosa saturada de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

d) Considerando que la reacción (2) puede obtenerse combinando los equilibrios de solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y del CaCO_3 , determine el valor de K_c para esta reacción.

e) Si la concentración inicial de carbonato de sodio en la disolución es $0,10 \text{ M}$, demuestre que el pH de la reacción (2) en el equilibrio es mayor que en la disolución saturada de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

(Datos. $K_s \text{ Ca}(\text{OH})_2 = 5,5 \cdot 10^{-6}$; $s \text{ (CaCO}_3) = 5,29 \cdot 10^{-6} \text{ M}$)

(Asturias 2014)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de N_2 contenidos en el interior del recipiente es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}} = 0,409 \text{ mol N}_2$$

El número de moles de CO_2 formados en la descomposición térmica del CaCO_3 puede obtenerse a partir del equilibrio (1):



La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = p_{\text{CO}_2}$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de CO_2 contenidos en el interior del recipiente es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (897 + 273,15) \text{ K}} = 0,104 \text{ mol CO}_2$$

Las fracciones molares de cada uno de los gases son, respectivamente:

$$y_{\text{CO}_2} = \frac{0,104 \text{ mol CO}_2}{0,104 \text{ mol CO}_2 + 0,409 \text{ mol N}_2} = 0,203$$

$$y_{\text{N}_2} = \frac{0,409 \text{ mol N}_2}{0,104 \text{ mol CO}_2 + 0,409 \text{ mol N}_2} = 0,797$$

b) El número de moles de CaCO_3 que se introducen inicialmente en el recipiente es:

$$50 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,0 \text{ g CaCO}_3} = 0,50 \text{ mol CaCO}_3$$

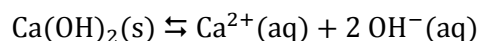
Los moles de CO_2 formados en el equilibrio proporcionan la cantidad de CaCO_3 que se ha descompuesto:

$$0,104 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,104 \text{ mol CaCO}_3$$

La fracción de CaCO_3 inicial que se ha descompuesto es:

$$0,104 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{0,104 \text{ mol CaCO}_3 \text{ (descompuesto)}}{0,51 \text{ mol CaCO}_3 \text{ (inicial)}} \cdot 100 = 21 \%$$

c) El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Ca(OH)}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del Ca(OH)_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ca}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que el valor de la solubilidad molar es:

$$5,5 \cdot 10^{-6} = 4s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

El valor de $[\text{OH}^{-}]$ de la disolución es:

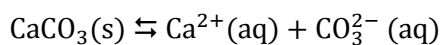
$$[\text{OH}^{-}] = 2s = 2 \cdot (1,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) = 2,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(2,2 \cdot 10^{-2}) = 1,7 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 1,7 = 12,3$$

d) Para obtener el valor de la constante de equilibrio de la reacción (2) a partir de los valores de las constantes K_s del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y del CaCO_3 es preciso calcular previamente el valor de la K_s de esta última sustancia.

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{CaCO}_3(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del CaCO_3 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de K_s para el CaCO_3 es:

$$K_s = (5,29 \cdot 10^{-6})^2 = 2,80 \cdot 10^{-11}$$

La expresión de la constante de equilibrio de la reacción (2) es:

$$K_c = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{CO}_3^{2-}]}$$

Despejando $[\text{Ca}^{2+}]$ de las expresiones de las constantes producto de solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y CaCO_3 se obtiene:

$$\left. \begin{array}{l} [\text{Ca}^{2+}] = \frac{K_s(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{[\text{OH}^-]^2} \\ [\text{Ca}^{2+}] = \frac{K_s(\text{CaCO}_3)}{[\text{CO}_3^{2-}]} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{K_s(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{K_s(\text{CaCO}_3)} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{CO}_3^{2-}]} = K_c$$

Sustituyendo ambas constantes se obtiene que el valor de K_c es:

$$K_c = \frac{5,50 \cdot 10^{-6}}{2,80 \cdot 10^{-11}} = 1,97 \cdot 10^5$$

e) El valor tan grande obtenido para la constante de equilibrio K_c indica que no se trata de un verdadero equilibrio y la reacción está completamente desplazada hacia la derecha.

