



QUÍMICA.

OPCIÓN A

1. (2,5 puntos)

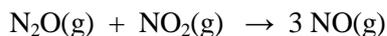
Las entalpías estándar de formación del NO(g) y del N₂O(g) son 90,37 kJ mol⁻¹ y 81,6 kJ mol⁻¹, respectivamente. La combustión en condiciones estándar del NO(g) para formar NO₂(g) desprende 56,55 kJ/mol de NO(g). A partir de estos datos, calcule la variación de entalpía, en condiciones estándar, de la reacción: N₂O(g) + NO₂(g) → 3 NO(g).

Solución:

Aplicación de la ley de Hess:

Reacciones:	ΔH° (kJ mol ⁻¹)	
a) $1/2 \text{N}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g})$	90,37	(0,25 puntos)
b) $\text{N}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}(\text{g})$	81,6	(0,25 puntos)
c) $\text{NO}(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g})$	- 56,55	(0,5 puntos)

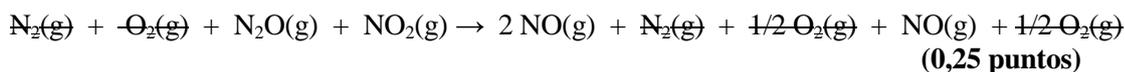
Reacción problema:



Combinación de ecuaciones:

$$2 \text{ a) } - \text{ b) } - \text{ c)} \quad \quad \quad \mathbf{(0,5 \text{ puntos})}$$

Comprobación:



SI SÓLO PONEN LA COMBINACIÓN, PERO NO LA COMPROBACIÓN (0,5 PUNTOS). SI NO PONEN ESTADOS DE AGREGACIÓN SE RESTAN 0,25 PUNTOS.

$$\Delta H^\circ_{\text{R}} = 2 \Delta H^\circ \text{ a) } - \Delta H^\circ \text{ b) } - \Delta H^\circ \text{ c) } = (2 \times 90,37) - 81,6 + 56,55 \quad \quad \quad \mathbf{(0,25 \text{ puntos})}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{R}} = + 155,69 \text{ kJ} \quad \quad \quad \mathbf{Unidades (0,25 \text{ puntos})}$$

Resultado numérico (0,25 puntos)



ALTERNATIVA:

Cálculo de la $\Delta H_f^0(\text{NO}_2)$:



Si no pone estados de agregación se restan 0,25 puntos.

$$\Delta H_{\text{combustión}}^0 = -56,55 \text{ kJ/mol} \quad \text{Bien el signo (0,25 puntos)}$$

$$\Delta H_{\text{Combustión}}^0 = \Sigma n \Delta H_f^0(\text{productos}) - \Sigma m \Delta H_f^0(\text{reactivos})$$

$$\Delta H_{\text{Combustión}}^0 = \Delta H_f^0(\text{NO}_2) - \Delta H_f^0(\text{NO}) - \frac{1}{2} \Delta H_f^0(\text{O}_2) \quad (0,5 \text{ puntos})$$

Si no la escribe correctamente, aunque luego lo resuelva bien, se restan 0,25 puntos

$$\Delta H_f^0(\text{O}_2) = 0 \quad (0,25 \text{ puntos})$$

$$-56,55 = \Delta H_f^0(\text{NO}_2) - 90,37 \quad \Delta H_f^0(\text{NO}_2) = 33,82 \text{ kJ/mol} \quad (0,5 \text{ puntos})$$

Cálculo de ΔH_R^0 :



$$\Delta H_R^0 = \Sigma n \Delta H_f^0(\text{productos}) - \Sigma m \Delta H_f^0(\text{reactivos})$$

$$\Delta H_R^0 = (3 \times 90,37) - 33,82 - 81,6 = +155,71 \text{ kJ} \quad (0,5 \text{ puntos})$$

Si las unidades no son las correctas se restan 0,25 puntos.



