

Pruebas de la Olimpiada Nacional de Química

Ciudad Real, 1997

Cuestionario

Cuestionario Temático Nerea Iza
Dpto. Química Física I
Universidad Complutense

La respuesta correcta de cada pregunta está señalada con el símbolo >.

1. Señale la proposición correcta:

- a) En 22.4 L de oxígeno gaseoso, a 0° C y 1 atm, hay N (número de Avogadro) átomos de oxígeno.
- >b) En una reacción, el número total de átomos de los reactivos es igual al número total de los productos.
- c) En una reacción entre gases, el volumen total de los reactivos es igual al volumen total de los productos
(medidos a la misma P y T).
- d) En una reacción, el número total de moles de los reactivos es igual al número total de moles de los productos.
- e) El volumen de 16 g de oxígeno es igual al de 16 g de hidrógeno (a la misma P y T).

2. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de valores para n, l, m, s , representa una de las soluciones permitidas de la ecuación de ondas para el átomo de hidrógeno?

$n \ l \ m \ s$

- a) 2 0 3 -1/2
- >b) 2 0 0 +1/2
- c) 2 1 -1 +1/3
- d) 4 2 3 -1/2
- e) 5 6 1 +1/2

3. Señale la proposición correcta:

- >a) **El número de electrones de los iones Na⁺ es igual al de los átomos neutros del gas noble Ne.**
- b) El número atómico de los iones Na⁺ es igual al del gas noble Ne.
- c) Los iones Na⁺ y los átomos de gas noble Ne son isótopos.
- d) El número de protones de los iones ²³Na⁺ es igual al de los átomos de ²²Ne.
- e) La masa atómica de los iones ²³Na⁺ es igual a la de los átomos de ²²Ne.

4. Señale la proposición correcta:

- a) La longitud de onda característica de una partícula elemental depende de su carga.
- >b) **La transición n = 1 a n = 3 en el átomo de hidrógeno requiere más energía que la transición n = 2 a n = 5.**
- c) Dos fotones de λ = 400 nm tienen distinta energía que uno de λ = 200 nm.
- d) Los fotones de luz visible (λ = 500 nm) poseen menor energía que los de radiación infrarroja (λ = 10000 nm).
- e) Las energías de los electrones de H y He⁺ son iguales si el número cuántico n es el mismo.

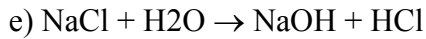
5. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros:

X : 1s² 2s² p⁶ ; Y : 1s² 2s²p⁵ 3s¹

- a) La configuración de Y corresponde a un átomo de sodio.
- >b) **Para pasar de X a Y se consume energía.**
- c) La configuración de Y representa a un átomo del tercer periodo.
- d) Las configuraciones de X e Y corresponden a diferentes elementos.
- e) La energía para arrancar un electrón es igual en X que en Y.

6. De las reacciones químicas que se formulan a continuación, indique la única que puede tener lugar:

- a) $\text{Ca}_3\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Ca}^{2+}$
- b) $\text{Ca}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NH}_3 + 3\text{CaO}$
- >c) **$\text{Ca}_3\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NH}_3 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2$**
- d) $4\text{Ca}_3\text{N}_2 + 9\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{HNO}_3 + 5\text{NH}_3 + 12\text{Ca}$



7. Dada la reacción : $\text{Cl}_2 + 2\text{NaI} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{I}_2$, de los siguientes enunciados señale el que considere correcto:

- a) La molécula de Cl_2 actúa como reductor.
- b) Los iones Na^+ actúan como oxidantes.
- >c) **El I_2 es el oxidante conjugado de los iones I^- .**
- d) Los iones Cl^- son los oxidantes conjugados del Cl_2 .
- e) El número de oxidación del cloro aumenta en esta reacción.

8. Si el número de moles de electrones, así como el de todas las especies químicas que intervienen en la reacción de una pila se multiplica por dos:

- a) El potencial de la pila se duplica.
- b) El potencial se reduce a la mitad.
- >c) **El potencial no varía.**
- d) El potencial se eleva al cuadrado.
- e) La intensidad de la corriente eléctrica permanece constante.

9. Los enlaces de hidrógeno:

- a) Aparecen siempre que hay un átomo de hidrógeno.
- b) Hacen disminuir, generalmente, las temperaturas de fusión y de ebullición.
- c) Aparecen en moléculas como H_2O , NH_3 y CH_4 .
- >d) **Son muy fuertes cuando el elemento unido al hidrógeno es muy electronegativo.**
- e) Poseen una energía de enlace superior a la de un enlace químico.