Relacionando $[\text{CO}_3^{2-}]$ con $[\text{OH}^-]$ se puede calcular el pOH de esta reacción (2):

$$[\text{OH}^-] = 2 [\text{CO}_3^{2-}] = 2 \cdot (0,10 \text{ M}) = 0,20 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log(0,20) = 0,70$$

El valor del pH es:

$$\text{pH} = 14 - 0,70 = 13,3$$

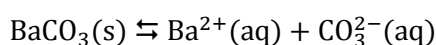
Como se observa, el pH de esta reacción (13,3) es mayor que el de una disolución saturada de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (12,3).

4.20. Teniendo en cuenta que la constante producto de solubilidad del carbonato de bario, BaCO_3 , es $5,0 \cdot 10^{-9}$ y la solubilidad del sulfato de bario, BaSO_4 , es de $2,45 \cdot 10^{-3} \text{ g L}^{-1}$, conteste a las siguientes cuestiones:

- ¿Cuál de los dos compuestos tiene menor solubilidad en agua?
- ¿Cuál es la solubilidad, expresada en g L^{-1} , de cada uno de estos compuestos en una disolución de nitrato de bario de concentración $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.
- ¿Qué cantidad de cloruro de bario hay que añadir a 0,500 L de una disolución que contiene los aniones CO_3^{2-} y SO_4^{2-} en concentración $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ para que empiece a precipitar el sulfato de bario?
- Si en la disolución del apartado anterior se continúa añadiendo cloruro de bario hasta que empiece a precipitar el carbonato de bario, ¿cuál es la concentración de sulfato que permanece en disolución en ese momento?
- ¿Qué masa de sulfato de bario se habrá formado hasta ese momento?

(Castilla y León 2014)

a) El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{BaCO}_3(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del BaCO_3 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar en agua es:

$$5,0 \cdot 10^{-9} = s^2 \quad \rightarrow \quad s = 7,1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Cambiando las unidades de la solubilidad:

$$\frac{7,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol BaCO}_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{197,3 \text{ g BaCO}_3}{1 \text{ mol BaCO}_3} = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ g L}^{-1}$$

Como se observa, la solubilidad del BaSO_4 ($2,45 \cdot 10^{-3} \text{ g L}^{-1}$) es menor que la solubilidad del BaCO_3 ($1,4 \cdot 10^{-2} \text{ g L}^{-1}$).

b) Se trata del caso de la solubilidad de sustancias BaCO_3 y BaSO_4 en una disolución de otra sustancia, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, con la que presentan un ion común.

Considerando que el $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ es una sustancia que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada, el valor de $[\text{Ba}^{2+}]$ en el equilibrio es:

$$[\text{Ba}^{2+}] = (s + 2,0 \cdot 10^{-3}) \text{ M}$$

Como $s \ll 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; se puede aproximar sin mucho error que:

$$[\text{Ba}^{2+}] = (s + 2 \cdot 10^{-3}) \text{ M} \approx 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

■ Solubilidad del BaCO_3

La expresión de la constante producto de solubilidad, K_s , queda como:

$$K_s = s \cdot (2 \cdot 10^{-3})$$

El valor de la solubilidad molar del BaCO_3 en esta disolución es:

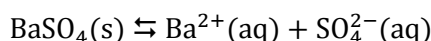
$$s = \frac{5,0 \cdot 10^{-9}}{2,0 \cdot 10^{-3}} = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

Cambiando las unidades de la solubilidad:

$$\frac{2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol BaCO}_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{197,3 \text{ g BaCO}_3}{1 \text{ mol BaCO}_3} = 4,9 \cdot 10^{-4} \text{ g L}^{-1}$$

■ Solubilidad del BaSO_4

En primer lugar es preciso calcular la constante producto de solubilidad de esta sustancia. El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{BaSO}_4(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del BaSO_4 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

La solubilidad molar del BaSO_4 es:

$$s = \frac{2,45 \cdot 10^{-3} \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{233,3 \text{ g BaSO}_4} = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El valor del producto de solubilidad es:

$$K_s = (1,05 \cdot 10^{-5})^2 = 1,10 \cdot 10^{-10}$$

De la misma forma que con la sustancia anterior, el valor de $[\text{Ba}^{2+}]$ en el equilibrio en la nueva disolución es, $[\text{Ba}^{2+}] \approx 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

La expresión de la constante producto de solubilidad queda como:

$$K_s = s \cdot (2 \cdot 10^{-3})$$

El valor de la solubilidad molar del BaSO_4 en esta disolución es:

