

EXAMEN DE PROBLEMAS ENUNCIADOS



NOTA: EL EXAMEN DE PROBLEMAS CONSTA DE 3 EJERCICIOS, CON UNA PUNTUACIÓN DE 2 PUNTOS CADA UNO DE ELLOS. EL CONJUNTO DE LOS TRES PROBLEMAS CONSTITUYE EL 60% DE LA NOTA DE LA PRUEBA TOTAL.



CONSTANTES, UNIDADES Y FÓRMULAS

Constante de Avogadro, $N_A = 6,0221 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Constante de Boltzmann, $k_B = 1,3807 \cdot 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$

Constante universal de los gases, $R = 8,3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0,08205 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Velocidad de la luz, $c = 2,9979 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$; Constante de Planck, $h = 6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$

Constante de Faraday, $F = 9,64853399 \cdot 10^4 \text{ C mol}^{-1}$

Masa del electrón, $m_e = 9,10938215 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; Presión estándar, $p^\circ = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

Presión atmosférica normal, $p_{\text{atm}} = 1 \text{ atm} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr}$

$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$ $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ $1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$ (caloría termoquímica)

Unidad de masa atómica (u o uma), $1 \text{ u} = 1,66053904 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Ecuación de los gases ideales: $pV = nRT$

Entalpía: $H = U - PV$

Energía libre de Gibbs: $G = H - TS$

Energía libre de Gibbs de un proceso químico y constante de equilibrio:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

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

Energía libre de Gibbs de un proceso electroquímico: $\Delta G = -nFE$

Ecuación de Nernst: $E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$

Variación de la entropía de un sistema:

$\Delta S = \frac{q_{\text{rev}}}{T}$ (q_{rev} es el calor intercambiado a la temperatura T en un proceso reversible)

$\Delta S = nR \ln \frac{V_2}{V_1}$ (expansión isoterma de un gas ideal)

Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$

Ley de Lambert-Beer: $A = \log \frac{I_0}{I} = \epsilon bC$

Ecuaciones cinéticas (o leyes de la velocidad de reacción) integradas:

Orden cero:	$[A] = [A]_0 - kt$
Primer orden	$\ln [A] = \ln [A]_0 - kt$
Segundo orden:	$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$

Ecuación de Arrhenius: $k = Ae^{-E_a/RT}$

Ley de van't Hoff: $\ln \left(\frac{K_2}{K_1} \right) = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$

Ley de Graham: $\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$



TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

1	H	1.008	2	He	4.003
3	Li	6.94	5	B	10.81
4	Be	9.01	6	C	12.01
11	Na	22.99	13	Al	26.98
12	Mg	24.31	14	Si	28.09
19	K	39.10	15	P	30.97
37	Rb	85.47	16	S	32.06
38	Sr	87.62	17	Cl	35.45
55	Cs	132.91	18	Ar	39.95
56	Ba	137.33	19	K	39.95
87	Fr	[223]	20	Ca	40.08
88	Ra	[226]	21	Sc	44.96
89-103			22	Ti	47.87
57	La	138.91	23	V	50.94
58	Ce	140.12	24	Cr	52.00
59	Pr	140.91	25	Mn	54.94
60	Nd	140.24	26	Fe	55.85
61	Pm	[145]	27	Co	58.93
62	Sm	150.36	28	Ni	58.69
63	Eu	151.96	29	Cu	63.55
64	Gd	157.25	30	Zn	65.38
65	Tb	158.93	31	Ga	69.72
66	Dy	162.50	32	Ge	72.63
67	Ho	164.93	33	As	74.92
68	Er	167.26	34	Se	78.97
69	Tm	168.93	35	Br	79.90
70	Yb	173.05	36	Kr	83.80
71	Lu	174.97	37	Rb	85.47
89	Ac	[227]	38	Sr	87.62
90	Th	232.04	39	Y	88.91
91	Pa	231.04	40	Zr	91.22
92	U	238.03	41	Nb	92.91
93	Np	[237]	42	Mo	95.95
94	Pu	[244]	43	Tc	[98]
95	Am	[243]	44	Ru	101.07
96	Cm	[247]	45	Rh	102.91
97	Bk	[247]	46	Pd	106.42
98	Cf	[251]	47	Ag	107.87
99	Es	[252]	48	Cd	112.41
100	Fm	[257]	49	In	114.82
101	Md	[258]	50	Sn	118.71
102	No	[259]	51	Sb	121.76
103	Lr	[266]	52	Te	127.60
			53	I	126.90
			54	Xe	131.29
			85	At	[210]
			86	Rn	[212]
			117	Ts	[294]
			118	Og	[294]

--

PROBLEMA 1: BENCENO, AROMATICIDAD Y ELECTRONES π

Este problema representa el 20% de la nota final.

Este problema se calificará sobre 25 puntos

El benceno (C_6H_6), un importantísimo hidrocarburo monocíclico poliinsaturado, es el representante más característico de una amplia familia de compuestos orgánicos que se denominaron “aromáticos” por su olor característico. Se atribuye a Michael Faraday el aislamiento e identificación del benceno en 1825 estudiando el residuo aceitoso que se genera en la producción del gas del alumbrado mediante pirólisis o destilación seca de la hulla. Sin embargo, su nombre actual fue propuesto por Eilhard Mitscherlich en 1833 tras obtenerlo por destilación de una mezcla de ácido benzoico y cal. Por su parte, el ácido benzoico, de donde procede la palabra “benceno” en castellano, toma su nombre de una resina solidificada, el benjuí o goma de benzoína, que se extrae de ciertos árboles originarios de Indonesia a la que da un agradable olor típico. La nomenclatura que se emplea para los radicales del benceno (fenil, fenilo) y algunos de sus derivados (fenol) procede de *feno* (del griego *φαινω*, “yo ilumino”), expresión acuñada por primera vez en 1836 por el químico francés Auguste Laurent para enfatizar que esta sustancia está relacionada con el gas del alumbrado.

Durante mucho tiempo la obtención del benceno estuvo ligada como subproducto a las industrias del gas del alumbrado y del coque de cuyos alquitranes residuales se extraía junto con tolueno y xilenos hasta que el incremento de la demanda reorientó su producción hacia la industria petroquímica que actualmente genera unos 60 millones de toneladas anuales de benceno en todo el mundo. En la Comunidad Valenciana se encuentra una de las diez refinerías de petróleo de España, ubicada en el Grao de Castellón de la Plana. Fue fruto del Plan de Estabilización de 1959, que liberalizó el mercado de la industria petrolera frente al monopolio de CAMPSA y permitió la entrada de inversiones extranjeras. Su construcción fue aprobada en 1964 y se puso en marcha en 1967, funcionando ininterrumpidamente desde entonces.

El benceno, líquido incoloro con ligeras irisaciones amarillentas, es un excelente disolvente y constituye la sustancia de partida en múltiples rutas de síntesis orgánica; sin embargo, debe manipularse con precaución por su inflamabilidad y por su toxicidad, especialmente por inhalación, estando bien probada su capacidad carcinógena. Tiene un olor dulce muy marcado que la mayoría de las personas es capaz de detectar en el aire a concentraciones tan bajas como 60 ppm. Es casi insoluble en agua, encima de la cual flota, y hierve a 80 °C.

A) Históricamente, para la determinación de la fórmula molecular del benceno se empleó el análisis químico y la determinación de ciertas propiedades fisicoquímicas, como la densidad del vapor. Por otra parte, el benceno se ha usado frecuentemente en el laboratorio como disolvente para la determinación de las propiedades

coligativas de sus disoluciones, especialmente el descenso crioscópico o descenso del punto de fusión/solidificación que es una propiedad coligativa para la cual es válida la ley de Raoult si los solutos están diluidos y no son iónicos ($\Delta T_c = K_c \cdot m$), donde ΔT_c es el descenso crioscópico o disminución de la temperatura de fusión, K_c es la constante crioscópica del disolvente y m es la molalidad de la disolución.