10. Para una reacción entre gases ideales del tipo: $2A \rightleftharpoons B + C$; $\Delta G^\circ = +20 \text{ kcal}$, a 25° C . Si partimos sólo de A, a

25° C y 1 atm, en ausencia de B y C:

- a) La reacción se produce hasta que $\Delta G^\circ = 0$, en cuyo caso $K_p = 1$.
- >b) **La reacción no se produce espontáneamente.**
- c) La reacción directa es siempre espontánea en todas las condiciones.

- d) Por ser gases ideales, el equilibrio no depende de la temperatura.
e) La constante de equilibrio no depende de la temperatura.

11. Dada la siguiente reacción: $CN^-(aq) + H_2O(l) \rightarrow HCN(aq) + OH^-(aq)$. Si K_a para el ácido HCN es 4.8×10^{-10} , y $K_w = 1 \times 10^{-14}$, la constante de equilibrio para la reacción anterior es:

- >a) **2.1×10^{-5}**
b) 2.1×10^{11}
c) -4.8×10^{-10}
d) 4.8×10^{-10}
e) 2.1×10^{-3}

12. 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 pKa del NO_2^-
c) Igual al pKa del HNO_2
d) Igual a 7.
e) Entre 7 y 13.

13. Una disolución reguladora contiene concentraciones iguales de un ácido débil, HA, y su base conjugada A^- . Si K_a para HA es 1.0×10^{-9} , el pH de la disolución reguladora es:

- a) 1.0
b) 7.0
c) 5.0
d) 13.0
>e) **9.0**

14. ¿Cuál de las siguientes disoluciones es una disolución reguladora con un pH mayor de 7? La constante K_a para el HCNO es 2.2×10^{-4} y K_b para el NH_3 es 1.7×10^{-5} .

- >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) Ninguna de estas.

- d) 10 mL HCNO 0.1 M + 5.0 mL NaOH 0.1 M
e) 10 mL NH₃ 0.1 M + 10 mL HCl 0.1 M

15. Calcule el producto de solubilidad del PbBr₂(s) si la solubilidad de ésta sal en agua a 25° C es 0.022 mol L⁻¹.

- a) 1.9x10⁻⁵
b) 1.1x10⁻⁵
>c) **4.3x10⁻⁵**
d) 9.7x10⁻⁴
e) 4.8x10⁻⁴

16. Para la reacción: Ag(OOCCH₃) (s) → Ag⁺(aq) + CH₃COO⁻(aq) , H es positivo. ¿Cuál de los siguientes cambios aumentará la solubilidad del acetato de plata en agua?

- a) Disminución de la temperatura.
>b) **Adición de ácido nítrico.**
c) Adición de acetato de plata.
d) Adición de agua.
e) Adición de acetato sódico.

17. Indique lo que ocurre cuando se mezclan 50 mL de AgNO₃(aq) 1.0 M y 50 mL de NaBrO₃ (aq) 0.01 M.

K_{ps} (AgBrO₃) es 5.8x10⁻⁵.

- >a) **Precipita espontáneamente AgBrO₃.**
b) El valor de K_{ps} aumenta en un factor de 43.
c) El valor de K_{ps} disminuye en un factor de 43.
d) No se produce precipitación.
e) Precipita espontáneamente NaNO₃.

18. ¿Cuál es el estado de oxidación del azufre en el ditionato sódico, Na₂S₂O₄ ?

- a) +8
b) -6

- c) +6
- >d) +3
- e) -3

19. Para la siguiente reacción: $MnO_2 + 2Cl^- + 4H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + 2H_2O$. Los agentes oxidante y reductor, respectivamente, son:

- a) Cl^- y Cl_2
- b) MnO_2 y Mn^{2+}
- c) Cl^- y MnO_2
- >d) **MnO_2 y Cl^-**
- e) Cl^- y H^+

20. Si la entalpía de vaporización del agua a $100^\circ C$ es 40.7 kJ mol^{-1} , calcule S para la condensación de 1.00 mol de $H_2O(g)$ a esta temperatura.

- a) 109 J K^{-1}
- b) 136 J K^{-1}
- >c) **-109 J K^{-1}**
- d) 40600 J K^{-1}
- e) -40600 J K^{-1}

21. Para la siguiente reacción: $PCl_5(g) \rightarrow PCl_3(g) + Cl_2(g)$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) $\Delta G = \Delta H + T\Delta S$
- b) $\Delta S = 0$
- >c) **$\Delta S > 0$**
- d) $\Delta S^\circ = 0$ para $Cl_2(g)$
- e) $\Delta S < 0$

22. Para la siguiente reacción: $2Cu^+(aq) \rightarrow Cu(s) + Cu^{2+}(aq)$, el potencial estándar es 0.19 V a $25^\circ C$.