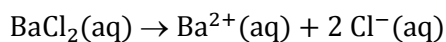
$$s = \frac{1,10 \cdot 10^{-10}}{2,0 \cdot 10^{-3}} = 5,5 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

Cambiando las unidades de la solubilidad:

$$\frac{5,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{233,3 \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ mol BaSO}_4} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ g L}^{-1}$$

Como se observa, [al añadir un ion común](#) el equilibrio se desplaza hacia la formación del sólido, lo que provoca que [ambas solubilidades disminuyan](#).

c) El BaCl_2 es una sustancia que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada según:



Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que cuando la disolución tiene $[\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-4} \text{ M}$, el valor de $[\text{Ba}^{2+}]$ para que comience a precipitar BaSO_4 es:

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{1,1 \cdot 10^{-10}}{1,0 \cdot 10^{-4}} = 1,1 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

La masa de BaCl_2 a añadir a 0,500 L de disolución para conseguir ese valor de $[\text{Ba}^{2+}]$ es:

$$0,500 \text{ L disolución} \cdot \frac{1,1 \cdot 10^{-6} \text{ mol Ba}^{2+}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{1 \text{ mol Ba}^{2+}} \cdot \frac{208,3 \text{ g BaCl}_2}{1 \text{ mol BaCl}_2} = 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ g BaCl}_2$$

d) Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que cuando la disolución tiene $[\text{CO}_3^{2-}] = 10^{-4} \text{ M}$, el valor de $[\text{Ba}^{2+}]$ para que comience a precipitar BaCO_3 es :

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{5,0 \cdot 10^{-9}}{1,0 \cdot 10^{-4}} = 5,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El valor de $[\text{SO}_4^{2-}]$ en la disolución cuando $[\text{Ba}^{2+}] = 5,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$, es:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{1,1 \cdot 10^{-10}}{5,0 \cdot 10^{-5}} = 2,2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

e) El valor de $[\text{SO}_4^{2-}]$ que corresponde a la cantidad de BaSO_4 que precipita para el valor de $[\text{SO}_4^{2-}]$ obtenido en el apartado anterior es:

$$1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M SO}_4^{2-} (\text{inicial}) - 2,2 \cdot 10^{-6} \text{ M SO}_4^{2-} (\text{disolución}) = 9,8 \cdot 10^{-5} \text{ M SO}_4^{2-} (\text{precipitado})$$

La masa de BaSO_4 precipitado en 0,500 L de disolución:

$$0,500 \text{ L disolución} \cdot \frac{9,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol SO}_4^{2-}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol SO}_4^{2-}} \cdot \frac{233,3 \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ mol BaSO}_4} = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ g BaSO}_4$$

4.21. Una disolución contiene los siguientes cationes Ag^+ , Pb^{2+} y Hg_2^{2+} en concentración 10^{-2} M . A esta disolución se le va añadiendo lentamente una disolución de NaCl .

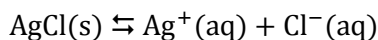
- ¿Cuál será el orden de precipitación de los iones en forma de cloruro de metal?
- Considerando que la separación será completa cuando en disolución queda menos del 0,1 % de la concentración inicial, ¿se podrá separar cuantitativamente por precipitación alguno de dichos iones metálicos de la disolución?

(Datos. $K_s \text{ AgCl} = 1,99 \cdot 10^{-10}$; $K_s \text{ PbCl}_2 = 1,58 \cdot 10^{-5}$; $K_s \text{ Hg}_2\text{Cl}_2 = 1,25 \cdot 10^{-18}$)

(Castilla y León 2015)

a) Para que precipite una sustancia es preciso que se alcance su producto de solubilidad.

- El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgCl}(\text{s})$ es:



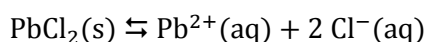
La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = 1,99 \cdot 10^{-10}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que cuando la disolución tiene $[\text{Ag}^+] = 10^{-2} \text{ M}$, el valor de $[\text{Cl}^-]$ para que comience a precipitar AgCl es:

$$[\text{Cl}^-] = \frac{1,99 \cdot 10^{-10}}{10^{-2}} = 1,99 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

- El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{PbCl}_2(\text{s})$ es:



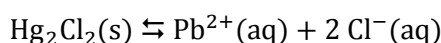
La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^{-}]^2 = 1,58 \cdot 10^{-5}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que cuando la disolución tiene $[\text{Pb}^{2+}] = 10^{-2} \text{ M}$, el valor de $[\text{Cl}^{-}]$ para que comience a precipitar PbCl_2 es:

$$[\text{Cl}^{-}] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{Pb}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{1,58 \cdot 10^{-5}}{10^{-2}}} = 3,97 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

- El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Hg}_2^{2+}] [\text{Cl}^{-}]^2 = 1,25 \cdot 10^{-18}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que cuando la disolución tiene $[\text{Hg}_2^{2+}] = 10^{-2} \text{ M}$, el valor de $[\text{Cl}^{-}]$ para que comience a precipitar Hg_2Cl_2 es:

$$[\text{Cl}^{-}] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{Hg}_2^{2+}]}} = \sqrt{\frac{1,25 \cdot 10^{-18}}{10^{-2}}} = 1,12 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

Precipita en primer lugar Hg_2Cl_2 ya que requiere un menor valor de $[\text{Cl}^{-}]$ para que se alcance su K_s , en segundo lugar AgCl , ya que el valor de $[\text{Cl}^{-}]$ que se necesita para alcanzar su K_s es mayor que el anterior y, finalmente, precipita PbCl_2 ya que es el que requiere mayor valor de todos los de $[\text{Cl}^{-}]$ obtenidos.

b) Considerando que la separación será completa cuando quede menos del 0,1 % de la concentración inicial:

$$10^{-2} \text{ M (inicial)} \cdot \frac{0,01 \text{ M (disolución)}}{100 \text{ M (total)}} = 10^{-5} \text{ M (disolución)}$$

- Separación de Ag^{+} y Hg_2^{2+}

Para que comience a precipitar AgCl en una disolución en la que $[\text{Ag}^{+}] = 10^{-2} \text{ M}$ es preciso que $[\text{Cl}^{-}] = 1,99 \cdot 10^{-8} \text{ M}$ y el valor de $[\text{Hg}_2^{2+}]$ en ese instante es:

$$[\text{Hg}_2^{2+}] = \frac{1,25 \cdot 10^{-18}}{(1,99 \cdot 10^{-8})^2} = 3,15 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Como se observa, el valor obtenido es mayor que 10^{-5} M , por lo tanto, Ag^{+} y Hg_2^{2+} no se pueden separar completamente.

- Separación de Ag^{+} y Pb^{2+}

Para que comience a precipitar PbCl_2 en una disolución en la que $[\text{Pb}^{2+}] = 10^{-2} \text{ M}$ es preciso que $[\text{Cl}^{-}] = 3,97 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ y el valor de $[\text{Ag}^{+}]$ en ese instante es:

$$[\text{Ag}^{+}] = \frac{1,99 \cdot 10^{-10}}{3,97 \cdot 10^{-2}} = 5,01 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

Como se observa, el valor obtenido es menor que 10^{-5} M, por lo tanto, Ag^+ y Pb^{2+} sí que se pueden separar completamente.

▪ Separación de Pb^{2+} y Hg_2^{2+}

Para que comience a precipitar PbCl_2 en una disolución en la que $[\text{Pb}^{2+}] = 10^{-2}$ M es preciso que $[\text{Cl}^-] = 3,97 \cdot 10^{-2}$ M y el valor de $[\text{Hg}_2^{2+}]$ en ese instante es:

$$[\text{Hg}_2^{2+}] = \frac{1,25 \cdot 10^{-18}}{(3,97 \cdot 10^{-2})^2} = 7,93 \cdot 10^{-16} \text{ M}$$

Como se observa, el valor obtenido es menor que 10^{-5} M, por lo tanto, Pb^{2+} y Hg_2^{2+} sí que se pueden separar completamente.

4.22. Se dispone de una mezcla sólida de cloruro de sodio y sulfito de sodio de la que se quiere averiguar su composición. Para ello se realizan las siguientes operaciones:

Se pesan exactamente 0,500 g de la mezcla, se disuelve en agua hasta un volumen total de 100 mL.

A 10,0 mL de la disolución preparada se le añade gota a gota una disolución 0,100 M de nitrato de plata hasta precipitación total de una mezcla de cloruro de plata y sulfito de plata, consumiendo 8,20 mL de la disolución de nitrato de plata.

