

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- A partir de los datos que se dan a continuación, determina la energía de red del fluoruro de potasio sólido, planteando para ello el ciclo de Born-Haber correspondiente:

ΔH_f° [KF (s)] = - 567,3 kJ · mol⁻¹; $\Delta H^\circ_{\text{sublimación}}$ K (s) = 89,24 kJ · mol⁻¹; $\Delta H^\circ_{\text{disociación}}$ [F₂ (g)] = 159,0 kJ · mol⁻¹; E.I. [K (s)] = 418,9 kJ · mol⁻¹; A.E. [F (g)] = - 32,08 kJ · mol⁻¹.

Resultado: $\Delta H_{\text{red}} = - 1.202,38 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

PROBLEMA 2.- Se hace reaccionar una disolución de ácido sulfúrico del 95 % de riqueza en masa y densidad 1,83 g · mL⁻¹ con una mezcla sólida de cloruro de sodio y cloruro de potasio, desprendiéndose cloruro de hidrógeno gas, además de obtenerse una disolución de sulfato de sodio y potasio.

a) Calcula el volumen de disolución de ácido sulfúrico que se necesita para hacer reaccionar 26,6 g de la mezcla sólida, si en ella hay un 44 % en masa de cloruro de sodio.

b) El cloruro de hidrógeno obtenido se disuelve en agua hasta un volumen total de 100 mL. Si la disolución de cloruro clorhídrico resultante tiene una densidad de 1,10 g · mL⁻¹, ¿cuál será su molaridad, molalidad y % en masa?

DATOS: A_r (Cl) = 35,5 u; A_r (H) = 1 u; A_r (K) = 39 u; A_r (Na) = 23 u; A_r (O) = 16 u; A_r (S) = 32 u.

Resultado: a) V = 11,25 mL; b) 3,99 molar; 4,18 molal; 13,24 %.

PROBLEMA 3.- a) Define los conceptos de ácido y de base según las teorías de Arrhenius y Brönsted y Lowry.

b) Calcula el pH de una disolución acuosa que contiene 6,13 g de ácido acético en un volumen total de disolución de 500 mL. Indica que color presentará el indicador naranja de metilo si su intervalo de viraje es 3 - 4,5 (rojo-amarillo).

DATOS: k_a (CH₃COOH) = 1,8 · 10⁻⁵; A_r (C) = 12 u; A_r (H) = 1 u; A_r (O) = 16 u.

Resultado: b) pH = 2,67; rojo.

CUESTIÓN 1.- a) Escribe la configuración electrónica en estado fundamental de los elementos cuyos números atómicos son 11, 13 y 16.

b) Indica razonadamente cuál será el ión más estable de cada uno de estos elementos.

c) Ordena razonadamente dichos elementos en orden creciente de su energía de ionización y de su carácter metálico.

d) Indica en qué grupo y período se encuentra cada uno de ellos.

CUESTIÓN 2.- Formula o nombra correctamente los siguientes compuestos:

a) B₂H₆;

d) cianuro de aluminio;

b) CdO₂;

e) butilpropilamina;

c) Br - C₆H₄ - COOH (para)

f) hidrógenofosfato de aluminio.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Dados los potenciales de reducción estándar de las siguientes semirreacciones:

$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ $E^\circ = 1,49 \text{ V};$

$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}$ $E^\circ = - 1,71 \text{ V};$

$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$ $E^\circ = 1,36 \text{ V};$

$\text{Mg} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^{2+}$ $E^\circ = - 2,36 \text{ V}.$

a) Indica, razonando la respuesta, cuál de esas especies es el agente oxidante más fuerte y cuál es el agente reductor más fuerte.

b) Indica, razonando la respuesta, si se producirá o no cada una de las siguientes reacciones (no ajustadas) de forma espontánea:

b1) $\text{Al}^{3+} + \text{Mg} \rightarrow \text{Al} + \text{Mg}^{2+};$

b2) $\text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^- + \text{Cl}^-.$

c) Para una pila formada por los pares Mg²⁺/Mg y MnO₄⁻/Mn²⁺:

c1) Escribe la reacción global que se producirá en dicha pila.

c2) ¿Cuál será el valor del potencial estándar de la pila?

c3) Indica cuál es el ánodo y cuál el cátodo en dicha pila.

CUESTIÓN 2.- Para la reacción $2 \text{NO} (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O} (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ se obtienen los siguientes datos experimentales de velocidad de reacción a una determinada temperatura:

Experimento	$[\text{NO}]_0$ moles \cdot L ⁻¹ .	$[\text{H}_2]_0$ moles \cdot L ⁻¹ .	Velocidad inicial moles \cdot L ⁻¹ \cdot s ⁻¹
1	0,60	0,37	0,18
2	1,20	0,37	0,72
3	1,20	0,74	1,44

- Escribe la expresión de la velocidad de reacción e indica su orden global.
- Determina el valor de la constante de velocidad e indica cuáles son sus unidades.
- Si la $[\text{NO}]_0$ aumentase un 50 % ¿por qué factor se multiplicaría la velocidad de reacción?

PROBLEMA 1.- Para el equilibrio $\text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ la constante de equilibrio K_p a 690 K tiene un valor de 0,1. Si en un recipiente de 5 L de capacidad se introducen 0,5 moles de dióxido de carbono y 0,5 moles de hidrógeno y se calienta a 690 K hasta que se alcanza el equilibrio:

- Calcula la presión parcial de cada uno de los gases en el equilibrio.
- Calcula la presión total de la mezcla de gases en el equilibrio en mm Hg.

DATOS: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Resultado: a) $P_p (\text{CO}_2) = P_p (\text{H}_2) = 4,3 \text{ atm}$; $P_p (\text{CO}) = P_p (\text{H}_2\text{O}) = 1,36 \text{ atm}$; b) $P_t = 8,600,16 \text{ mmHg}$

CUESTIÓN 3.- a) Define el concepto de isómeros en química orgánica.

- Indica los diferentes tipos de isomería que pueden presentarse en compuestos orgánicos, explicando en que consiste cada uno de ellos. Pon algún ejemplo de cada tipo de isomería.
- Indica cuál es la condición que debe cumplir un compuesto orgánico para presentar isomería óptica.

CUESTIÓN 4.- Razona sobre la veracidad o falsedad de cada una de las siguientes afirmaciones:

- A 25 °C y 1 atm todos los metales son sólidos.
- El agua pura es mala conductora de la electricidad.
- Los sólidos iónicos son dúctiles y maleables.
- El etanol tiene un punto de fusión más elevado que el etano y este más elevado que el metano.