Sabiendo que $F = 96489 \text{ C}$, el valor de G° es:

- >a) **-18.33 kJ**
- b) -95.00 kJ
- c) +37.23 kJ
- d) +18.33 kJ
- e) -37.23 kJ

23. La energía libre de formación del NO(g) es 86.69 kJ mol⁻¹ a 25° C y 1atm. Sabiendo que R =8.314 J K⁻¹ mol⁻¹

la constante de equilibrio de la reacción: N₂(g) + O₂(g) → 2NO(g), es:

- a) 1.57x10⁻³¹
- b) 1.07x10³⁰
- c) 2.47x10³⁰
- d) 7.24x10⁻³¹
- >e) **4.06x10⁻³¹**

24. ¿Cuál de los siguientes iones será reducido por el ión Cr²⁺(aq) en condiciones estándar?. Los potenciales estándar de reducción (en voltios) son: E°(Pb²⁺/Pb) = -0.13; E°(Ca²⁺/Ca) = -2.87 ; E°(Al³⁺/Al) = -1.67 ; E°(Fe²⁺/Fe) = -0.44 ; E°(Zn²⁺/Zn) = -0.76 ; E°(Cr³⁺/Cr²⁺) = -0.42

- >a) **Pb²⁺(aq)**
- b) Ca²⁺(aq)
- c) Al³⁺(aq)
- d) Fe²⁺(aq)
- e) Zn²⁺(aq)

25. Los productos de la electrolisis de una disolución acuosa de H₂SO₄ son:

- a) H₂(g) y OH⁻(aq)
- b) Na(s) y O₂(g)
- c) O₂(g) y H⁺(aq)
- >d) **H₂(g) y O₂(g)**
- e) H₂(g) y H₂SO₃(aq)

26. El número atómico del Fe es 26. Si el Ru está exactamente debajo del Fe en la tabla periódica, el ión Ru(II) tiene una configuración periódica:

- a) d9
- b) d7
- c) d8
- d) d5
- >e) **d6**

27. Un isótopo del elemento K tiene número de masa 39 y número atómico 19. El número de electrones, protones y neutrones, respectivamente, para este isótopo es:

- a) 19, 20, 19
- b) 19, 39, 20
- c) 19, 19, 39
- >d) **19, 19, 20**
- e) 20, 19, 19

28. Para los siguientes compuestos, H₂O, KI, H₂S, CH₄. ¿Qué respuesta tiene los compuestos ordenados por valores decrecientes de puntos de ebullición?

- a) H₂O > KI > H₂S > CH₄
- b) KI > H₂O > CH₄ > H₂S
- >c) **KI > H₂O > H₂S > CH₄**
- d) KI > H₂S > H₂O > CH₄
- e) KI > CH₄ > H₂S > H₂O

29. Para la siguiente reacción: $P_4(s) + 5O_2(g) + 6H_2O(l) \rightarrow 4H_3PO_4(l)$. Si reaccionan 40.0 g de O₂(g) con P₄(s) y sobran 8.00 g de O₂(g) después de la reacción, ¿cuántos gramos de P₄(s) se quemaron?

Masas atómicas: O = 16; P = 31

- a) 8.00
- b) 37.2
- c) 48.0
- d) 31.0

>e) **24.8**

30. Se disuelven 12.8 g de carbonato sódico en la cantidad de agua suficiente para preparar 325 mL de disolución. La concentración de esta disolución en mol L⁻¹ es:

a) 3.25

b) 0.121

c) 0.0393

>d) **0.372**

e) 12.8

Masas atómicas: O = 16; C = 12; Na = 23

31. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más baja?

a) Ne

b) F

c) He

>d) **Li**

e) O

32. La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y que tiene un átomo central con dos pares de electrones enlazantes y un par solitario, es

>a) **Angular.**

b) Piramidal triangular.

c) Lineal.

d) Tetraédrica.

e) Triangular plana.

33. La forma geométrica de la molécula de formaldehído, H₂CO, es:

a) Lineal.

>b) **Triangular plana.**

c) Angular.

d) Piramidal triangular.

e) Tetraédrica.

34. ¿Cuántos enlaces y enlaces hay ,respectivamente, en la molécula de $F_2C=CF_2$?

>a) **5 y 1**

b) 4 y 2

c) 5 y 2

d) 4 y 1

e) 6 y 0

35. Utilice la teoría de orbitales moleculares para predecir cuál de las siguientes especies tiene la mayor energía de enlace.

a) OF^+

b) NO^-

>c) **CF^+**

d) NF

e) O_2

36. Los calores molares de vaporización de los halógenos, X_2 , aumentan de arriba a abajo en la tabla periódica debido a:

a) Fuerzas ión-dipolo.