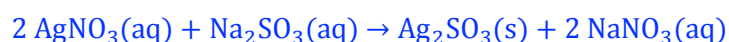
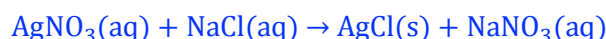
- Escriba las ecuaciones químicas que representan la precipitación de las dos sales.
- Escriba las ecuaciones químicas que representan la disolución parcial de las sales y la expresión de las constantes de producto de solubilidad en función de la solubilidad para ambas sales.
- Calcule la composición de la mezcla inicial.
- Indique de modo razonado cuál de los dos iones precipita antes y calcule el volumen de disolución necesario para que comience a aparecer precipitado (de necesitar la composición de la mezcla, use el dato obtenido en el apartado anterior, si no ha podido hallarlo use una composición del 50 % de cada sal).
- Calcule la concentración residual del anión que precipita en primer lugar cuando comience la precipitación del segundo.

(Datos. $K_s \text{AgCl} = 1,77 \cdot 10^{-10}$; $K_s \text{Ag}_2\text{SO}_3 = 1,50 \cdot 10^{-14}$)

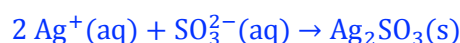
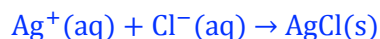
(Asturias 2016)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de precipitación de las dos sales son, respectivamente:

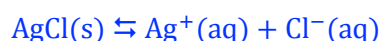
▪ En forma molecular:



▪ En forma iónica:



b) El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{AgCl}(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgCl y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Ag}_2\text{SO}_3(\text{s})$ es:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 [\text{SO}_3^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del Ag_2SO_3 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = 2s \quad [\text{SO}_3^{2-}] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$$

c) Considerando que se toma una porción de 10,0 mL de la disolución preparada con los 0,500 g de mezcla llevados hasta un volumen de 100,0 mL, la cantidad de mezcla analizada será la décima parte, 0,0500 g.

Llamando x a los mmol de NaCl e y a los de Na_2SO_3 en la mezcla, se puede escribir la siguiente ecuación:

$$x \text{ mmol NaCl} \cdot \frac{58,5 \text{ mg NaCl}}{1 \text{ mmol NaCl}} + y \text{ mmol Na}_2\text{SO}_3 \cdot \frac{126,1 \text{ mg Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_3} = 0,0500 \text{ g mezcla} \cdot \frac{10^3 \text{ mg mezcla}}{1 \text{ g mezcla}}$$

Se puede plantear otra ecuación con la cantidad de AgNO_3 consumida de acuerdo con las reacciones escritas en el apartado a):

$$8,20 \text{ mL AgNO}_3 \text{ } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol AgNO}_3}{1 \text{ mL AgNO}_3 \text{ } 0,100 \text{ M}} = 0,820 \text{ mmol AgNO}_3$$

Relacionando esta cantidad con las sustancias de la mezcla inicial:

$$x \text{ mmol NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol AgNO}_3}{1 \text{ mol NaCl}} + y \text{ mmol Na}_2\text{SO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mmol AgNO}_3}{1 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_3} = 0,820 \text{ mmol AgNO}_3$$

Resolviendo el sistema formado por ambas ecuaciones se obtiene:

$$x = 0,374 \text{ mmol NaCl} \quad y = 0,223 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_3$$

Las masas correspondientes a ambas sustancias son:

$$0,374 \text{ mmol NaCl} \cdot \frac{58,5 \text{ mg NaCl}}{1 \text{ mmol NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ g NaCl}}{10^3 \text{ mg NaCl}} = 0,0219 \text{ g NaCl}$$

$$0,223 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_3 \cdot \frac{126,1 \text{ mg Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_3} \cdot \frac{1 \text{ g Na}_2\text{SO}_3}{10^3 \text{ mg Na}_2\text{SO}_3} = 0,0281 \text{ g Na}_2\text{SO}_3$$

Teniendo en cuenta el factor de dilución 1:10 correspondiente a la alícuota analizada, las masas totales en la mezcla inicial son:

$$10 \cdot (0,0219 \text{ g NaCl}) = 0,219 \text{ g NaCl} \quad 10 \cdot (0,0281 \text{ g Na}_2\text{SO}_3) = 0,281 \text{ g Na}_2\text{SO}_3$$

