

**INSTRUCCIONES Y CRITERIOS GENERALES DE CALIFICACIÓN**

La prueba consta de dos opciones, A y B, y el alumno deberá escoger una de las opciones y resolver las tres cuestiones y los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir cuestiones o problemas de diferentes opciones. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

**TIEMPO:** una hora y treinta minutos

**OPCIÓN A**

**Cuestión 1A.-** Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer periodo y el segundo elemento del grupo de los halógenos:

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- Escriba los cuatro números cuánticos posibles para el último electrón de cada elemento.
- ¿Qué tipo de enlace corresponde a la unión química de estos dos elementos entre sí? Razone su respuesta.
- Indique los nombres y símbolos de ambos elementos y escriba la fórmula del compuesto que forman.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

**Cuestión 2A.-** Teniendo en cuenta los valores de las constantes de acidez de los ácidos fluorhídrico, cianhídrico y etanoico en disolución acuosa, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Ordene los ácidos de menor a mayor acidez en agua.
- A igualdad de concentración inicial de ácido, ¿cuál tiene mayor pH?
- ¿Cuál es la  $K_b$  de la base conjugada más débil?
- Escriba la reacción entre el ácido más fuerte y la base conjugada más fuerte.

Datos.  $K_a$ : HF =  $10^{-3}$ ; HCN =  $10^{-10}$ ; CH<sub>3</sub>-COOH =  $10^{-5}$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

**Cuestión 3A.-** Dados los siguientes pares redox: Mg<sup>2+</sup>/Mg; Cl<sub>2</sub>/Cl<sup>-</sup>; Al<sup>3+</sup>/Al; Ag<sup>+</sup>/Ag

- Escriba y ajuste las semirreacciones de reducción de cada uno de ellos.
- ¿Qué especie sería el oxidante más fuerte? Justifique su respuesta.
- ¿Qué especie sería el reductor más fuerte? Justifique su respuesta.
- ¿Podría el Cl<sub>2</sub> oxidar al Al<sup>3+</sup>? Justifique su respuesta.

Datos.  $E^0$  (Mg<sup>2+</sup>/Mg) = -2,37 V;  $E^0$  (Cl<sub>2</sub>/Cl<sup>-</sup>) = 1,36 V;  $E^0$  (Al<sup>3+</sup>/Al) = -1,66 V;  $E^0$  (Ag<sup>+</sup>/Ag) = 0,80 V

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

**Problema 1A.-** A 330 K y 1 atm, 368 g de una mezcla al 50% en masa de NO<sub>2</sub> y N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> se encuentran en equilibrio. Calcule:

- La fracción molar de cada componente en dicha mezcla.
- La constante de equilibrio  $K_p$  para la reacción  $2 \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$
- La presión necesaria para que la cantidad de NO<sub>2</sub> en el equilibrio se reduzca a la mitad.
- El volumen que ocupa la mezcla del apartado c) en el equilibrio.

Datos. R = 0,082 atm·L·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>; masas atómicas: N = 14; O = 16

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

**Problema 2A.-** Para el proceso  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Fe}$ , calcule:

- La entalpía de reacción en condiciones estándar.
- La cantidad de calor que se desprende al reaccionar 16 g de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> con cantidad suficiente de aluminio.
- La masa de óxido de aluminio obtenido en la reacción del apartado anterior.

Datos.  $2 \text{Al} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\Delta H^\circ = -1672 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

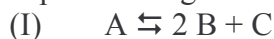
$2 \text{Fe} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\Delta H^\circ = -836 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Masas atómicas: Fe = 56; O = 16; Al = 27

Puntuación máxima por apartado: 0,75 puntos apartados a) y b) y 0,5 puntos apartado c)

## OPCIÓN B

**Cuestión 1B.-** Considere las dos reacciones siguientes, que se llevan a cabo a temperatura constante, en las que todas las especies son gases ideales:



- Escriba para cada una de ellas la relación existente entre su variación de entalpía y su variación de energía interna.
- Indique razonadamente cuál de ellas tendrá mayor variación de entropía.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

**Cuestión 2B.-** La siguiente descomposición:  $2 \text{NaHCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + \text{CO}_2 (\text{g})$ , es un proceso endotérmico.