>b) **Fuerzas de London.**

c) Fuerzas coulombicas.

d) Fuerzas dipolo-dipolo.

e) Enlace de hidrógeno.

37. Calcule la concentración de agua en la fase gas a $25^\circ C$, si la presión de vapor de agua a esta temperatura es 3.17 kPa . La constante $R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

a) 0.0313 M

>b) **0.00128 M**

c) 0.0884 M

d) 55.4 M

e) 0.142 M

38. Para la siguiente reacción: $4\text{NH}_3(\text{g}) + 7\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Si inicialmente $[\text{N}_2\text{O}_4] = [\text{H}_2\text{O}] = 3.60 \text{ mol L}^{-1}$, y en el equilibrio la concentración de agua que queda sin reaccionar es $[\text{H}_2\text{O}] = 0.60 \text{ mol L}^{-1}$, calcule la concentración de equilibrio de $\text{NH}_3(\text{g})$ en mol L^{-1} .

a) 3.00

>b) **2.00**

c) 2.40

d) 0.90

e) Se necesita la constante de equilibrio para el cálculo.

39. Para la siguiente reacción: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$, $H = +58.2 \text{ kJ}$. ¿Cuál de las siguientes modificaciones producirá un aumento en la concentración de $\text{NO}_2(\text{g})$?

>a) **Un aumento de la temperatura.**

b) Una disminución del volumen.

c) La concentración de $\text{NO}_2(\text{g})$ permanecerá constante ya que está en el equilibrio.

d) Un aumento de la presión.

e) Una disminución de la temperatura.

40. La posición de equilibrio no se ve afectada apreciablemente por cambios en el volumen del recipiente para la reacción:

>a) **$\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{g})$**

b) $\text{P}_4(\text{s}) + 6\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{PCl}_3(\text{l})$

c) $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$

d) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{s}) \rightarrow 2\text{HI}(\text{g})$

e) $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g})$

41. Para la reacción: $\text{NH}_2\text{CO}_2\text{NH}_4(\text{s}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$, en el equilibrio la presión total del gas es 0.843 atm a 400K . La constante de equilibrio K_p a esta temperatura es:

a) 0.0222

b) 0.00701

c) 0.843

>d) **0.0888**

e) 0.599

42. La semirreacción que ocurre en el ánodo durante la electrolisis de cloruro sódico fundido es:

a) $\text{Na}^+(\text{l}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{l})$

b) $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{l})$

c) $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^-$

>d) **$2\text{Cl}^-(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$**

e) $\text{Na}(\text{l}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{l}) + \text{e}^-$

43. La temperatura crítica en un diagrama de fases para una sustancia pura es:

a) La temperatura a la que tiene lugar el punto triple.

b) La temperatura a la que termina la curva de sublimación.

c) La temperatura a la que el sólido, líquido y gas existen en equilibrio.

>d) **La temperatura por encima de la cual el gas no se puede licuar por aumento de presión**

.

e) La temperatura a la que termina la curva de puntos de fusión.

44. El punto de ebullición normal de un líquido es:

a) Ninguno de estos.

b) La temperatura a la que la presión de vapor iguala a la presión atmosférica.

c) La temperatura por encima de la cual un gas no puede ser condensado.

>d) La temperatura a la que su presión de vapor es igual a una atmósfera.

e) La temperatura a la que se alcanza el equilibrio entre el líquido y el gas.

45. Si 2.07×10^{22} átomos de un determinado elemento pesan 2.48 g, su masa molecular en g mol⁻¹ es:

a) 5.13

b) 36.0

>c) **72.1**

d) 22.4

e) 144

Pruebas de la Olimpiada Nacional de Química

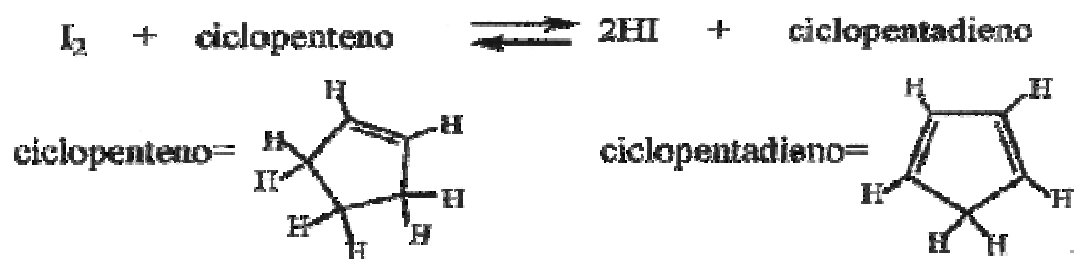
Ciudad Real, 1997

PROBLEMAS

Problema 1

J. Fernández Baeza
Dpto. Química Inorgánica
Universidad Castilla-La Mancha

La reacción en fase gaseosa, que a continuación se describe :



