

222 QUÍMICA EBAU2023 - JULIO

1. Dado el elemento con configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$:

a) Indique su nombre y símbolo atómico, así como su posición (grupo y periodo) en la Tabla Periódica. ¿Cómo se suele denominar a ese grupo? **(0,50 p)**

Arsénico (As). 4º periodo, grupo 15: "nitrogenoides"

b) Explique brevemente si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo excitado de dicho elemento, a un ion de dicho elemento o si no son posibles: **(0,50 p)**

i) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{11} 4p^3$ No es posible, porque no puede haber 11 e⁻s en la subcapa 3d

ii) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10} 4p^3 5s^1$ Es un átomo excitado de dicho elemento, porque se ha promocionado un electrón desde el nivel 4s al 5s

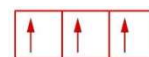
c) Escriba un posible conjunto de números cuánticos (n, l, m, s) para un electrón 3d. **(0,25 p)**

Cualquiera de los siguientes es posible: (3, 2, -2, +1/2); (3, 2, -2, -1/2); (3, 2, -1, +1/2); (3, 2, -1, -1/2); (3, 2, 0, +1/2); (3, 2, 0, -1/2); (3, 2, 1, +1/2); (3, 2, 1, -1/2); (3, 2, 2, +1/2); (3, 2, -2, -1/2)

d) ¿Cuántos electrones de valencia, y cuántos electrones desapareados, tendrá este elemento, en su estado fundamental? Justifique brevemente su respuesta. **(0,50 p)**

Tendrá 5 electrones de valencia (los de los orbitales 4s y 4p).

Tendrá 3 electrones desapareados, ya que (según la Regla de Hund) en el subnivel 4p los 3 e⁻ se sitúan ocupando en distintos orbitales y con los espines paralelos:



e) Indique entre los siguientes, qué conjunto de estados de oxidación más probables corresponde a este elemento: **(0,25 p)** i) +3, +5, -3 ii) +2, +10, +3 iii) -3, -5

El i): +3, +5 y -3 (porque tenderá a perder los 3 electrones p, o los 5 electrones de la última capa ($4s^2 4p^3$) o a ganar 3 electrones para completar la última capa)

2. a) Dibuje el ciclo de Born-Haber para la formación del MgO(s) a partir de Mg(s) y O₂(g), y determine su entalpía de formación, a partir de los siguientes datos: **(1,50 p)**

$$EI^1(\text{Mg}) = 738 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; EI^2(\text{Mg}) = 1451 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{sub}}(\text{Mg}) = 148 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}, \Delta H_{\text{red}}(\text{MgO}) = -3791 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$AE^1(\text{O}) = -141 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; AE^2(\text{O}) = +798 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

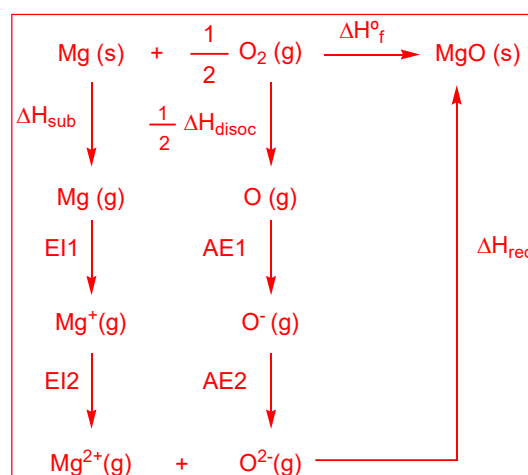
$$\Delta H_{\text{disoc}}(\text{O}_2) = 498 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La variación global de energía en el proceso será igual a la suma de las variaciones de energía de las diferentes etapas:

$$\Delta H^\circ_f = \Delta H_{\text{sub}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{disoc}} + EI1 + EI2 + AE1 + AE2 + \Delta H_{\text{red}} =$$

$$= 148 + 249 + 738 + 1451 - 141 + 798 - 3791 = -548 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

(El valor real es $\Delta H^\circ_f [\text{MgO}(\text{s})] = -602 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. La diferencia se debe a que el enlace en el MgO tiene un cierto carácter covalente, y por tanto es más fuerte que lo que predice el ciclo de Born-Haber, que es un modelo puramente iónico).