- Escriba la expresión para la constante de equilibrio  $K_p$  de la reacción indicada.
- Razone cómo afecta al equilibrio un aumento de la temperatura.
- Razone cómo afecta a la cantidad de  $\text{CO}_2$  desprendido un aumento de la cantidad de  $\text{NaHCO}_3$ .
- Justifique cómo afecta al equilibrio la eliminación del  $\text{CO}_2$  del medio.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

**Cuestión 3B.-** Escriba las reacciones y nombre los productos obtenidos en los siguientes casos:

- Deshidratación del 2-butanol con ácido sulfúrico caliente.
- Sustitución del grupo hidroxilo del 2,2,3-trimetil-1-butanol por un átomo de cloro.
- Oxidación del etanal.
- Reacción del 2-propanol con ácido etanoico.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

**Problema 1B.-** Se disuelven 1,4 g de hidróxido de potasio en agua hasta alcanzar un volumen final de 0,25 L.

- Calcule el pH de la disolución resultante.
- Si se diluyen 20 mL de la disolución anterior hasta un volumen final de 1 L, ¿cuál sería el valor de pH de la nueva disolución?
- Si a 20 mL de la disolución inicial se le añaden 5 mL de HCl 0,12 M, ¿cuál será el pH de la disolución resultante?
- ¿Qué volumen de ácido nítrico de concentración 0,16 M sería necesario para neutralizar completamente 25 mL de la disolución inicial de KOH?

Datos. Masas atómicas: K = 39; O = 16; H = 1.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

**Problema 2B.-** En dos recipientes que contienen 100 mL de disolución 1 M de sulfato de zinc y de nitrato de plata, respectivamente, se introducen electrodos de cobre metálico. Sabiendo que solo en uno de ellos se produce reacción:

- Calcule los potenciales estándar de las dos posibles reacciones y justifique cuál se produce de forma espontánea. Para el proceso espontáneo, indique la especie que se oxida y la que se reduce.
- Calcule qué masa de cobre ha reaccionado en el proceso espontáneo cuando se consume totalmente el otro reactivo.

Datos.  $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ,  $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ ,  $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ ; masa atómica Cu = 63,5

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

## QUÍMICA

### CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN Y CALIFICACIÓN

Cada una de las cuestiones y cada uno de los problemas se podrá calificar con un máximo de 2 puntos.

Si se han contestado cuestiones o problemas de más de una opción, únicamente deberán corregirse las cuestiones y problemas de la opción a la que corresponda la cuestión o el problema resuelta en primer lugar.

Se tendrá en cuenta en la calificación de la prueba:

- 1.- Claridad de comprensión y exposición de conceptos.
- 2.- Uso correcto de formulación, nomenclatura y lenguaje químico.
- 3.- Capacidad de análisis y relación.
- 4.- Desarrollo de la resolución de forma coherente y uso correcto de unidades.
- 5.- Aplicación y exposición correcta de conceptos en el planteamiento de los problemas.

Distribución de puntuaciones máximas para este ejercicio

#### **OPCIÓN A**

Cuestión 1A.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.

Cuestión 2A.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.

Cuestión 3A.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.

Problema 1A.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.

Problema 2A.- 0,75 puntos los apartados a) y b), y 0,5 puntos el apartado c).

#### **OPCIÓN B**

Cuestión 1B.- 1 punto cada uno de los apartados.

Cuestión 2B.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.

Cuestión 3B.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.

Problema 1B.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.

Problema 2B.- 1 punto cada uno de los apartados.