presenta una constante de equilibrio entre 450 y 700 K, que viene dada por la ecuación :

$$\ln K_p = 17.39 - \frac{11200}{T}$$

- Calcule la energía libre de Gibbs, normal ΔG° , para la reacción a 575 K.
- Calcule la presión parcial de equilibrio del yodo cuando se mezclan cantidades equimolares de yodo y ciclopenteno a una presión inicial total de 10 atm y 460 K.
- Si el ciclopentadieno se trata con hidróxido potásico, se produce una desprotonación sobre el carbono saturado, obteniéndose ciclopentadienuro potásico. Escriba y ajuste esta reacción.
- Cuando a este ciclopentadienuro se le adiciona cloruro ferroso tetrahidratado se obtiene, por precipitación en frío, un complejo de tipo "sandwich" (un centro metálico entre dos anillos aromáticos paralelos) que es el ferroceno -bis(ciclopentadienil) hierro(II)-. Escriba y ajuste esta reacción.
- Si en el proceso del apartado anterior partimos de 10 g de cloruro ferroso tetrahidratado, ¿qué rendimiento se alcanzaría si se obtuviesen 3.5 g de ferroceno?.

DATOS : Masas atómicas : Fe = 55.8 ; Cl = 35.5 ; C = 12 ; H = 1 ;
O = 16 ; K = 39
R = 8.3143 JK⁻¹mol⁻¹

a)

Valor de la energía libre de Gibbs : 9991.7 J/mol

Cálculos :

Teniendo en cuenta la ecuación

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$$

podemos calcular ΔG° de manera inmediata:

$$\Delta G^\circ = -RT \left(17.39 - \frac{11200}{575} \right) = 9991.7 \text{ J/mol}$$

b)

Presión parcial de yodo en equilibrio : 4.82 atm

Cálculos

Llamemos x a la presión de ciclopentadieno, entonces:

$$P_{HI} = 2x \quad P_{I_2} = P_{\text{ciclopenteno}} = P_{\text{inicial}} - x$$

y, por lo tanto

$$K_p = \frac{(P_{HI})^2 \cdot P_{\text{ciclopentadieno}}}{P_{I_2} \cdot P_{\text{ciclopenteno}}} = \frac{4x^3}{(P_{\text{inicial}} - x)^2}$$

Por otra parte, la constante de equilibrio a 460 K se calcula fácilmente, sustituyendo T por su valor en la ecuación del enunciado $K_p = 9.5 \cdot 10^{-4}$

Como la presión inicial total es de 10 atmósferas, la presión inicial de yodo ó ciclopenteno será de 5 atm, entonces

$$K_p = \frac{4x^3}{(5 - x)^2} = 9.5 \cdot 10^{-4} \quad \text{despreciando } x \text{ frente a } 5 \quad x = 0.18 \text{ atm}$$

y la presión parcial del yodo valdrá: $P_{I_2} = 4.82 \text{ atm}$

c)

Ecuación ajustada de la reacción :



d) Ecuación ajustada de la reacción :



e)

Rendimiento de obtención de Ferroceno : **37.6%**

Cálculos :

La conversión teórica de ferroceno se calcula a partir de la ecuación del apartado anterior



que indica que 1 mol de cloruro ferroso tetrahidratado forma teóricamente 1 mol de ferroceno. Como la cantidad de cloruro ferroso es de 10 g, entonces:

$$10 \text{ g. FeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} \frac{1 \text{ mol FeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}}{198.8 \text{ g. FeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}} = 0.05 \text{ mol FeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$$

Por lo tanto, la cantidad teórica de ferroceno que se debe obtener es:

$$0.05 \text{ mol FeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} \frac{185.8 \text{ g ferroceno}}{1 \text{ mol ferroceno}} = 9.3 \text{ g ferroceno}$$

El rendimiento será:

$$\text{Rendimiento \%} = \frac{\text{cantidad obtenida}}{\text{cantidad teórica}} 100 = \frac{3.5 \text{ g obtenidos}}{9.3 \text{ g teóricos}} 100 = 37.6\%$$

Problema 2

J. Lucas
Dpto. Química Analítica
Universidad Castilla-La Mancha

A) Calcula el pH de las siguientes disoluciones:

a) la que se obtiene al disolver 2.3 g de HNO_3 en agua desionizada hasta conseguir 150 ml de disolución. Datos: N = 14, O = 16, H = 1. El HNO_3 está totalmente disociado.