2. (2,5 puntos)

Para su utilización como material, el aluminio se protege de la corrosión mediante pasivado. Este proceso consiste en la oxidación del metal hasta óxido de aluminio, Al_2O_3 , con disolución acuosa de dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, en medio ácido sulfúrico, H_2SO_4 , reacción en la que se forma $\text{Cr}^{3+}(\text{ac})$:

- Escriba y ajuste por el método del ión-electrón, en forma iónica y molecular, la reacción química que tiene lugar. Indique la especie que actúa como oxidante. **(1,5 puntos)**
- Calcule el volumen de disolución acuosa de agente oxidante del 15% en masa y densidad $1,124 \text{ g cm}^{-3}$, que se necesita para oxidar 0,5 kg de aluminio. **(1,0 punto)**

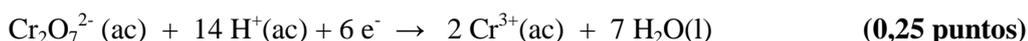
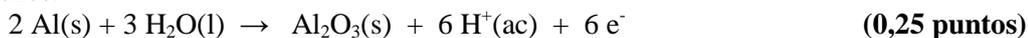
Datos: Masas atómicas: Al = 27 u; Cr = 52 u; K = 39,1 u; O = 16 u.

Solución:

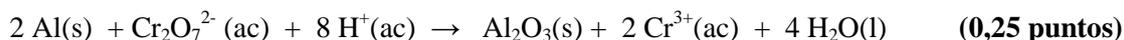
Ajuste de la ecuación química:

i.

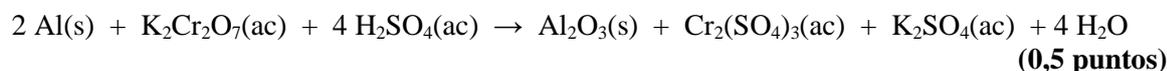
Semirreacciones:



Ecuación iónica ajustada:



Ecuación molecular ajustada:



La especie que actúa como oxidante es: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac})$ **(0,25 puntos)**

ii.

Concentración de la disolución de agente oxidante:

$$\frac{15 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{100 \text{ g de disolución}} \times \frac{1,124 \text{ g de disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ de disolución}} \times \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{294,2 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,57 \text{ M} \quad \text{(0,25 puntos)}$$

Número de moles que hay que oxidar:

$$500 \text{ g de Al}(\text{s}) \times \frac{1 \text{ mol Al}(\text{s})}{27 \text{ g de Al}(\text{s})} = 18,52 \text{ moles de Al}(\text{s}) \quad \text{(0,25 puntos)}$$

$$18,52 \text{ moles de Al}(\text{s}) \times \frac{1,0 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{ac})}{2 \text{ moles de Al}(\text{s})} = 9,26 \text{ moles de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{ac}) \quad \text{(0,25 puntos)}$$

$$9,26 \text{ moles de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{ac}) \times \frac{1 \text{ L de disolución}}{0,57 \text{ moles de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{ac})} = 16,25 \text{ L de disolución} \quad \text{(0,25 puntos)}$$



3. (1,0 punto)

En un tubo de ensayo se vierten 5 mL de disolución acuosa de cloruro de sodio, NaCl, a la que se añaden gotas de disolución acuosa de nitrato de plata, AgNO₃, hasta la formación de un precipitado claramente visible. Escriba la fórmula química del compuesto que precipita. Se añade a continuación gota a gota disolución acuosa de amoníaco. Indique y explique el cambio que se observa.

Solución:

El precipitado que se forma es **AgCl**. **(0,25 puntos)**

Al añadir amoníaco se observa la disolución del precipitado. **(0,25 puntos)**

La disolución del precipitado se debe a la formación de un compuesto soluble. [Ag(NH₃)]⁺
(0,25 puntos)

La formación de este compuesto desplaza el equilibrio de solubilidad:

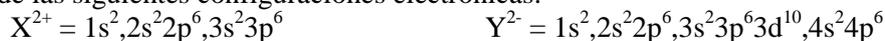


hacia la derecha, hacia la disolución del precipitado **(0,25 puntos)**



4. (2,0 puntos)

A. A partir de las siguientes configuraciones electrónicas:



escriba las configuraciones electrónicas de los átomos neutros de los que proceden estos iones. Indique el grupo y período de la tabla periódica al que pertenece cada uno de los elementos. Indique, de forma razonada, el elemento que presenta el valor más bajo de la primera energía de ionización.

(1,0 punto)

Solución:

Configuración electrónica de X: $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6, 4s^2$. Grupo 2; Período 4 (0,25 puntos)

Configuración electrónica de Y: $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^{10}, 4s^2 4p^4$ Grupo 16; Período 4 (0,25 puntos)

Las dos configuraciones electrónicas bien (0,25 puntos).