Pregunta A.1 (1 punto)

Si se realiza un análisis químico del benceno, ¿qué composición elemental en masa se obtiene? Expresé el resultado en porcentaje con un decimal.

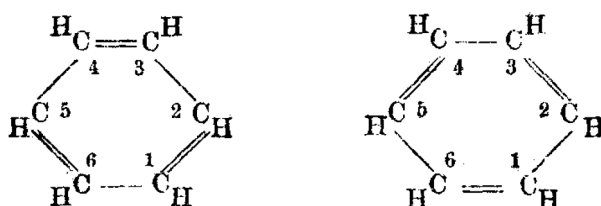
Pregunta A.2 (2 puntos)

Cuando se estudian los vapores de benceno y suponiendo comportamiento de gas ideal, ¿cuál será su densidad a 20 °C de temperatura y 1000 hPa de presión?

Pregunta A.3 (2 puntos)

La temperatura de fusión de una disolución que contiene 10,0 g de benceno y 1,00 g de un soluto no iónico desconocido es 2,07 °C, ¿cuál es la masa molar del soluto? La temperatura de fusión del benceno puro es 5,48 °C y su constante crioscópica vale 5,12 °C·kg·mol⁻¹.

B) La determinación de la estructura atómica de la molécula de benceno supuso un enorme reto para los químicos del siglo XIX. En 1865, Friedrich August Kekulé propuso una cadena cíclica hexagonal donde los seis átomos de carbono se unen mediante enlaces simples y dobles alternados. Algo después, en 1872, el propio Kekulé mejoró el modelo planteando la coexistencia o intercambio muy rápido entre dos estructuras completamente equivalentes, tal como muestra la figura que procede del artículo original de Kekulé:



Las teorías cuánticas del enlace desarrolladas en el siglo XX a partir de las ideas de Lewis de la compartición de electrones entre átomos dan cuenta de la estructura hexagonal de la molécula de benceno y aportan los principios físicos que justifican su reactividad, donde destaca la “aromaticidad”. Esta expresión comenzó siendo una mera referencia al olor, pero ha terminado convirtiéndose en el término usado para describir las propiedades químicas comunes que comparten un amplio grupo de compuestos orgánicos.

--

Pregunta B.1 (1 punto, sin penalización por error)

El benceno es el prototipo de los compuestos aromáticos y su reactividad química está asociada a esa propiedad. De las siguientes clases de reacciones orgánicas, selecciona la más característica del benceno.

	Adición
	Eliminación
	Oxidación
	Polimerización
	Sustitución

La teoría del enlace de valencia (TEV) fue el primer modelo plenamente cuántico desarrollado para explicar la naturaleza del enlace químico. Se basa en el solapamiento favorable de los orbitales atómicos de los átomos contiguos y el intercambio de los electrones entre ellos. En el caso del benceno, se supone que los seis átomos de carbono utilizan orbitales híbridos de tipo sp^2 con los que forman los enlaces sigma C-C y C-H. Los electrones de valencia no hibridados de cada carbono forman los enlaces π que son los que dan la aromaticidad a la molécula.

Pregunta B.2 (0,5 puntos, sin penalización por error)

¿Cuántos electrones de los átomos de carbono están formando los enlaces sigma C-H?

0 6 12 18 24

Pregunta B.3 (0,5 puntos, sin penalización por error)

¿Cuántos electrones de los átomos de carbono están formando los enlaces sigma C-C?

0 6 12 18 24

Pregunta B.4 (0,5 puntos, sin penalización por error)

¿Cuántos electrones de los átomos de carbono están formando los enlaces π ?

0 6 12 18 24

Pregunta B.5 (0,5 puntos, sin penalización por error)

¿Cuántos electrones de los átomos de carbono están en la(s) capa(s) interna(s), sin formar enlace?

0 6 12 18 24

La aromaticidad del benceno se atribuye a la deslocalización electrónica, es decir a la movilidad de los electrones π que no están localizados entre átomos de carbono contiguos, sino que pueden ocupar cualquier posición dentro del anillo hexagonal. La deslocalización electrónica se calcula en la TEV suponiendo que la estructura real de la molécula es un híbrido en el que se han fusionado o del que participan diversas estructuras, dos o más, de modo que cada una de ellas contribuye parcialmente a la distribución electrónica global.

Pregunta B.6 (1 punto, sin penalización por error)

¿Qué nombre reciben las distintas estructuras aceptables de átomos y enlaces de una molécula que en su conjunto forman el híbrido que mejor la representa?

<input type="checkbox"/>	Oscilantes
<input type="checkbox"/>	Intermedias
<input type="checkbox"/>	Parciales
<input type="checkbox"/>	Resonantes
<input type="checkbox"/>	Conjugadas

C) En la teoría de orbitales moleculares (TOM), desarrollada algo más tarde que la TEV, los electrones de valencia no están asignados a enlaces individuales entre átomos, sino que se mueven bajo la influencia conjunta de todos los núcleos de la molécula. En el caso del benceno, una primera aproximación muy simple para los orbitales moleculares de los electrones π consiste en suponer que dichos electrones están encerrados en una caja de potencial con forma circular de radio r , donde el potencial eléctrico atractivo de los núcleos los mantiene atrapados. La mecánica cuántica indica que los electrones dentro de la caja circular solo pueden ocupar los niveles de energía permitidos que da la ecuación:

$$E_n = \frac{\hbar^2 n^2}{2m_e r^2} \quad (n = 0, 1, 2, \dots)$$

donde, $\hbar = h/2\pi = 1,05 \times 10^{-34}$ J·s (h es la constante de Planck); $m_e = 9,11 \times 10^{-31}$ kg (masa del electrón en reposo) y n es el número cuántico del sistema. Para cada valor de n (excepto para $n = 0$) existen dos niveles degenerados, es decir, dos estados de la misma energía. El nivel $n = 0$ es el único no degenerado.

Pregunta C.1 (3 puntos)

Dibuje a escala los cuatro primeros niveles ($n = 0, 1, 2, 3$) correspondientes a los orbitales moleculares π del benceno en un diagrama de energías. Coloque en ellos los electrones π de la molécula utilizando los mismos principios y reglas usados al construir la configuración electrónica de un átomo. Indique cuántos electrones desapareados hay en el nivel ocupado de mayor energía.

En la terminología de los orbitales moleculares, se emplean los acrónimos HOMO (Highest Occupied Molecular Orbital) y LUMO (Lowest Unoccupied Molecular Orbital) para referirse al nivel más alto ocupado por los electrones de una molécula en su estado fundamental y al nivel más bajo vacío, respectivamente.

Pregunta C.2 (3 puntos)

Calcule el radio (en nm) de la caja circular que representaría el anillo de átomos de carbono de la molécula de benceno suponiendo que la diferencia de energía entre los niveles HOMO y LUMO sea de $600 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Pregunta C.3 (1 punto)

Determine la distancia C-C para el benceno suponiendo que el esqueleto hexagonal de la molécula se halla inscrito en el círculo sobre el que se mueven los electrones π .

Podría pensarse erróneamente que todos los hidrocarburos cíclicos con enlaces simples y dobles alternados (conjugados) son aromáticos. Un buen contraejemplo lo constituye el 1,3-ciclobutadieno (ciclobuta-1-3-dieno):



Esta molécula no solo no es aromática, sino que es tan inestable que no es posible aislar el compuesto, ya que se dimeriza espontáneamente:



Se dice que el 1,3-ciclobutadieno es "antiaromático". La diferencia entre compuestos aromáticos y antiaromáticos viene fijada por la regla de Hückel según la cual cuando el número de electrones π vale $4n + 2$ ($n = 1, 2, 3, \dots$) el compuesto es aromático, como el benceno, pero si vale $4n$ es antiaromático, como el 1,3-ciclobutadieno.