b) una disolución saturada de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Datos : $K_s = 7.9 \cdot 10^{-6}$. El $\text{Ca}(\text{OH})_2$ disuelto está totalmente disociado.

c) una disolución de HCl cuya concentración es $2.0 \cdot 10^{-9} \text{ M}$.Datos : $K_w = 1.0 \cdot 10^{-14}$.

d) una disolución 0.4 M de metilamina (CH₃-NH₂) .La metilamina se comporta como base debil, tomando un H⁺ del H₂O. Datos : K_b= 1.9 10⁻⁵

B) Indica razonadamente si en los siguientes casos se formarían precipitados

a) al añadir 1.0 g de AgNO₃ a 50 ml de CH₃-COOH suponiendo que no varia el volumen total. Datos : K_a (CH₃-COOH) = 1.8 10⁻⁵; K_s(CH₃-COOAg)= 2.0 10⁻³. Ag=108, N=14, O=16

b) cuando se mezclan volúmenes idénticos de una disolución de Na₂CO₃ 1.0 10⁻⁴ M con otra de BaCl₂ 1.0 10⁻³ M . Datos : K_s (BaCO₃)= 8.0 10⁻¹⁰

C) El potencial de reducción del permanganato potásico en una disolución en la que las concentraciones de permanganato y de Mn(II) son iguales depende únicamente del pH. Si el potencial normal del semisistema MnO₄⁻/Mn²⁺ es de 1.52 Voltios partiendo de la ecuación de Neerst que establece que :

$$E = E^0 + \frac{0.059}{n} \log \frac{[MnO_4^-]^x [H^+]^y}{[Mn^{2+}]^z} , \text{ donde los valores de } x, y, z \text{ y } n \text{ se determinan al ajustar el semisistema de reducción.}$$

a) Calcula como varia el potencial de reducción del semisistema MnO₄⁻/Mn²⁺ en función del pH .

b) Determina a partir de qué valor de pH el permanganato no será capaz de oxidar los iones Br⁻ a Br₂ , considerando que el potencial normal del semisistema 1/2Br₂/Br⁻ es de 1.07 Voltios.

Solución:

A)

a)

pH = 0.61
<p>Cálculos</p> $[HNO_3] = [H^+] = \frac{2.3}{0.50} = 0.243M ; \text{pH} = -\log 0.243 = 0.61$

b)

pH = 6.99
<p>Cálculos</p> $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^- \quad K_w = 10^{-14}$

$$[H^+]_{total} = [H^+]_{HCl} + [H^+]_{H_2O} = 20 \cdot 10^{-9} + 10 \cdot 10^{-7} = 102 \cdot 10^{-7}$$

$$pH = -\log 1.02 \cdot 10^{-7} = 6.99$$

c)

$$pH = 12.4$$

Cálculos



s s 2s

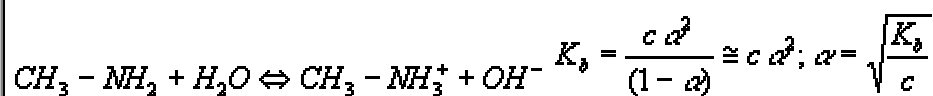
$$K_s = s(2s)^2 = 4s^3; s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = 0.0125 M; [OH^-] = 2s = 0.025$$

$$pOH = 1.6; pH = 14 - 1.6 = 12.4$$

d)

$$pH = 11.44$$

Cálculos



$$c(1 - \alpha) \quad c \alpha \quad c \alpha$$

Se desprecia α frente a 1

$$[OH^-] = c \alpha = 2.75 \cdot 10^{-3}; pOH = 2.56; pH = 14 - 2.56 = 11.44$$

B)

Se formará precipitado	Si	No
a)		No se forma
Cálculos		
$[AgNO_3] = [Ag^+] = \frac{1}{0.05 \cdot 170} = 0.117 M$		

$$K_a = \frac{[Ac^-] \cdot [H^+]}{[HAc]} = \frac{x^2}{0.05 - x} = 1.8 \cdot 10^{-5}; [Ac^-] = x = 9.4 \cdot 10^{-4} M$$

$$[Ag^+] \cdot [Ac^-] = 0.117 \times 9.4 \cdot 10^{-4} = 1.1 \cdot 10^{-4} < 2 \cdot 10^{-4}$$

Se formará precipitado	Si	No
b)	Si se forma	

Calculos



$$0.2 \cdot 10^{-4} \quad 0.2 \cdot 10^{-4} \quad 0.2 \cdot 10^{-3} \quad 0.2 \cdot 10^{-3}$$