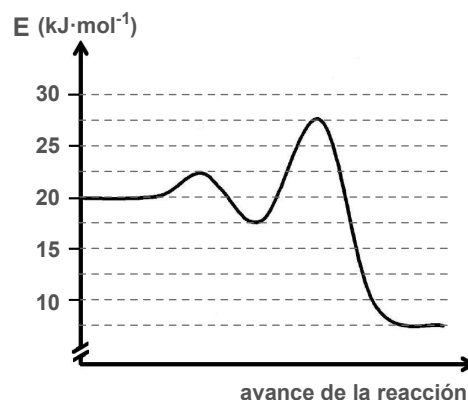
b) Explique la diferencia de signo entre la primera y la segunda afinidad electrónica del O. **(0,50 p)**

La AE1 es negativa, porque la captación de un primer electrón por un átomo suele ser un proceso exotérmico. Sin embargo, la AE2 siempre es positiva, porque para que un anión capte un electrón hay que suministrar energía para vencer las repulsiones electrostáticas.

222 QUÍMICA EBAU2023 - JULIO

3. Observe atentamente el siguiente diagrama entálpico (perfil de reacción) y conteste a las preguntas:

- ¿En cuántas etapas ocurre la reacción representada? **(0,20 p)**
- Indique el valor numérico de la E_a de cada etapa. **(0,30 p)**
- ¿Cuántos estados de transición hay en esta reacción y cuál es la energía de cada uno de ellos? **(0,40 p)**
- ¿Qué etapa es la determinante de la velocidad de la reacción? Explique en qué se basa su respuesta. **(0,30 p)**
- Calcule el valor de ΔH para la reacción directa y explique si dicha reacción es exotérmica o endotérmica. **(0,40 p)**
- Explique si la adición de un catalizador efectivo afectará a la velocidad de la reacción global y a su ΔH . **(0,40 p)**



- La reacción ocurre en dos etapas
 - Para la primera etapa la $E_a = 2.5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y para la segunda etapa $E_a = 10 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 - Hay dos estados de transición (uno para cada etapa, son estados transitorios de máxima energía). La E del primero será de $22.5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y la del segundo de $27.5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 - La etapa determinante de la v de reacción será la más lenta, es decir, la que tenga una mayor energía de activación. Por tanto, se trata de la segunda etapa
 - $\Delta H(\text{reacción directa}) = -12.5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ Es exotérmica, porque la energía de los productos es menor que la de los reactivos (ΔH es negativo)
 - La adición de un catalizador afectaría a la velocidad de reacción (aumentándola), pero no a ΔH (porque el catalizador no afecta a los parámetros termodinámicos (ya que no modifica el estado inicial o final de la reacción), sino sólo a los parámetros cinéticos (modifica el mecanismo de la reacción))
4. En un recipiente cerrado a 27°C se encuentran 100 g de grafito en equilibrio con una mezcla de CO_2 (g) y CO (g), según la siguiente reacción: $\text{C (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{ CO (g)}$ $K_p = 50$ a 27°C
- Calcule la presión parcial de cada gas sabiendo que la P_{total} en el equilibrio es de 5,5 atm. **(1,0 p)**
 - Calcule el valor de K_c para dicho equilibrio, a 27°C . **(0,40 p)**
 - Explique cómo variará la presión parcial de CO en los siguientes casos:
 - Si se adicionan al recipiente otros 100 g de grafito. **(0,30 p)**
 - Si mediante un émbolo se reduce el volumen del recipiente. **(0,30 p)**

a) El enunciado dice que nos encontramos en el equilibrio. La P_{total} será la suma de las presiones parciales de los dos gases: $P_{\text{total}} = 5.5 = P_{\text{CO}_2} + P_{\text{CO}}$, por tanto, si a una la llamamos x la otra será $5.5 - x$.