En un mismo período de la tabla periódica, el valor de la primera energía de ionización aumenta al ir de izquierda a derecha en el período, es decir, al aumentar el grupo. (0,25 puntos)

Por tanto, el elemento que presenta el valor más bajo de la primera energía de ionización es X. (0,25 puntos)

B. Los valores de electronegatividad en la escala de Pauling de los átomos C, H y N son 2,5; 2,1 y 3,0, respectivamente. A partir de estos datos, deduzca el carácter polar, o no polar, de la molécula HCN, que presenta una geometría molecular lineal. (1,0 punto)

Solución:



En la molécula de HCN, el carbono es más electronegativo que el hidrógeno, y el nitrógeno más electronegativo que el carbono, por lo que los dos enlaces son polares. (0,25 puntos). Si consideramos las diferencias de electronegatividades, el enlace H – C es polar hacia el C y el enlace C — N es polar hacia el N (0,25 puntos). Dada la geometría de la molécula, los momentos dipolares de los enlaces se suman, no se anulan (0,25 puntos). En consecuencia, la molécula es polar. (0,25 puntos)



5. (2,0 puntos)

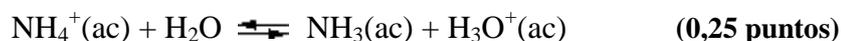
A. Para preparar una disolución acuosa ácida utilizaría como soluto: i) $\text{NaCH}_3\text{COO(s)}$; ii) $\text{KNO}_3\text{(s)}$ iii) $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$. Justifique la respuesta. **Datos:** $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$.

(1,0 punto)

Solución:

Utilizaría $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$ (0,25 puntos)

Es una sal que en disolución acuosa genera cationes $\text{NH}_4^+(\text{ac})$ y aniones $\text{Cl}^-(\text{ac})$. El $\text{Cl}^-(\text{ac})$ procede de un ácido fuerte, por lo que se comporta como una base muy débil y no reacciona con el agua. Por tanto, no modifica el pH del agua (0,25 puntos). El catión amonio, $\text{NH}_4^+(\text{ac})$, procede de una base débil, por lo que reacciona con el agua comportándose como un ácido débil, generando oxonio, $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$:

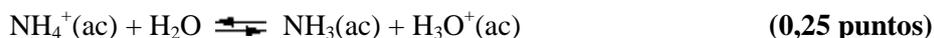
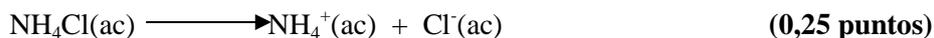


Si sólo escriben la ecuación se contabilizan 0,25 puntos.

La disolución tendrá carácter ácido. (0,25 puntos)

Alternativa:

Utilizaría $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$ (0,25 puntos)



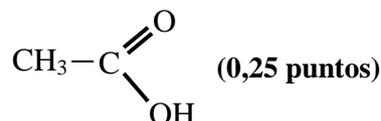
Aumenta $[\text{H}_3\text{O}^+]$. La disolución será ácida. (0,25 puntos)

B. Nombre y escriba las fórmulas semidesarrolladas de los reactivos utilizados en la obtención de acetato de etilo. (1,0 punto)

Solución:



Etanol (0,25 puntos)



Ácido acético (0,25 puntos)

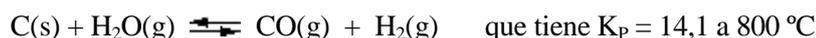


QUÍMICA.

OPCIÓN B

1. (2,5 puntos)

En un recipiente de 1,0 L, en el que inicialmente se ha realizado el vacío, se introduce carbono sólido y 0,1 moles de agua. Se eleva la temperatura del recipiente hasta 800 °C, alcanzándose el equilibrio:



- Calcule los valores de las presiones parciales de H₂O(g), CO(g) e H₂(g) en el equilibrio a 800 °C. **(2,0 puntos)**
- Calcule la cantidad mínima, en gramos, de carbono sólido que hay que introducir en el recipiente para que se alcance el equilibrio en esas condiciones. **(0,5 puntos)**

Datos: Masa atómica C = 12 u; $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Solución: i. Reacción:

	$\text{C(s)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$	
Inicialmente	0,1 moles	
Reaccionan	- x x x	(0,25 puntos)
Equilibrio	0,1 - x x x	(0,25 puntos)

Cálculo de K_C :

$$K_C = K_p(RT)^{-\Delta n} \quad \text{(0,25 puntos)} \quad \Delta n = 1 \quad \text{(0,25 puntos)}$$

$$K_C = 0,16$$

Cálculo de x:

$$K_C = \frac{[\text{CO}]_{\text{eq}}[\text{H}_2]_{\text{eq}}}{[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}}} \quad \text{(0,25 puntos)} \quad x = 0,07$$

$$n(\text{H}_2\text{O})_{\text{eq}} = 0,1 - x = 0,03 \text{ moles}$$

$$n(\text{CO})_{\text{eq}} = n(\text{H}_2)_{\text{eq}} = 0,07 \text{ moles}$$

(0,25 puntos)

$$p_i = \frac{n_i RT}{V} \quad V = 1\text{L}; \quad T = 1073 \text{ K} \quad \text{(0,25 puntos)}$$

$$p(\text{H}_2\text{O})_{\text{eq}} = 2,64 \text{ atm}$$

$$p(\text{CO})_{\text{eq}} = p(\text{H}_2)_{\text{eq}} = 6,16 \text{ atm} \quad \text{(0,25 puntos)}$$

- La cantidad mínima de carbono presente en el recipiente debe ser **x = 0,07 moles**, los mismos que han reaccionado de agua **(0,25 puntos)**. $0,07 \text{ moles} \times 12 \text{ g C(s) mol}^{-1} = \mathbf{0,84 \text{ g de C(s)}}$. **(0,25 puntos)**



2. (2,5 puntos)

- i. Calcule el volumen de disolución acuosa de amoníaco, NH_3 , 0,15 M que tiene el mismo número de moles de OH^- (ac) que 500 mL de disolución acuosa de NaOH 0,2 M. **(2,0 puntos)**
- ii. Calcule el pH de la disolución de NH_3 (ac). **(0,5 puntos)**

Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$

Solución:

- i. Número de moles de OH^- (ac) en la disolución de NaOH (ac):



$$n(\text{OH}^-) = n(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ L disolución} \times \frac{0,2 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ L disolución}} \times \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol NaOH}} = 0,1 \text{ moles OH}^-(\text{ac})$$

(0,25 puntos)

Concentración de $[\text{OH}^-]$ en la disolución de amoníaco:

	$\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$	(0,25 puntos)
Inicial	0,15M -- --	
Reaccionan	- x x x	
Equilibrio	0,15 - x x x	(0,25 puntos)

$$K_b(\text{NH}_3) = \frac{[\text{NH}_4^+]_{\text{eq}}[\text{OH}^-]_{\text{eq}}}{[\text{NH}_3]_{\text{eq}}} = \frac{x^2}{0,15-x} \quad \text{(0,25 puntos)}$$

$$x = 1,64 \times 10^{-3} \text{ M} \quad \text{(0,25 puntos)} \quad [\text{OH}^-]_{\text{eq}} = x \quad [\text{OH}^-]_{\text{eq}} = 1,64 \times 10^{-3} \text{ M} \quad \text{(0,25 puntos)}$$

Volumen de disolución de amoníaco:

$$n(\text{OH}^-)_{\text{NH}_3} = n(\text{OH}^-)_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ moles} \quad \text{(0,25 puntos)}$$

$$V_{\text{NH}_3} \times \frac{1,64 \times 10^{-3} \text{ moles de OH}^-}{1 \text{ L disolución}} = 0,1 \text{ moles de OH}^- \quad \text{(0,25 puntos)}$$

$$V(\text{NH}_3) = 60,98 \text{ L}$$

- i. Cálculo del pH:

$$[\text{OH}^-] = 1,64 \times 10^{-3} \text{ M} \quad \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 2,8 \quad \text{(0,25 puntos)}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11,2 \quad \text{(0,25 puntos)}$$



3. (1,0 punto)

En un tubo de ensayo se colocan unos cristales de $\text{KMnO}_4(\text{s})$ y se añaden 5 mL de un disolvente orgánico no polar. Indique y justifique la observación realizada. A continuación se añaden en el mismo tubo 5 mL de agua, se agita la mezcla y se deja reposar hasta que se separen dos fases. Indique y justifique la coloración que presenta cada una de las fases.