Al mezclar identicos volumenes las concentraciones se reducen a la mitad

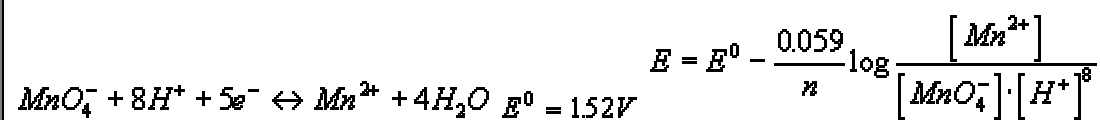
$$[Ba^{2+}] = 0.5 \cdot 10^{-3} M \quad [CO_3^{2-}] = 0.5 \cdot 10^{-4} M \quad [Ba^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 0.5 \cdot 10^{-3} \cdot 0.5 \cdot 10^{-4} = 2.5 \cdot 10^{-8} > 8 \cdot 10^{-9} = K_s(BaCO_3)$$

C)

a)

$$E = 1.52 - 0.236 \text{ pH}$$

Cálculos



$$\text{Como } [MnO_4^-] = [Mn^{2+}]$$

$$E = E^0 - \frac{0.059}{n} \log \frac{1}{[H^+]^8} \quad E = E^0 - \frac{0.059 \cdot 8}{5} \text{ pH} = 1.52 - 0.236 \text{ pH}$$

b)

$$\text{pH} \leq 1.90$$

Cálculos

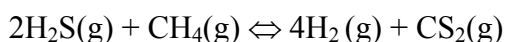
Para que el permanganato oxide al bromuro, su potencial de reducción debe ser mayor de 1.07 V

$$107 \leq 152 - 0.236pH \quad pH \leq \frac{152 - 107}{0.236} = 190$$

Problema 3

B. Cabañas Galán
Dpto. Química Física
Universidad Castilla-La Mancha

Se introdujo en un recipiente una mezcla de 11,02 mmol de H₂S y 5,48 mmol de CH₄, junto con un catalizador de Pt, estableciéndose el siguiente equilibrio, a 700°C y 762 torr:



La mezcla de reacción se separó del catalizador y se enfrió rápidamente hasta temperatura ambiente, a la cual las velocidades de las reacciones directa e inversa son despreciables. Al analizar la mezcla se encontraron 0,711

mmol de CS₂.

Dato: R = 83,145 cm³ bar mol⁻¹ K⁻¹

- a) Calcular K^o_p y K^o_c y K^o_x a 700°C
- b) Determinar si el proceso es espontáneo o no a esa temperatura.
- c) Explica cómo afectaría al equilibrio las siguientes variaciones,
 - Aumento de la presión total.
 - Disminución de la concentración de CH₄
 - Aumento de la temperatura si el proceso es exotérmico a 700 °C.

SOLUCIONES

a)	
K _p ^o = 0.000331	
K _c ^o = 1402.74	

$K_x^\circ = 5.7 \times 10^{-10}$	
-----------------------------------	--

b) $\Delta G^\circ = 64.8 \text{ kJ/mol}$	No es espontánea a esa T.

c) Hay que explicarlo	
1.- Desplaza el equilibrio	←
2.- Desplaza el equilibrio	←
3.- Desplaza el equilibrio	←

Problema 4

A. Sánchez Migallón
Dpto. Química Orgánica
Universidad Castilla-La Mancha

Treinta gramos de un compuesto orgánico, formado por C, H y O, se queman en exceso de oxígeno y se producen 66 g de dióxido de carbono y 21,6 g de agua.

- A) Calcula el número de átomos-gramo de cada uno de los elementos que lo forman.
- B) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto, si la masa molecular es 100 ?
- C) Considerando que dicha fórmula molecular corresponde a un ácido monocarboxílico alifático.
- C1) Escribir las fórmulas estructurales y nombrar todos los isómeros posibles.
- C2) ¿Cuáles de dichos isómeros presentan isomería geométrica?. Escribe los isómeros cis-trans.
- D) De todos los isómeros sólo uno de ellos presenta actividad óptica.
- D1) Indica cuál es y señala el carbono asimétrico.
- D2) ¿Qué hibridación presenta cada átomo de carbono?
- D3) Indica el número de enlaces p y el número de electrones de valencia no enlazantes.

D4) ¿Qué hidrógeno presenta características ácidas?. Escribe la reacción del compuesto con hidróxido de sodio.