Pregunta C.4 (2 puntos)

Dibuje de nuevo a escala en un diagrama de energía los tres primeros niveles ($n = 0, 1, 2$) de los orbitales moleculares π tal como los predice el modelo simplificado de caja de potencial circular que se ha utilizado para el benceno y coloque los electrones π de la molécula de 1,3-ciclobutadieno. Indique cuántos electrones desapareados hay en el nivel ocupado de mayor energía. Razone sobre cuál puede ser la causa de la inestabilidad del compuesto.

--

D) Una forma de cuantificar el carácter aromático de un hidrocarburo es comparar la entalpía de una determinada reacción con la estimada para el mismo compuesto si no fuera aromático. Por ejemplo, se puede determinar experimentalmente la entalpía de hidrogenación del benceno y compararla con la que predicen los modelos para el ciclohexa-1-3-5-trieno, sustancia hipotética no aromática. La diferencia entre ambos valores será la Energía de Estabilización Aromática.

Pregunta D.1 (1 punto)

Escriba y ajuste la reacción del compuesto hipotético ciclohexa-1-3-5-trieno con gas hidrógeno y nombre el compuesto final que se forma tras la hidrogenación completa.

Pregunta D.2 (3 puntos)

Estime la entalpía de hidrogenación del ciclohexa-1-3-5-trieno a partir de las siguientes energías de enlace tabuladas:

Enlace	C - C	C = C	C - H	H - H
Energía (kJ·mol ⁻¹)	348	614	413	436

Pregunta D.3 (3 puntos)

A) Sabiendo que la entalpía de hidrogenación del benceno determinada en el laboratorio es de -208 kJ·mol⁻¹, represente en un diagrama entálpico, frente a coordenada de reacción, los procesos de hidrogenación del ciclohexa-1-3-5-trieno y del benceno.

B) Obtenga la energía de estabilización aromática (EEA) del benceno.

(Si no ha sido capaz de resolver la Pregunta D.2 use el valor -400 kJ·mol⁻¹ para completar esta pregunta).

PROBLEMA 2. ANÁLISIS DE UNA MEZCLA DE SALES

Este problema representa el 20 % de la nota final.

Este problema se calificará sobre 45 puntos

A) Se desea analizar una muestra sólida que contiene una mezcla de carbonato de sodio, oxalato de sodio ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) y cloruro de sodio (el oxalato es el anión del ácido oxálico o ácido etanodioico). Para ello, se toma una muestra de 0,7371 g y se disuelve en agua (disolución A). Se añaden 20,00 mL de una disolución estandarizada 0,20000 M de HCl a la disolución A.

Al añadir el ácido se observa un burbujeo (desprendimiento de gas) que se elimina de la disolución calentándola a ebullición. De esta forma se evita que el gas desprendido interfiera en las etapas posteriores. Se comprueba el pH de la disolución resultante y se confirma que es fuertemente ácido.

Una vez eliminados los gases disueltos y enfriada la disolución, se valora con NaOH 0,1016 M. Fueron necesarios 8,24 mL de NaOH 0,1016 M para alcanzar el punto final de la disolución utilizando fenolftaleína como indicador (punto de viraje pH = 9)

Cuestión previa (0 puntos)

Escriba la fórmula del carbonato de sodio:

Si no está seguro de esta fórmula o no la sabe, puede pedir la confirmación o la ayuda a uno de los supervisores. Pero esta confirmación o ayuda tendrá una penalización en la nota final.

Confirmación de la fórmula escrita
(-1 punto)

Ayuda o corrección de la fórmula
(-3 puntos)

Firma del supervisor:

Pregunta A.1 (2 puntos)

¿Qué reacción ocurre al añadir HCl en exceso a la disolución A, que es responsable del desprendimiento gaseoso?

Pregunta A.2 (2 puntos)

¿Qué otra reacción puede haber sucedido al añadir HCl a la disolución A, que no provoca desprendimiento gaseoso?

Pregunta A.3 (3 puntos)

Al valorar la disolución resultante con NaOH ¿qué ácido se neutraliza?

--

- El exceso de HCl añadido
- El exceso de HCl añadido y el ácido oxálico formado
- El exceso de HCl añadido y el residuo de carbonato de sodio
- El exceso de HCl añadido, el ácido oxálico y el residuo de carbonato de sodio
- El exceso de HCl añadido, el ácido oxálico y el cloruro de sodio
- El ácido oxálico formado
- El ácido oxálico formado y el residuo de carbonato de sodio
- El ácido oxálico formado y el cloruro de sodio
- El residuo de carbonato de sodio
- El cloruro de sodio

Pregunta A.4 (3 puntos)

Calcular la cantidad de ácido valorado (neutralizado) con 8,24 mL de NaOH 0,1016 M

Pregunta A.5 (2 puntos)

Calcular la cantidad de HCl que ha reaccionado con la muestra inicial de 0,7371 g

Pregunta A.6 (6 puntos)

¿Qué masa de la muestra inicial ha reaccionado con la cantidad de HCl calculada en la pregunta A.5? Identifique la sustancia

Pregunta A.7 (1 punto)

¿Qué porcentaje de la muestra inicial representa la masa identificada en la pregunta A.6?

B) Por otra parte, otra muestra de la mezcla sólida de 0,6418 g se calcina en un crisol. Durante la calcinación se observó el desprendimiento de un gas que se identificó como monóxido de carbono. Tras la calcinación, la muestra perdió aproximadamente un 12,5 % de su masa, pero esta estimación no es cuantitativa.

El sólido resultante (sal inorgánica) de la calcinación se disolvió en agua (disolución B). A esta disolución se le añadieron 50,00 mL de HCl 0,20000 M. Se observó de nuevo un burbujeo y se comprobó que el pH de la disolución resultante era fuertemente ácido.

Esta disolución se calentó a ebullición para liberarla de todos los posibles gases disueltos y una vez enfriada, se valoró con NaOH 0,1016 M. Fueron necesarios 14,72 mL de NaOH 0,1016 M para alcanzar el punto final con el mismo indicador de la primera valoración.

Pregunta B.1 (3 puntos)

Sabiendo que el cloruro de sodio y el carbonato de sodio son estables durante el proceso de calcinación, ¿qué reacción ocurre durante la calcinación de la muestra?

--

Pregunta B.2 (2 puntos)

¿Qué reacción ocurre al añadir HCl a la disolución B?

Pregunta B.3 (3 puntos)

Al valorar la disolución resultante con NaOH ¿qué ácido se neutraliza?

- El exceso de HCl añadido
- El exceso de HCl añadido y el ácido oxálico formado
- El exceso de HCl añadido y el residuo de carbonato de sodio
- El exceso de HCl añadido, el ácido oxálico y el residuo de carbonato de sodio
- El exceso de HCl añadido, el ácido oxálico y el cloruro de sodio
- El ácido oxálico formado
- El ácido oxálico formado y el residuo de carbonato de sodio
- El ácido oxálico formado y el cloruro de sodio
- El residuo de carbonato de sodio
- El cloruro de sodio

Pregunta B.4 (2 puntos)

Calcular la cantidad de ácido valorado (neutralizado) con 14,72 mL de NaOH 0,1016 M

Pregunta B.5 (2 puntos)

Calcular la cantidad de HCl que ha reaccionado con la muestra inicial de 0,6418 g

Pregunta B.6 (2 puntos)

¿Qué sustancia se encontraba en la disolución B en el momento de añadir HCl en exceso, y que ha consumido la cantidad de HCl calculada en B.5?

Pregunta B.7 (10 puntos)

Calcule el porcentaje de oxalato de sodio en la muestra inicial.

(si no fue capaz de resolver el apartado A.7 o no está seguro de su resultado, utilice el valor 30%).

Pregunta B.8 (2 puntos)

Calcule el porcentaje de cloruro de sodio en la muestra inicial



XXXVI OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA
Valencia, del 21 al 23 de abril de 2023
EXAMEN DE PROBLEMAS

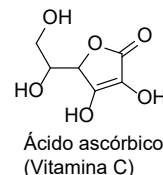
Número de
Identificación

PROBLEMA 3. COMPUESTOS QUÍMICOS DE LAS NARANJAS

Este problema representa el 20% de la nota final.