Planteamos la situación de equilibrio (el grafito, al ser sólido, no interviene en la expresión de K_p)



Equilibrio, presiones: $5.5 - x$ x

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}} = \frac{x^2}{5.5 - x} = 50$$

Operando, la ecuación de segundo grado queda: $x^2 + 50x - 275 = 0$ y la solución positiva es $x = 5$

Por tanto, en el equilibrio, las presiones de cada gas serán $P_{\text{CO}} = 5 \text{ atm}$ y $P_{\text{CO}_2} = 0.5 \text{ atm}$

b) K_c se calcula con la siguiente ecuación: $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$ $50 = K_c (0.082 \cdot 300)$; $K_c = 2.03$

c1) La adición de grafito no afectará al equilibrio, al tratarse de un sólido, por lo que la P_{CO} no variará

c2) Si se reduce el V del recipiente, el equilibrio se desplazará hacia donde haya menos moles de sustancias gaseosas, es decir, hacia la izquierda, por lo que la P_{CO} disminuirá.

222 QUÍMICA EBAU2023 - JULIO

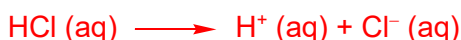
5. a) Escriba los procesos ácido-base (disociación, hidrólisis) que tienen lugar al disolver las siguientes sustancias en agua, indicando adecuadamente si se trata o no de un equilibrio, y cómo será el pH de la disolución resultante (neutro, ácido o básico): i) NaOH; ii) HCl; iii) NH₃; iv) NaCl; v) NH₄Cl. **(1,60 p)**
- b) Indique cuál de las disoluciones anteriores será más ácida, y cuál más básica (suponiendo que se parte de cantidades equimolares de las sustancias). **(0,40 p)**

Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

- a) i) El **NaOH** es una base fuerte. Estará completamente disociada en disolución: pH **básico** (pH > 7)



- ii) El **HCl** es un ácido fuerte. Estará completamente disociado en disolución: pH **ácido** (pH < 7)



- iii) El **NH₃** es una base débil (nos dan K_b). Estará parcialmente disociado en disolución: pH **básico**, (> 7)



- iv) El **NaCl** es una sal. Estará completamente ionizada en agua: $\text{NaCl (aq)} \longrightarrow \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}$

Como sus iones proceden de un ácido fuerte (HCl) y de una base fuerte (NaOH), no se hidrolizarán, y por tanto el pH será **neutro** (pH = 7)

- v) El **NH₄Cl** es una sal. Estará completamente ionizada en agua: $\text{NH}_4\text{Cl (aq)} \longrightarrow \text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}$

El anión Cl^- no sufre hidrólisis, pues es la base conjugada de un ácido fuerte (el HCl), pero el catión NH_4^+ es el ácido conjugado de una base débil (el NH_3) y por tanto sí sufre hidrólisis:



- b) La disolución más ácida será la del HCl (es un ácido fuerte, mientras que la otra disolución ácida es la generada por la hidrólisis del ion NH_4^+ , cuya K_a se puede obtener a partir del producto iónico del agua y la K_b del NH_3 ($K_w = K_a \cdot K_b$), resultando ser $5,6 \cdot 10^{-10}$, que es un valor propio de una base débil).