Solución:

Al añadir un disolvente orgánico no polar sobre los cristales de $\text{KMnO}_4(\text{s})$ no se apreciarán cambios significativos **(0,25 puntos)**. El $\text{KMnO}_4(\text{s})$ es un compuesto iónico (polar) que no se disuelve de manera apreciable en un disolvente no polar **(0,25 puntos)**.

Al añadir agua, agitar y dejar reposar, se observarán dos fases: una orgánica (disolvente orgánico) no coloreada, y otra fase acuosa, fuertemente coloreada (violeta intenso) **(0,25 puntos)**. El KMnO_4 (polar) se disuelve en extensión apreciable en un disolvente polar como el agua **(0,25 puntos)**.



4. (2,0 puntos)

A. Indique, de forma razonada, el número máximo de electrones desapareados que presentan los siguientes átomos: i) Fe (Z = 26); ii) Sb (Z = 51). **(1,0 punto)**

Solución:

i. Fe (Z = 26). Configuración electrónica: $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6, 4s^2, 3d^6$ **(0,25 puntos)**
Capa de valencia



4s 3d **4 e⁻ desapareados** **(0,25 puntos)**

ii. Sb (Z = 51) Configuración electrónica: $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^{10}, 4s^2 4p^6 4d^{10}, 5s^2 5p^3$ **(0,25 puntos)**



5s 5p **3 e⁻ desapareados** **(0,25 puntos)**

B. Para una reacción química $\Delta H = - 32,0 \text{ kJ}$ y $\Delta S = - 98 \text{ J K}^{-1}$. Calcule la temperatura a partir de la cual la reacción **no será espontánea**. **(1,0 punto)**

Solución:

La reacción **no será espontánea** cuando $\Delta G > 0$ **(0,25 puntos)**

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S > 0 \quad \text{(0,25 puntos)}$$

$$(- 32 \text{ kJ}) - T (- 9,8 \times 10^{-2} \text{ kJ K}^{-1}) > 0 \quad 9,8 \times 10^{-2} \text{ kJ K}^{-1} \times T > 32 \text{ kJ} \quad \text{(0,25 puntos)}$$

$$T > \frac{32 \text{ kJ}}{9,8 \times 10^{-2} \text{ kJ/K}} \quad T > 326, 5 \text{ K} \quad \text{(0,25 puntos)}$$



5. (2,0 puntos)

A. La pila voltaica representada por el esquema: $\text{Pt(s)}|\text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ atm})|\text{H}^+(\text{ac}, 1\text{M})||\text{Cu}^{2+}(\text{ac}, 1\text{M})|\text{Cu(s)}$, tiene un potencial estándar de pila de 0,337 V. Escriba la reacción química que tiene lugar en el cátodo, indicando si se trata de una reacción de oxidación o de reducción, y calcule el potencial estándar de reducción asociado a esa reacción. **(1,0 punto)**

Solución:

En el cátodo tiene lugar la reacción de reducción (parte derecha del esquema). **(0,25 puntos)**

Reacción de reducción: $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}, 1 \text{ M}) + 2 \text{ e}^- \longrightarrow \text{Cu(s)}$ **(0,25 puntos)**

Cálculo del E°: $E^\circ(\text{pila}) = E^\circ(\text{cátodo}) - E^\circ(\text{ánodo}) = + 0,337 \text{ V}$ **(0,25 puntos)**

$E^\circ(\text{ánodo}) = 0 \text{ V}$ **(0,25 puntos)** $E^\circ(\text{cátodo}) = + 0,337 \text{ V}$

B. Escriba las fórmulas semidesarrolladas de los siguientes compuestos: i) éter dimetílico; ii) acetona; iii) etilamina; iv) 4,4-dimetil-1-hexino. **(1,0 punto)**

Solución:

i. $\text{CH}_3\text{---O---CH}_3$ **(0,25 puntos)**

ii. $\text{CH}_3\text{---}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{---CH}_3$ **(0,25 puntos)**

iii. $\text{CH}_3\text{---CH}_2\text{---NH}_2$ **(0,25 puntos)**

iv.

$\text{HC}\equiv\text{C---CH}_2\text{---}\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}}\text{---CH}_2\text{---CH}_3$ **(0,25 puntos)**