Este problema se calificará sobre 18.5 puntos

La Comunidad Valenciana produce casi un 60 % de los cítricos españoles, más de 3 millones de toneladas al año. Estos frutos son especialmente ricos en ácido cítrico (ácido 3-carboxi-3-hidroxipentanodioico) conteniendo de un 5 a un 8 % del mismo. Las naranjas contienen, además, vitamina C en una cantidad de aproximadamente 50 miligramos por cada 100 gramos. La vitamina C también se puede obtener alternativamente de forma industrial a partir de glucosa.



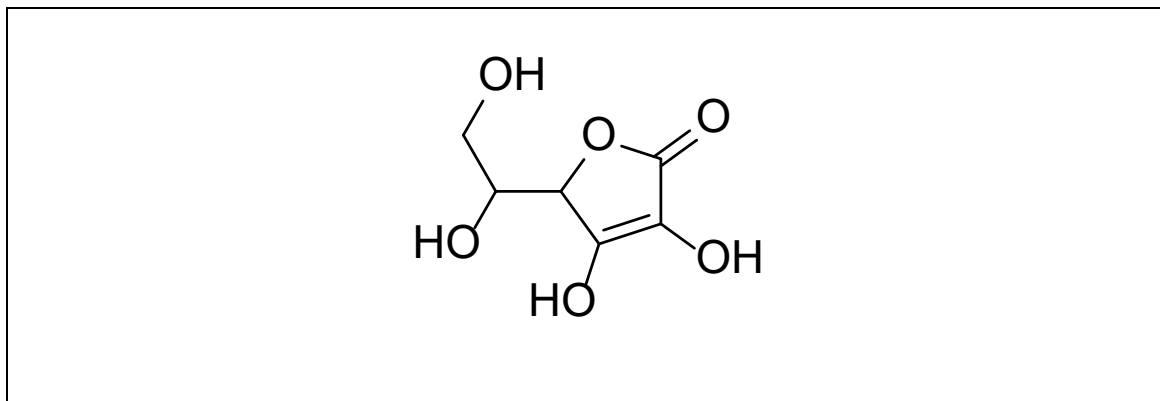
Pregunta 3.1. (3 puntos) Si se calienta el ácido cítrico en exceso de etanol en presencia de un catalizador ácido se obtiene un nuevo compuesto que es ampliamente utilizado en cosmética. **Escriba la reacción ajustada y señale el tipo de transformación ocurrida (ácido-base, condensación, adición, oxidación-reducción o eliminación).**

Pregunta 3.2. (3 puntos) En el ciclo de Krebs, o ciclo de los ácidos tricarboxílicos, el ácido cítrico se isomeriza a ácido isocítrico (ácido 3-carboxi-2-hidroxipentanodioico). **Escriba la fórmula semidesarrollada del ácido isocítrico. Indique el número de carbonos quirales de la molécula y márquelos con un asterisco sobre la fórmula semidesarrollada. Identifique todos los enantiómeros posibles (preferiblemente con proyecciones bidimensionales tipo Fischer).**

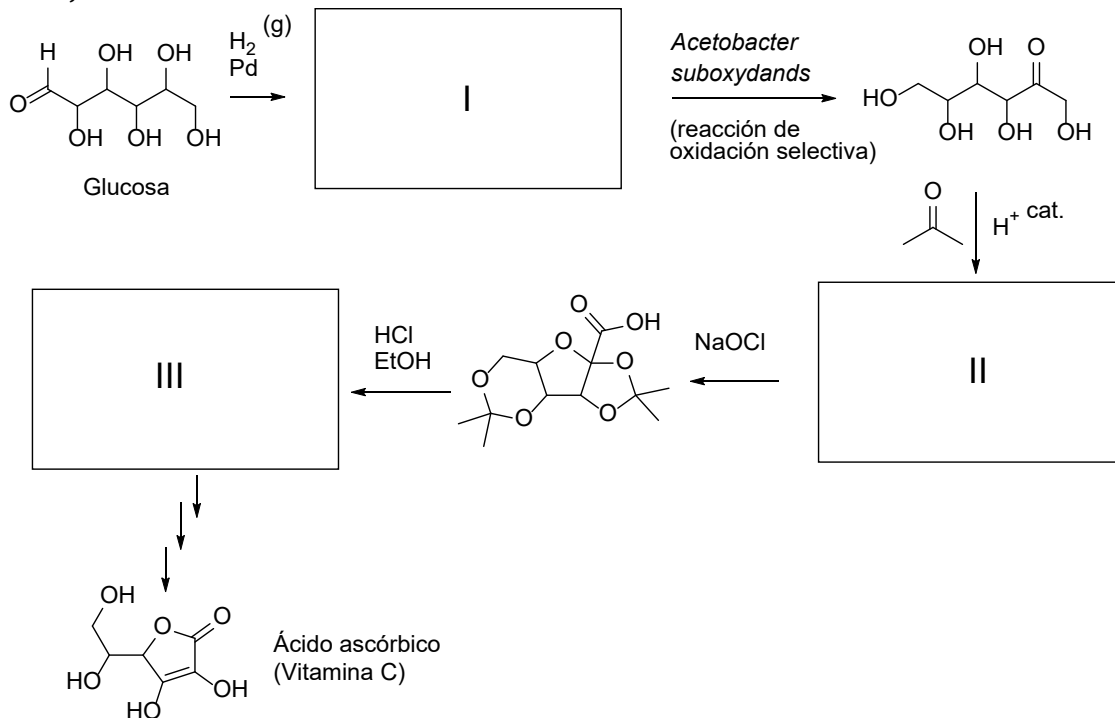
Pregunta 3.3. (3 puntos) En un paso posterior del ciclo de Krebs el ácido isocítrico se transforma en otra molécula compuesta por carbono, hidrógeno y oxígeno utilizada como aditivo alimentario con las siglas E297. Cuando 1,280 g de este aditivo se queman en presencia de exceso de oxígeno se producen 1,941 g de CO₂ y 0,397 g de agua. A través de una serie de reacciones equimolares, 3,28 g de ácido cítrico se transforman en 1,98 g de aditivo E297. **Indique la fórmula empírica y la fórmula molecular del aditivo alimentario E297.**

Pregunta 3.4 (3.5 puntos) Proponga todas las posibles estructuras de ácidos dicarboxílicos de fórmula molecular C₅H₆O₄ e indique cuáles de ellas pueden presentar isomería.

Pregunta 3.5. (3 puntos) Identifique los grupos funcionales en la siguiente estructura de la vitamina C marcándolos, en la hoja de resultados, con un círculo en la estructura y escribiendo su nombre.



Pregunta 3.6. (3 puntos) Complete la ruta sintética industrial de la Vitamina C a partir de la glucosa dibujando las estructuras químicas **I**, **II** y **III** en los recuadros de la hoja de resultados.



EXAMEN DE CUESTIONES



HOJA IDENTIFICATIVA

Nombre y apellidos:

Fecha de nacimiento:

DNI/NIE:

Centro:

Universidad/Comunidad Autónoma:



XXXVI OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA
Valencia, del 21 al 23 de abril de 2023
EXAMEN DE CUESTIONES

Número de
Identificación

NOTA: ESTA PRUEBA CONSTA DE 48 CUESTIONES. TODAS ELLAS CON EL MISMO VALOR DE PUNTUACIÓN.

EL CONJUNTO DE TODAS ELLAS CONSTITUYE EL 40% DE LA NOTA TOTAL DE LA PRUEBA.

CADA RESPUESTA INCORRECTA SE PENALIZARÁ CON $\frac{1}{4}$ (UN CUARTO) DEL VALOR UNITARIO OTORGADO A CADA CUESTIÓN.

LA RESPUESTA EN BLANCO NO SE PENALIZARÁ.