La disolución más básica será la del NaOH (es una base fuerte, mientras que el NH_3 es una base débil)

6. a) Calcule el grado de disociación de una disolución acuosa de $\text{NH}_3 \text{ (aq)}$ ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$) de concentración $c = 0,5 \text{ M}$. **(1,0 p)**

El NH_3 es una base débil. $\text{NH}_3 \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}$

Concentraciones, inicio:	0,5	0	0
Conc. Equilibrio:	$0,5(1-\alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

La $[\text{OH}^-]$ la podemos obtener de la expresión de K_b :

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \alpha^2}{(1-\alpha)}$$

Como se trata de una base débil, podemos suponer que $(1-\alpha) \approx 1$,

$$\text{Queda: } K_b = c\alpha^2; \quad 1,8 \cdot 10^{-5} = 0,5 \cdot \alpha^2; \quad \alpha = \mathbf{6 \cdot 10^{-3}} \quad (0,6\%)$$

- b) El pH de una disolución de un ácido monoprótico (HA), de concentración $c = 2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ es pH = 2,70. Explique numéricamente si se trata de un ácido fuerte o débil. **(0,50 p)**

Calculamos la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en la disolución, a partir del pH: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,7} = 0,002 \text{ M}$. Como la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ coincide con la concentración inicial del ácido, se trata de un ácido fuerte (pues está completamente ionizado).

- c) Calcule la concentración de aniones hidroxilo, $[\text{OH}^-]$, en la disolución del apartado b). **(0,50 p)**

$$\text{Como } \text{pH} + \text{pOH} = 14; \quad \text{pOH} = 14 - 2,7 = 11,3: \quad \text{Como } \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]; \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 5 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

222 QUÍMICA EBAU2023 - JULIO

7. Dada la siguiente reacción de oxidación-reducción (sin ajustar): $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$

a) Indique cuál es el agente oxidante y el reductor, y cómo varían sus estados de oxidación. **(0,50 p)**

El agente oxidante es el NO_3^- (o el HNO_3 . Se reduce a NO). Pasa de e.o. 5 a 2.

El agente reductor es el P (se oxida a PO_4^{3-}). Pasa de e.o. 0 a 5.

b) Ajuste la reacción mediante el método del ion-electrón. **(1,50 p)**

Semirreacción de oxidación: $\text{P} + 4 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{PO}_4^{3-} + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^-$

Semirreacción de reducción: $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$

Hay que multiplicar cada reacción por el número adecuado para que el número de electrones intercambiados sea el mismo en ambas

Semirreacción de oxidación: $3 \text{P} + 12 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 3 \text{PO}_4^{3-} + 24 \text{H}^+ + 15 \text{e}^-$

Semirreacción de reducción: $5 \text{NO}_3^- + 20 \text{H}^+ + 15 \text{e}^- \longrightarrow 5 \text{NO} + 10 \text{H}_2\text{O}$

Se suman: $3 \text{P} + 12 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{NO}_3^- + 20 \text{H}^+ \longrightarrow 3 \text{PO}_4^{3-} + 24 \text{H}^+ + 5 \text{NO}$

Se simplifican los H^+ y las moléculas de H_2O : $3 \text{P} + 2 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{NO}_3^- \longrightarrow 3 \text{PO}_4^{3-} + 4 \text{H}^+ + 5 \text{NO}$

Se pone en forma molecular, sumando 5H^+ a cada lado: $3 \text{P} + 2 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{HNO}_3 \longrightarrow 3 \text{H}_3\text{PO}_4 + 5 \text{NO}$

Comprobamos el número de átomos a cada lado de la reacción: P: 3, H: 9, O: 17, N: 5

8. Considere una pila galvánica formada por un electrodo de Cu sumergido en una disolución acuosa 1M de CuSO_4 y por un electrodo de Zn sumergido en una disolución acuosa 1M de ZnSO_4 .

a) Explique cuál de los electrodos actuará como cátodo y cuál como ánodo. Escriba las semirreacciones que tienen lugar en cada uno de ellos, identificándolas como oxidación o reducción, y escriba también la reacción global de la pila. **(0,80 p)**

El metal con mayor potencial de reducción será el que se reduzca, en este caso el Cu.