Expresando el resultando en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{0,219 \text{ g NaCl}}{0,500 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 43,8 \% \text{ NaCl}$$

$$\frac{0,281 \text{ g Na}_2\text{SO}_3}{0,500 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 56,2 \% \text{ Na}_2\text{SO}_3$$

d) Las concentraciones de los aniones son, respectivamente:

$$[\text{Cl}^-] = \frac{0,374 \text{ mmol NaCl}}{10,0 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol NaCl}} = 3,74 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{SO}_3^{2-}] = \frac{0,223 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_3}{10,0 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mmol SO}_3^{2-}}{1 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_3} = 2,23 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Los valores de $[\text{Ag}^+]$ para que precipiten las sales en la disolución que tiene las concentraciones aniónicas calculadas son:

▪ Precipitación del cloruro de plata

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_s}{[\text{Cl}^-]} = \frac{1,77 \cdot 10^{-10}}{3,74 \cdot 10^{-2}} = 4,73 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

▪ Precipitación del sulfito de plata:

$$[\text{Ag}^+] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{SO}_3^{2-}]}} = \sqrt{\frac{1,50 \cdot 10^{-14}}{2,23 \cdot 10^{-2}}} = 8,20 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Precipita en primer lugar AgCl ya que requiere un menor valor de $[\text{Ag}^+]$ para que se alcance su K_s .

Suponiendo que se añaden V mL de AgNO_3 0,100 M, el volumen para que comience a precipitar AgCl, es decir, para conseguir el valor de $[\text{Ag}^+]$ calculado anteriormente es:

$$\frac{V \text{ mL AgNO}_3 \text{ 0,100 M}}{(V + 10,0) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol AgNO}_3}{1 \text{ mL AgNO}_3 \text{ 0,100 M}} = 4,73 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

Se obtiene, $V = 4,73 \cdot 10^{-7}$ mL AgNO_3 0,100 M.

Es decir, **con la primera gota añadida de AgNO_3 0,100 M es más que suficiente para que comience la precipitación del AgCl.**

e) Para que comience a precipitar Ag_2SO_3 es preciso que $[\text{Ag}^+] = 8,20 \cdot 10^{-7}$, el valor de $[\text{Cl}^-]$ en ese instante es:

$$[\text{Cl}^-] = \frac{K_s}{[\text{Ag}^+]^2} = \frac{1,77 \cdot 10^{-10}}{(8,20 \cdot 10^{-7})^2} = 2,16 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

También puede expresarse en forma de porcentaje:

$$\frac{2,16 \cdot 10^{-4} \text{ M (residual)}}{3,74 \cdot 10^{-2} \text{ M (inicial)}} \cdot 100 = 0,58 \%$$

4.23. En Galicia, las minas de San Finx (Lousame) tienen una vieja historia, posiblemente de las mejor documentadas, pues tuvo tres periodos de actividad importantes, en la Edad del Bronce, durante la Edad Media y desde finales del siglo XIX hasta los años 70 del siglo XX. Recientemente, en la segunda década del siglo XXI, comienza una nueva reactivación de esta mina, especialmente por el interés de los minerales con elementos como el wolframio, tántalo o niobio. Pero la actividad fundamental hasta el siglo XX radicaba en la extracción de casiterita para obtener estaño, con el que los pueblos precatreños de Galicia comercializaban para elaborar el bronce, una aleación de estaño y cobre. Y parece ser que Galicia fue un punto estratégico en esa época de intercambio cultural gracias al comercio con este mineral, incluso con los fenicios.

El bronce es una aleación con un promedio del 11 % en masa de estaño y se obtiene de la reducción con carbono de los minerales malaquita, $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$, y casiterita, SnO_2 . La malaquita reacciona (rendimiento de la reacción del 80,0 %) con carbono para generar cobre sólido, dióxido de carbono y agua, mientras que, la casiterita reacciona (rendimiento de la reacción del 95,0 %) formando estaño sólido y dióxido de carbono.

a) Escriba las reacciones ajustadas que ocurren para tener cobre y estaño.