CONSTANTES, UNIDADES Y FÓRMULAS

Constante de Avogadro, $N_A = 6,0221 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; Constante de Boltzmann, $k_B = 1,3807 \cdot 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$

Constante universal de los gases, $R = 8,3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0,08205 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Velocidad de la luz, $c = 2,9979 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$; Constante de Planck, $h = 6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$

Constante de Faraday, $F = 9,64853399 \cdot 10^4 \text{ C mol}^{-1}$

Masa del electrón, $m_e = 9,10938215 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; Presión estándar, $p^0 = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

Presión atmosférica normal, $p_{\text{atm}} = 1 \text{ atm} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr}$

$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$ $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ $1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$ (caloría termoquímica)

Unidad de masa atómica (u o uma), $1 \text{ u} = 1,66053904 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Ecuación de los gases ideales: $pV = nRT$

Entalpía: $H = U + PV$

Energía libre de Gibbs: $G = H - TS$

Energía libre de Gibbs de un proceso químico y constante de equilibrio:

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln Q$$

$$\Delta G^0 = -RT \ln K$$

Energía libre de Gibbs de un proceso electroquímico: $\Delta G = -nFE$

Ecuación de Nernst: $E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln Q$

Variación de la entropía de un sistema:

$$\Delta S = \frac{q_{\text{rev}}}{T} \quad (q_{\text{rev}} \text{ es el calor intercambiado a la temperatura } T \text{ en un proceso reversible})$$

$$\Delta S = nR \ln \frac{V_2}{V_1} \quad (\text{expansión isoterma de un gas ideal})$$

Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$

Ley de Lambert-Beer: $A = \log \frac{I_0}{I} = \epsilon bC$

Ecuaciones cinéticas (o leyes de la velocidad de reacción) integradas:

Orden cero:	$[A] = [A]_0 - kt$
Primer orden	$\ln [A] = \ln [A]_0 - kt$
Segundo orden:	$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$

Ecuación de Arrhenius: $k = Ae^{-E_a/RT}$

Ley de van 't Hoff: $\ln \left(\frac{K_2}{K_1} \right) = \frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$

Ley de Graham: $\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$

1	H	1.008	2	He	4.003
3	Li	6.94	5	B	10.81
11	Na	22.99	13	Al	26.98
19	K	39.10	14	Si	28.09
37	Rb	85.47	15	P	30.97
55	Cs	132.91	16	S	32.06
87	Fr	[223]	17	Cl	35.45
88	Ra	[226]	18	Ar	39.95
89-103			19	Kr	83.80
20	Ca	40.08	20	Se	78.97
21	Sc	44.96	21	Br	79.90
22	Ti	47.87	22	K	83.80
23	V	50.94	23	Rb	85.47
24	Cr	52.00	24	Sr	87.62
25	Mn	54.94	25	Y	88.91
26	Fe	55.85	26	Zr	91.22
27	Co	58.93	27	Nb	92.91
28	Ni	58.69	28	Mo	95.95
29	Cu	63.55	29	Tc	[98]
30	Zn	65.38	30	Ru	101.07
31	Ga	69.72	31	Rh	102.91
32	Ge	72.63	32	Pd	106.42
33	As	74.92	33	Ag	107.87
34	Se	78.97	34	Cd	112.41
35	Br	79.90	35	In	114.82
36	Kr	83.80	36	Sn	118.71
37	Rb	85.47	37	Sb	121.76
38	Sr	87.62	38	Pb	127.60
39	Y	88.91	39	Bi	127.60
40	Zr	91.22	40	Po	[209]
41	Nb	92.91	41	At	[210]
42	Mo	95.95	42	Rn	[212]
43	Tc	[98]	43	Fr	[223]
44	Ru	101.07	44	Ra	[226]
45	Rh	102.91	45	Ac	[227]
46	Pd	106.42	46	Th	232.04
47	Ag	107.87	47	Pa	231.04
48	Cd	112.41	48	U	238.03
49	In	114.82	49	Np	[237]
50	Sn	118.71	50	Pu	[244]
51	Sb	121.76	51	Am	[243]
52	Te	127.60	52	Cm	[247]
53	I	126.90	53	Bk	[247]
54	Xe	131.29	54	Bh	[270]
55	Rn	[212]	55	Hs	[270]
56	Fr	[223]	56	Mt	[278]
57	Ra	[226]	57	Ds	[281]
58	Ce	140.12	58	Rg	[282]
59	Pr	140.91	59	Cn	[285]
60	Nd	140.24	60	Nh	[286]
61	Pm	[145]	61	Fl	[289]
62	Sm	150.36	62	Mc	[290]
63	Eu	151.96	63	Lv	[293]
64	Gd	157.25	64	Ts	[294]
65	Tb	158.93	65	Og	[294]
66	Dy	162.50	66		
67	Ho	164.93	67		
68	Er	167.26	68		
69	Tm	168.93	69		
70	Yb	173.05	70		
71	Lu	174.97	71		
89	Ac	[227]	89		



XXXVI OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA
Valencia, del 21 al 23 de abril de 2023
EXAMEN DE CUESTIONES

Número de
Identificación

- 1.- Para el espectro de emisión del hidrógeno, señale la respuesta incorrecta:
- a) La serie espectral de Balmer tiene lugar en la región espectral del infrarrojo.
 - b) La ecuación de Rydberg se expresa en términos de energía o en términos de longitud de onda.
 - c) Si el electrón excitado en un átomo de hidrógeno decae emitiendo luz hasta su estado fundamental, la transición corresponde a la serie de Lyman.
 - d) Las líneas principales de la serie espectral de Lyman están en el ultravioleta.
-
- 2.- Marque la respuesta correcta:
- a) La Ley de Proust estipula que todas las muestras de un mismo compuesto puro tienen la misma composición, o sea, guardan proporciones definidas en masa de los elementos constituyentes independientemente del origen o manipulación de la muestra.
 - b) La Teoría de Dalton postula que las moléculas son indivisibles y no se pueden crear ni destruir.
 - c) La única excepción al Principio de Avogadro, considerando comportamiento ideal, se da en el hecho de que el ozono (O_3) y el oxígeno molecular (O_2) no ocupan el mismo volumen en las mismas condiciones de temperatura y presión, para la misma cantidad de sustancia.
 - d) La Ley de conservación enunciada por Lavoisier concreta que, en toda reacción química, la cantidad total de sustancia permanece constante, esto es, los moles consumidos de los reactivos serán igual a los moles obtenidos de los productos.
-
- 3.- Se sabe que un determinado compuesto es un óxido binario de cierto elemento genérico **A**. El contenido de dicho elemento **A**, cuyos átomos son 4 veces más pesados que los de oxígeno, es del 80%, ¿cuál será la fórmula molecular del citado óxido?
- a) AO
 - b) AO_2
 - c) A_2O
 - d) A_2O_3
-
- 4.- Considere las cuatro configuraciones electrónicas siguientes: (1) $1s^2 2s^2 2p^7$; (2) $1s^2 2s^3$; (3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$; (4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Elija la respuesta correcta:
- a) El número de electrones de ninguna de ellas se refiere a un elemento alcalino.
 - b) Tres de las configuraciones no cumplen el Principio de Exclusión de Pauli.
 - c) El catión bivalente de la configuración (4) alcanzará la configuración de gas noble.
 - d) La configuración electrónica (3) corresponde a uno de los elementos llamados metaloides.
-

5.- A partir de las correspondientes configuraciones electrónicas indica cuál de los siguientes elementos tendrá sus átomos diamagnéticos en el estado fundamental:

- a) Hierro
- b) Plomo
- c) Telurio
- d) Ninguno de los anteriores, todos son paramagnéticos

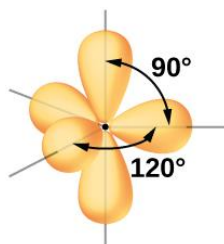
6.- Dados los siguientes iones: Li^+ , Be^{2+} , B^{3+} , N^{3-} , O^{2-} y F^- , indique la proposición correcta:

- a) El más pequeño es el Li^+
- b) El radio de O^{2-} es mayor que el de N^{3-}
- c) El más grande es F^-
- d) El más pequeño es B^{3+}

7.- El tetrafluoruro de xenón, XeF_4 , fue el primer compuesto binario descubierto de un gas noble. Para explicar la estructura de sus moléculas, la hibridación que se propone para el átomo central es:

- a) sp^2
- b) sp^3
- c) sp^3d^1
- d) sp^3d^2

8.- La geometría de bipirámide triangular para la distribución espacial de las nubes electrónicas que parten del átomo central:



sirve de base en el método de RPECV para explicar la estructura molecular de:

- a) $[\text{I}_3]^-$
- b) ClF_3
- c) SF_4
- d) Todas las respuestas son correctas.