Por tanto, el electrodo de Cu será el cátodo, y en él tendrá lugar la semirreacción de reducción:



El electrodo de Zn será el ánodo y en él tendrá lugar la semirreacción de oxidación:



La reacción global de la pila será: $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$

O, más completa: $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$

b) Calcule la fuerza electromotriz de la pila, y la variación de energía libre. **(0,60 p)**

La fuerza electromotriz es igual a $E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$

$\Delta G^0 = -n \cdot E^0 \cdot F = -2 \cdot 1,10 \cdot 96.500 = -212.300 \text{ J} = -212,30 \text{ kJ}$

c) Explique brevemente si en este proceso se produce o se consume electricidad. **(0,30 p)**

Se produce electricidad, porque es una reacción espontánea

d) Razone si durante la reacción varía (y cómo) la masa de los electrodos. **(0,30 p)**

El electrodo de Cu aumenta de peso porque se deposita el Cu, y el electrodo de Zn disminuye de peso porque se disuelve

Datos: $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $F = 96.500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

222 QUÍMICA EBAU2023 - JULIO

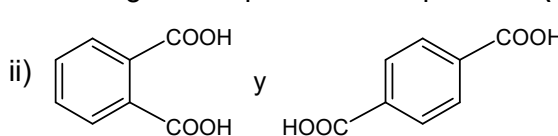
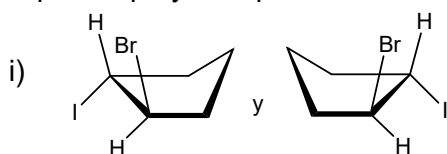
9. a) Escriba las fórmulas semidesarrolladas de los siguientes pares de compuestos e indique el tipo y subtipo de isomería que presentan entre sí: **(1,0 p)**

i) etil vinil éter y alil metil éter $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_3$

Isomería estructural de posición

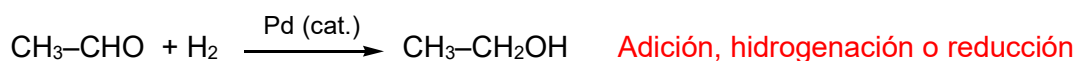
ii) but-1-eno y ciclobutano $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ y Isomería estructural de función

b) Indique el tipo y subtipo de isomería que presentan los siguientes pares de compuestos: **(0,40 p)**



i) Isomería espacial (estereoisomería) óptica ii) Isomería estructural de posición

c) Indique el tipo de reacción orgánica (una sola palabra es suficiente): **(0,20 p)**



d) Nombre las dos sustancias orgánicas que intervienen en la reacción anterior. **(0,40 p)**

Acetaldehído / etanal y etanol o alcohol etílico

10. a) Formule o nombre: **(0,60 p)**

i) estireno $\text{Ph}-\text{CH}=\text{CH}_2$

ii) $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}$ octa-1,4,7-triino

iii) 3-metilpentanamida $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\text{CONH}_2$

b) Dado el compuesto $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CHOH}-\text{CH}_3$:

i) Nómbrelo **(0,20 p)** 3-metilbutan-2-ol

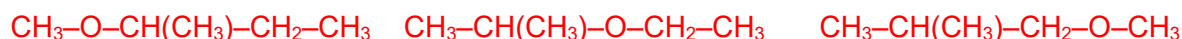
ii) Explique si puede presentar algún tipo de isomería espacial (geométrica y/o óptica). **(0,40 p)**

Sí puede presentar isomería óptica porque posee un carbono asimétrico (unido a cuatro sustituyentes diferentes).

No puede presentar isomería geométrica, porque no tiene dobles enlaces ni es un ciclo.

iii) Escriba la fórmula semidesarrollada de un isómero estructural de función. **(0,25 p)**

La fórmula molecular es $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$. Son posibles isómeros de función los siguientes éteres:



iv) Escriba la ecuación química para la reacción de combustión del compuesto con O_2 . **(0,30 p)**



v) Complete la siguiente reacción, con todos los productos mayoritarios esperados: **(0,25 p)**