A) Calcular la cantidad de sustancia de cada uno de los elementos que lo forman.

$$\text{CO}_2 ; \frac{(66 \text{ g})}{(44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1})} = 1,5 \text{ mol} \rightarrow 1,5 \text{ mol de C} \rightarrow 18,01 \text{ g}$$

$$\text{H}_2\text{O} ; \frac{(21,6 \text{ g})}{(18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1})} = 1,2 \text{ mol} \rightarrow 2,4 \text{ mol de H} \rightarrow 2,4 \text{ g}$$

$$(30 \text{ g muestra}) - (18,01 \text{ g de C}) - (2,4 \text{ g de H}) = 9,59 \text{ g de O}$$

B) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto, si su masa molecular es 100 ?

$$\text{C} ; \frac{(1,5 \text{ mol})}{(0,6 \text{ mol})} = 2,5 \rightarrow \text{C}_{2,5}\text{H}_4\text{O}_1 \rightarrow \text{C}_5\text{H}_8\text{O}_2$$

$$\text{H} ; \frac{(2,4 \text{ mol})}{(0,6 \text{ mol})} = 2 \quad \text{M} = 12 \cdot 5 + 8 \cdot 1 + 16 \cdot 2 =$$

$$\text{O} ; \frac{(0,6 \text{ mol})}{(0,6 \text{ mol})} = 1 \quad \text{M} = 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

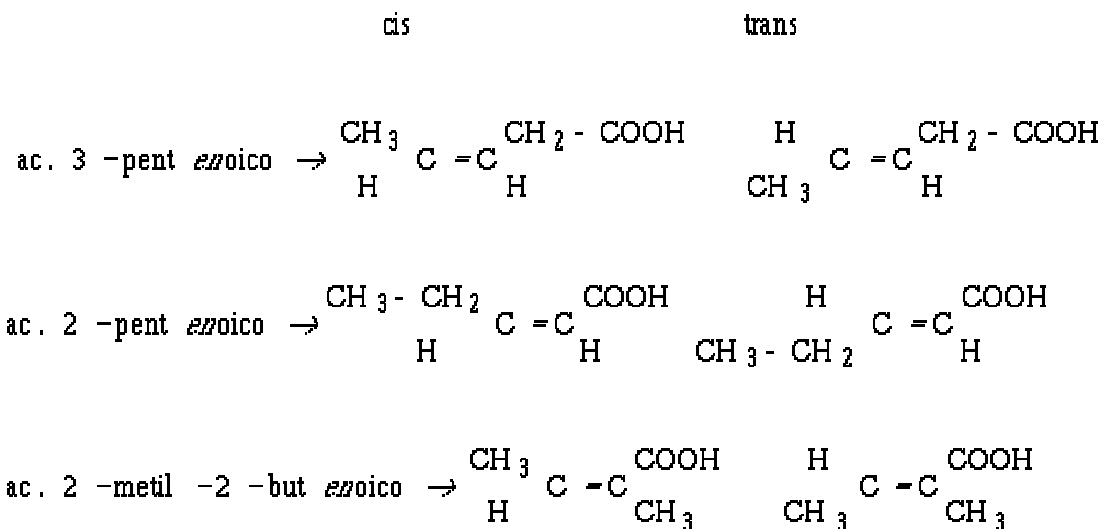
C) Considerando que dicha fórmula molecular corresponde a un ácido monocarboxílico alifático.

C1) Escribir las fórmulas estructurales y nombrar todos los isómeros posibles.



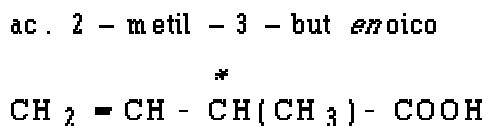
C2) ¿Cuáles de dichos isómeros presentan isomería geométrica?

Escribe los isómeros cis-trans.

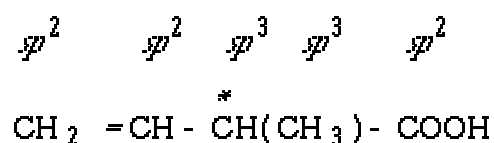


D) De todos los isómeros sólo uno de ellos presenta actividad óptica.

D1) Indica cuál es y señala el carbono asimétrico.



D2) ¿Qué hibridación presenta cada átomo de carbono?.



D3) Indica el número de enlaces π y el número de electrones de valencia no enlazantes.

número de enlaces π :

1 enlace π ; C = C

1 enlace π ; C = O

número de electrones de valencia no enlazantes:

4 e no enlazantes en C = \ddot{O} :

4 e no enlazantes en - \ddot{O} - H

total : 8 e de valencia .

D4) ¿Qué hidrógeno presenta características ácidas?.

el H del grupo carbonilo

Reacción del compuesto con hidróxido de sodio.