9.- Respecto a las siguientes proposiciones:

1. Las fuerzas de London dependen de la polarizabilidad de los átomos y moléculas.
2. En una sustancia polar la contribución de las fuerzas intermoleculares de dipolo inducido puede ser mayor que las de dipolo permanente.
3. Una molécula lineal, puede que no sea polar.
4. Los cambios de estado que se producen al aumentar la temperatura son debidos a que el aumento de energía o la agitación térmica contrarresta parcialmente las atracciones intermoleculares y permite una mayor libertad de movimiento de las moléculas.

- a) Solo son verdaderas 1, 2 y 3.
- b) Solo son falsas 3 y 4.
- c) Solo son verdaderas 1, 2 y 4.
- d) Todas son verdaderas.

10.- Dadas las siguientes proposiciones:

1. La molécula de etino tiene solo tres enlaces covalentes.
2. La molécula de AlCl_3 tendrá geometría triangular plana.
3. La energía del triple enlace $\text{N}\equiv\text{N}$ es la suma de las energías de un enlace doble $\text{N}=\text{N}$ y de un enlace sencillo $\text{N}-\text{N}$.
4. Una molécula solo es apolar cuando sus enlaces no son polares.

Indique cuáles son correctas:

- a) Todas son correctas.
- b) Solo la 2 es correcta.
- c) Sólo la 3 es falsa.
- d) La 1 y la 2 son correctas.

11.- Cuando el cobre cristaliza lo hace con una estructura cúbica centrada en las caras. Sabiendo que el lado de la celdilla cúbica unidad tiene una longitud de 0,3615 nm y que la masa molar del cobre es 63,55 g/mol, ¿cuál será su densidad?

- a) 8,94 kg/dm^3
- b) 7,45 kg/dm^3
- c) 6,23 kg/dm^3
- d) Todas las anteriores son incorrectas

12.- Una muestra de gas natural, cuyo comportamiento se puede considerar de gas ideal, contiene 8,24 moles de metano, 0,421 moles de etano y 0,116 moles de propano. Si la presión total de la mezcla es 1,27 atm ¿cuál es la presión parcial que ejerce el C₂H₆?

- a) 82,40 atm
- b) 0,06 atm
- c) 0,02 atm
- d) 1,27 atm

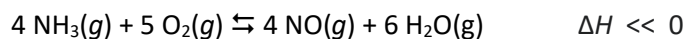
13.- ¿Cómo se denominan los sistemas termodinámicos que pueden intercambiar tanto energía como materia con el exterior?

- a) Ambientales
- b) Entrópicos
- c) Entálpicos
- d) Abiertos

14.- En todo ciclo que experimenta un sistema termodinámico siempre se cumple que:

- a) La variación de energía interna del sistema es cero.
- b) La variación de entropía del sistema es mayor que cero.
- c) El trabajo realizado por el sistema es una diferencial exacta.
- d) Todas las anteriores son ciertas.

15.- El primer paso y más importante del proceso Ostwald para la producción de ácido nítrico es la oxidación del amoníaco empleando catalizadores con platino para producir óxido nítrico:



Las condiciones habituales en las que se lleva a cabo el proceso son entre 4 – 10 atm de presión y 600 – 800 °C de temperatura. Señala cuál de las siguientes proposiciones es correcta:

- a) La temperatura superior a la ambiental favorece termodinámicamente el proceso.
- b) La presión superior a la ambiental favorece termodinámicamente el proceso.
- c) El proceso es termodinámicamente espontáneo a cualquier temperatura y presión.
- d) Todas las anteriores son correctas.

- 16.- En relación con las siguientes proposiciones:
1. En un proceso espontáneo la entalpía del sistema puede aumentar.
 2. En un proceso espontáneo la entropía del sistema puede disminuir.
 3. En todos los procesos espontáneos la energía libre de Gibbs del sistema aumenta.
- a) Solo es verdadera la primera afirmación.
b) La primera y la segunda son verdaderas.
c) La primera y la tercera son verdaderas.
d) La segunda y la tercera son verdaderas.

-
- 17.- La entalpía de sublimación del yodo a 25 °C y 101,3 kPa es igual a:
- a) La entalpía de vaporización del yodo más la entalpía de fusión del yodo.
b) La entalpía de formación del I₂ (g).
c) La entalpía de vaporización del yodo.
d) La entalpía de disociación del yodo.

-
- 18.- Considere la siguiente reacción genérica de disociación en fase gaseosa:
- $$AB_3 (g) \rightleftharpoons AB_2 (g) + \frac{1}{2} B_2 (g)$$
- la cual, a 25 °C, alcanza el equilibrio cuando el componente AB₃ está disociado al 65 % con una presión total de 0,250 atm ¿Cuál es el valor de K_c de dicha reacción?
- a) 0,093
b) 0,123
c) 0,461
d) 0,250

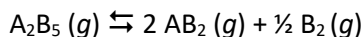
-
- 19.- Para la siguiente reacción química: $2 NO (g) + 2 H_2 (g) \rightarrow N_2 (g) + 2 H_2O (g)$
se propone un mecanismo cinético que transcurre en tres etapas consecutivas:

- | | | |
|----|--|-------------------|
| 1) | $2 NO \rightleftharpoons N_2O_2$ | equilibrio rápido |
| 2) | $N_2O_2 + H_2 \rightarrow N_2O + H_2O$ | etapa lenta |
| 3) | $N_2O + H_2 \rightarrow N_2 + H_2O$ | etapa rápida |

Indique cuál es el orden total de reacción compatible con el mecanismo propuesto:

- a) 0 b) 1 c) 2 d) 3

- 20.- Se ha comprobado experimentalmente que la siguiente reacción química entre gases tiene una cinética de primer orden:



donde A y B son elementos químicos genéricos. Si la constante de velocidad del proceso vale $4,9 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, ¿cuál sería el tiempo de reacción necesario para que a esa temperatura la concentración de A_2B_5 se reduzca a la décima parte de su valor inicial?

- a) 9210 s
 - b) 4699 s
 - c) 2041 s
 - d) 215 s
-

- 21.- Si se eleva la temperatura de una determinada reacción química en estado gaseoso:

- a) Disminuye la energía de activación según la ecuación de Arrhenius.
 - b) Aumenta la velocidad de reacción para toda reacción endotérmica y disminuye si la reacción es exotérmica.
 - c) Aumenta la velocidad de reacción, tanto si es exotérmica como si lo es endotérmica.
 - d) Según la teoría cinética de los gases aumenta la velocidad media de las partículas y, por tanto, la energía de activación.
-

- 22.- Cuando la temperatura pasa de 300 K a 350 K, la constante cinética de cierta reacción química en fase gaseosa aumenta 5 veces. En consecuencia, la energía de activación del proceso es:

- a) 54 J/mol
 - b) 82 kJ/mol
 - c) 360 kJ/mol
 - d) Todas las anteriores son erróneas
-

- 23.- El fosfato de plata es un compuesto iónico casi insoluble en agua que se disocia en Ag^+ y PO_4^{3-} . ¿Qué expresión es correcta para calcular la solubilidad, s , a partir del producto de solubilidad?