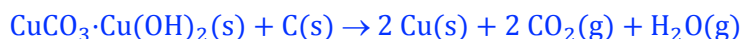
b) Calcule el bronce obtenido a partir de 300 g de malaquita (riqueza en $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2 = 57,0 \%$) y 25,0 g de casiterita ($\text{SnO}_2 = 78,6 \%$).

c) La azurita (riqueza en $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2 = 69,2 \%$) también llamada malaquita azul, es un mineral conocido desde la antigüedad, utilizado en joyería y también en como pigmento azul que reacciona muy empleado por los pintores, una vez pulverizado. Suponga que se utiliza azurita para obtener la cantidad de bronce anterior, ¿cuánta se necesitará?

d) Como se ha visto, el hidróxido de cobre se encuentra en la azurita y en la malaquita, y en nutrición parenteral se administra a algunos enfermos por vía intravenosa para suministrar oligoelementos, en este caso el ion Cu^{2+} . Se sabe que el pH de la sangre es 7,4 y conociendo el riesgo que supone de que el Cu^{2+} precipite en la sangre en forma de $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Calcule la concentración límite (máxima) que puede estar el ion Cu^{2+} libre en la sangre ($K_S = 2,2 \cdot 10^{-20}$).

(Galicia 2017)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de obtención de ambos metales son:



Como se facilitan cantidades de ambos reactivos, previamente es necesario determinar cuál de ambos es el reactivo limitante:

$$300 \text{ g malaquita} \cdot \frac{57,0 \text{ g CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2}{100 \text{ g malaquita}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2}{221,2 \text{ g CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2} = 0,773 \text{ mol CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$$

$$0,773 \text{ mol CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \frac{2 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 98,2 \text{ g Cu}$$

$$25,0 \text{ g casiterita} \cdot \frac{78,6 \text{ g SnO}_2}{100 \text{ g casiterita}} \cdot \frac{1 \text{ mol SnO}_2}{150,7 \text{ g SnO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Sn}}{1 \text{ mol SnO}_2} \cdot \frac{118,7 \text{ g Sn}}{1 \text{ mol Sn}} = 15,5 \text{ g Sn}$$

La relación másica que se obtiene es:

$$\frac{98,2 \text{ g Cu}}{15,5 \text{ g Sn}} = 6,34$$

Como este valor es menor que 11 (se quiere preparar un bronce que contenga 89,0 % de Cu y 11,0 % de Sn) quiere decir que **el limitante es el Cu, es decir, la malaquita**.

Teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso de obtención del cobre es del 80,0 % la cantidad real de este que reacciona con el estaño es:

$$98,2 \text{ g Cu} \cdot \frac{80,0 \text{ g Cu (real)}}{100 \text{ g Cu (teórico)}} = 78,5 \text{ g Cu}$$

Para preparar un bronce con un contenido de Sn del 11 % la cantidad de este que reacciona con el Cu es:

$$78,5 \text{ g Cu} \cdot \frac{11,0 \text{ g Sn}}{89,0 \text{ g Cu}} = 9,71 \text{ g Sn}$$

La cantidad de bronce que se obtiene es:

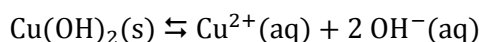
$$78,5 \text{ g Cu} + 9,71 \text{ g Sn} = \mathbf{88,2 \text{ g bronce}}$$

c) Relacionando el Cu necesario para preparar el bronce del apartado anterior con una azurita con una riqueza del 69,2 %:

$$78,5 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2}{2 \text{ mol Cu}} = 0,618 \text{ mol CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$$

$$0,618 \text{ mol CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2 \cdot \frac{221,2 \text{ g CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2}{1 \text{ mol CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2} \cdot \frac{100 \text{ g azurita}}{69,2 \text{ g CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2} = \mathbf{198 \text{ g azurita}}$$

d) La ecuación química correspondiente a la disolución del $\text{Cu(OH)}_2(\text{s})$ es:



La expresión del producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Cu}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2$$

Teniendo en cuenta que el pH de la sangre es 7,4 el valor del pOH es:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 7,4 = 6,6$$

El valor de $[\text{OH}^{-}]$ en la sangre es:

$$[\text{OH}^{-}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-6,6} \text{ M} = 2,5 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene que $[\text{Cu}^{2+}]$ máxima en la sangre para ese valor del pH es:

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{2,2 \cdot 10^{-20}}{(2,5 \cdot 10^{-7})^2} = \mathbf{3,5 \cdot 10^{-7} \text{ M}}$$

(Los apartados a) y b) son similares al problema propuesto en Asturias 2015 (libro 1) y el apartado d) fue propuesto en Galicia 2007 (libro 5)).