- a) $s = (K_s/27)^{1/4}$
 - b) $s = 0$ (ya que es insoluble)
 - c) $s = (K_s/3)^{1/3}$
 - d) $s = (K_s)^{1/2}$
-

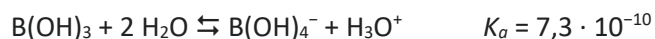
24.- ¿Cuál será la solubilidad a 298 K de CaF_2 en una disolución acuosa 0,25 M de CaCl_2 ?
DATO: $K_s(\text{CaF}_2, 298 \text{ K}) = 5,3 \cdot 10^{-9}$

- a) $7,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
- b) $1,1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- c) $0,13 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- d) $0,26 \text{ g} \cdot 100 \text{ mL}^{-1}$

25.- A 50 mL de una disolución acuosa que tiene un pH de 8,35 se le añaden otros 50 mL de agua pura. El pH de la nueva disolución será:

- a) Mayor que 8,35.
- b) Menor que 8,35.
- c) 8,35, porque el agua pura no altera el pH.
- d) No se puede saber sin conocer qué había disuelto en la primera disolución.

26.- El ácido bórico, H_3BO_3 o más propiamente $\text{B}(\text{OH})_3$, es un sólido cristalino incoloro o blanco que cuando se disuelve en agua muestra un carácter muy débilmente ácido:



¿Cuál de las siguientes proposiciones referidas al ácido bórico es correcta?

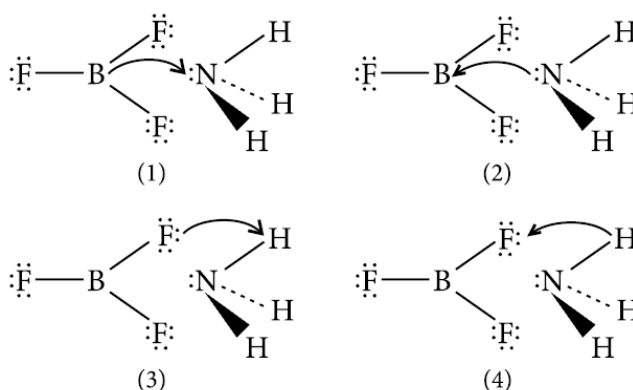
- a) Cuando se disuelve 1 g en 50 mL de agua, el pH resultante es 6,1.
- b) En las valoraciones de ácido bórico con una base fuerte, el naranja de metilo (pH de viraje entre 3,1 y 4,4) es un buen indicador.
- c) Si a 40 mL de disolución 0,1 M de ácido bórico se le añade 80 mg de NaOH se forma un tampón o disolución reguladora cuyo pH está en el entorno de 9,1.
- d) Todas las anteriores son erróneas.

27.- En la valoración de 20 mL de una disolución acuosa de ácido cítrico que contiene 20 g/L, ¿cuántos mL de NaOH de concentración 0,5 M se gastarán? El ácido cítrico, presente en la mayoría de las frutas, es un ácido tricarbóxico cuya fórmula molecular es $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$:

- a) 8,32 mL
- b) 1,38 mL
- c) 4,16 mL
- d) 12,48 mL

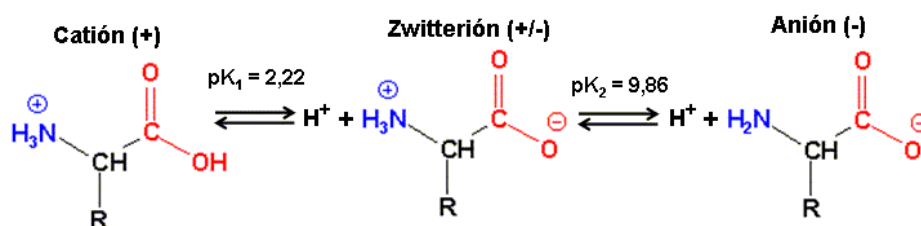


- 28.- BF_3 y NH_3 experimentan una reacción ácido-base de Lewis formando un aducto ¿Qué imagen de las numeradas debajo representa correctamente la interacción inicial ácido-base de Lewis entre las moléculas que intervienen mediante el simbolismo de flecha curva? ¿Qué sustancia actúa como ácido de Lewis? ¿Y como base de Lewis?



- a) La imagen (1) es correcta; el NH_3 es el ácido de Lewis y el BF_3 es la base de Lewis.
b) La imagen (2) es correcta; el BF_3 es el ácido de Lewis y el NH_3 es la base de Lewis.
c) La imagen (3) es correcta; el NH_3 es el ácido de Lewis y el BF_3 es la base de Lewis.
d) La imagen (4) es correcta; el BF_3 es el ácido de Lewis y el NH_3 es la base de Lewis.

- 29.- La glicina o glicocola (Gly o G) es el aminoácido más pequeño y el único no quiral de los veinte que habitualmente están presentes en las proteínas ($\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$). En disolución acuosa, se ioniza según las reacciones siguientes:



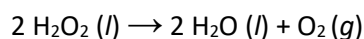
¿Cuál es el punto isoeléctrico de la disolución, esto es, a qué pH las moléculas de glicina son eléctricamente neutras de forma global?

- a) 5,04
b) 6,04
c) 7,04
d) 8,04

- 30.- En la valoración de $\text{NaHCO}_3(ac)$ con $\text{NaOH}(ac)$, indique si la disolución en el punto de equivalencia es ácida, básica o neutra y el porqué.
- a) Ácida por la hidrólisis del ion HCO_3^-
 - b) Ácida por la hidrólisis del Na^+
 - c) Neutra porque se forma una sal como resultado de mezclar ácido y base fuertes.
 - d) Básica por la hidrólisis del CO_3^{2-}

- 31.- Para ajustar, utilizando los números enteros menores posibles, la reacción redox de oxidación del ácido oxálico (HCOO-COOH) a dióxido de carbono, mediante permanganato de potasio en presencia de ácido sulfúrico, y en la que se produce una sal de Mn(II):
- a) Se necesitan 3 moles de ácido sulfúrico.
 - b) Se producen 4 moles de dióxido de carbono.
 - c) Se producen 5 moles de agua.
 - d) Se necesitan 3 moles de permanganato.

- 32.- En la reacción,



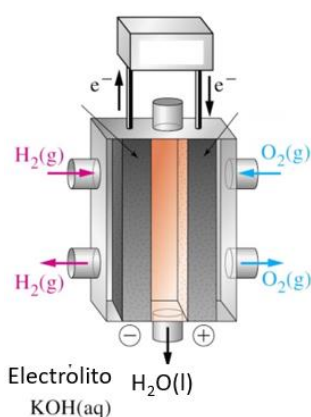
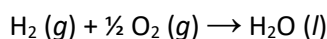
- a) El oxígeno solamente se oxida.
- b) El oxígeno solamente se reduce.
- c) El oxígeno ni se oxida ni se reduce.
- d) El oxígeno se oxida y se reduce.

- 33.- ¿Cuál de las siguientes propiedades no puede ser explicada, ni siquiera de forma aproximada, con el modelo del gas electrónico de los metales y es imprescindible utilizar la llamada "teoría de bandas" que procede de la Teoría de Orbitales Moleculares (TOM) del enlace químico covalente?
- a) El brillo metálico.
 - b) La diferencia entre aislantes, semiconductores y conductores.
 - c) La alta conductividad térmica de los metales.
 - d) El efecto fotoeléctrico.

- 34.- Una celda de combustible está formada por tres componentes que se ubican uno a continuación del otro: el ánodo, el electrolito y el cátodo. El hidrógeno funciona como combustible y el oxígeno es el agente oxidante. En la interfase entre los diferentes componentes tienen lugar las siguientes reacciones:



La reacción global puede considerarse como:



¿Cuál será el potencial estándar de reducción de la semirreacción del cátodo, sabiendo que el potencial estándar de reducción para la semirreacción del ánodo vale $-0,83 \text{ V}$ y que la energía libre de Gibbs estándar de formación del agua es $\Delta_f G^\circ [\text{H}_2\text{O}(l)] = -237 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$?

- a) $+1,23 \text{ V}$
- b) $-1,23 \text{ V}$
- c) $+0,40 \text{ V}$
- d) $-0,40 \text{ V}$

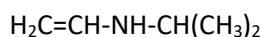
- 35.- Mediante electrolisis a través de una disolución $0,1 \text{ M}$ en Cu^{2+} , el cobre metálico se deposita cuantitativamente ($99,99 \%$). En ese momento, calcula empleando la ecuación de Nernst cuál es potencial de reducción del par redox Cu^{2+}/Cu a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

Dato: $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$

- a) $-0,34 \text{ V}$
- b) $0,31 \text{ V}$
- c) $0,19 \text{ V}$
- d) $0,16 \text{ V}$

- 36.- El Dr. Gerard se propone calcular la cantidad de una sustancia que es capaz de electrodepositar en el tiempo que dura la canción "BZRP Music Sessions #53". Para ello, elige la sal potásica que forma el elemento químico X, cuyo número atómico es 53. Claramente, primero tiene que disolver en agua desionizada dicha sal, evitando que salpique pa' no perder reactivo. Si aplicando una corriente eléctrica de 10 A a la disolución salina ha sido capaz de generar exactamente 2,80 g de dicho elemento X, ¿cuánto ha durado la canción?
- a) 205 segundos
b) 209 segundos
c) 213 segundos
d) 217 segundos

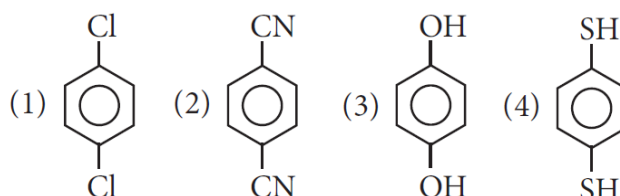
- 37.- Estudie la siguiente fórmula molecular semidesarrollada de una amina:



Un nombre aceptable para la misma sería:

- a) *N*-tercbutilenamina
b) *N*-isopropilvinilamina
c) *N*-etilen-*N*-propil amina
d) *N*-etil-*N*-propilamina

- 38.- El momento dipolar, μ , es el parámetro físico que determina experimentalmente si una molécula es polar ($\mu \neq 0$) o no polar ($\mu = 0$). Con frecuencia, es posible predecir la polaridad de una molécula a partir de razonamientos sencillos basados en la geometría y naturaleza de los átomos que conforman la molécula. Estudie las moléculas que se muestran numeradas debajo y proponga para cuál o cuáles de ellas cabría esperar que $\mu \neq 0$.



- a) (3) y (4)
b) Solo (1)
c) (1) y (2)
d) Ninguna

39.- Estudie las reacciones de adición sobre propeno de bromuro de hidrógeno y de agua. Siguiendo las reglas y principios de la reactividad orgánica, los productos mayoritarios que se deben obtener son, respectivamente:

- a) 1-bromopropano y 1-propanol (propan-1-ol)
- b) 2-bromopropano y 1-propanol (propan-1-ol)
- c) 2-bromopropano y 2-propanol (propan-2-ol)
- d) 1-bromopropano y 2-propanol (propan-2-ol)

40.- De los compuestos ácido 3-butenoico, ácido butenodioico, 2-metil-2-penteno y 1-cloro-2-buteno, ¿cuántos presentan isomería geométrica?

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4

41.- En relación con la química de polímeros, indique la proposición verdadera:

- a) La vulcanización del caucho natural consiste en enlazar las cadenas poliméricas con azufre en un proceso en frío.
- b) El almidón, la celulosa, el teflón y el nylon son polímeros naturales lineales.
- c) La comercialización a gran escala de la baquelita, el primer polímero termoestable totalmente sintético, contribuyó a rebajar la presión humana sobre ciertas especies animales salvajes.
- d) Todas son verdaderas.

42.- Escriba las mejores fórmulas o estructuras de Lewis posibles, incluyendo la posibilidad de hipervalencia y existencia de híbridos de resonancia, de las especies O_3 , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} y SO_4^{2-} y a partir de ellas razone en cuál o cuáles prevé que el orden de enlace o multiplicidad de los enlaces entre el átomo central y los átomos periféricos de oxígeno sea de 3/2:

- a) O_3 y SO_4^{2-}
- b) CO_3^{2-} y PO_4^{3-}
- c) Solo O_3
- d) En todas ellas el orden de enlace es de 3/2

43.- La temperatura de fusión de un sólido cristalino iónico está relacionada con la energía reticular del cristal. Indique cuáles de los siguientes sólidos iónicos (NaCl, CaF₂, KI, MgO, LiF) tendrán previsiblemente las temperaturas de fusión más baja y más alta, respectivamente:

- a) NaCl y CaF₂
- b) LiF y MgO
- c) KI y LiF
- d) KI y MgO

44.- ¿Cuál de los siguientes materiales de laboratorio es un kitsato?



a)



b)



c)

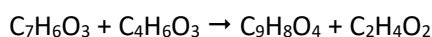


d)

45.- Al efectuar la determinación experimental de una magnitud física, la diferencia entre el valor obtenido y el valor real de la magnitud que se está midiendo se denomina:

- a) Error relativo
- b) Error absoluto
- c) Precisión
- d) Incertidumbre

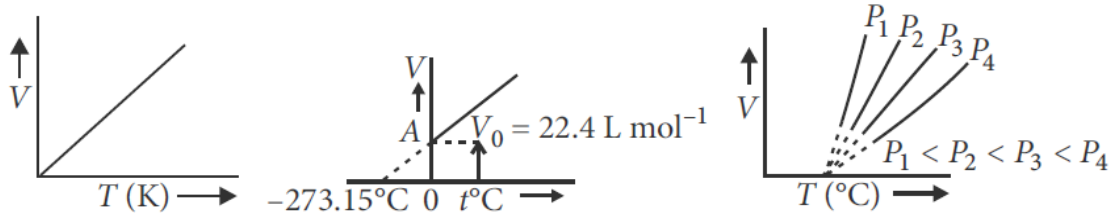
46.- La aspirina es un nombre comercial del ácido acetilsalicílico (C₉H₈O₄). Se obtiene por reacción del ácido salicílico (C₇H₆O₃) con anhídrido acético (C₄H₆O₃), según la siguiente reacción que también genera ácido acético (C₂H₄O₂):



¿Cuál es el rendimiento del proceso si cuando se hace reaccionar 1 g de ácido salicílico con anhídrido acético en exceso se obtienen 0,85 g de aspirina?

- a) 65 %
- b) 75 %
- c) 10 %
- d) 90 %

47.- Las siguientes figuras corresponden a diversas maneras de representar gráficamente una de las leyes físicas de los gases:



¿A cuál ley de los gases se refieren?

- a) La Ley Avogadro
- b) La Ley de Graham
- c) La Ley de Boyle
- d) La Ley de Charles

48.- Cuando el ^{238}U experimenta emisión alfa, ¿cuál es el otro nucleido que se produce en dicho proceso nuclear?

- a) ^{234}Th
- b) ^{234}U
- c) ^{234}Pr
- d) ^{236}Np

HOJA DE RESPUESTAS

HOJA DE RESPUESTAS 2023

Marque con una cruz (X) la casilla correspondiente a la respuesta correcta.

Nº	a	b	c	d
1	X			
2	X			
3	X			
4			X	
5				X
6				X
7				X
8				X
9				X
10				X
11	X			
12		X		
13				X
14	X			
15			X	
16		X		

Nº	a	b	c	d
17	X			
18	X			
19				X
20		X		
21			X	
22				X
23	X			
24	X			
25		X		
26			X	
27				X
28		X		
29		X		
30				X
31	X			
32				X

Nº	a	b	c	d
33		X		
34			X	
35			X	
36			X	
37		X		
38	X			
39			X	
40		X		
41			X	
42	X			
43				X
44			X	
45		X		
46	X			
47				X
48	X			