## QUÍMICA SOLUCIONES

### OPCIÓN A

**Cuestión 1A.-** Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos

- Alcalinotérreo del tercer periodo:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ; segundo elemento halógeno:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- Alcalinotérreo del tercer periodo (3s): (3, 0, 0,  $\pm 1/2$ )  
Segundo elemento halógeno (3p): (3, 1, +1,  $\pm 1/2$ ) ó (3, 1, -1,  $\pm 1/2$ ) ó (3, 1, 0,  $\pm 1/2$ )
- Enlace iónico, ya que la diferencia de electronegatividad entre ambos elementos es considerable.
- Magnesio (Mg) y Cloro (Cl). Fórmula:  $MgCl_2$

**Cuestión 2A.-** Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- A partir de los valores de  $K_a$ , ácido cianhídrico < ácido etanóico < ácido fluorhídrico
- Tiene mayor pH el ácido cianhídrico, al ser el ácido más débil.
- La base conjugada más débil es el anión fluoruro, que corresponde al ácido más fuerte, el ácido fluorhídrico.  
 $K_b(F^-) = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11}$
- La base conjugada más fuerte es el anión  $CN^-$ , que corresponde al ácido más débil. Por lo tanto,  
 $HF + CN^- \rightleftharpoons F^- + HCN$

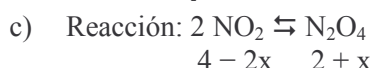
**Cuestión 3A.-** Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- $Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$ ;  $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$ ;  $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$ ;  $Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag$
- $Cl_2$  porque tiene el mayor potencial de reducción.
- Mg porque tiene el menor potencial de reducción.
- No, el  $Al^{3+}$  ya está en su mayor número de oxidación.

**Problema 1A.-** Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos

- $n(NO_2) = 368 \times 0,5 / (14+16 \times 2) = 4$  mol;  $n(N_2O_4) = 368 \times 0,5 / (14 \times 2 + 16 \times 4) = 2$  mol;  
número total de moles:  $n_T = 6$  mol. Fracciones molares:  $\chi(NO_2) = 0,67$ ;  $\chi(N_2O_4) = 0,33$

$$b) K_p = \frac{P_{N_2O_4}}{P_{NO_2}^2} = \frac{\chi_{N_2O_4}}{P \cdot \chi_{NO_2}^2} = \frac{0,33}{1 \times 0,67^2} = 0,74$$



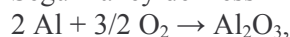
$$4 - 2x = 2 \Rightarrow x = 1 \Rightarrow n'(NO_2) = 2 \text{ mol}; n'(N_2O_4) = 3 \text{ mol}; \text{número total moles final: } n_T = 5 \text{ moles}$$

$$\chi'(NO_2) = 0,4; \chi'(N_2O_4) = 0,6; P' = \frac{1}{K_p} \frac{\chi'_{N_2O_4}}{\chi'_{NO_2}^2} = \frac{0,6}{0,74 \times 0,4^2} = 5,1 \text{ atm}$$

$$d) V = \frac{n_T RT}{P'} = \frac{5 \times 0,082 \times 330}{5,1} = 26,5 \text{ L}$$

**Problema 2A.-** Puntuación máxima por apartado: 0,75 puntos apartados a) y b) y 0,5 puntos apartado c).

- Según la ley de Hess



$$\Delta H^\circ = -1672 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$\Delta H^\circ = 836 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$\Delta H^\circ = -836 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Masa molecular  $Fe_2O_3 = 160$ ;  $16 / 160 = 0,1$  moles de  $Fe_2O_3$

$$Q = 836 \times 0,1 = 83,6 \text{ kJ desprendidos}$$

- Masa molecular  $Al_2O_3 = 102$ ; 0,1 moles de  $Fe_2O_3 \leftrightarrow 0,1$  moles de  $Al_2O_3$   
 $0,1 \times 102 = 10,2 \text{ g de } Al_2O_3$

## OPCIÓN B

**Cuestión 1B.-** Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

- $\Delta H = \Delta E + \Delta(pV)$ . Para gases ideales, a temperatura constante,  $\Delta H = \Delta E + \Delta n RT$ . Para la reacción (I),  $\Delta n = 3 - 1 = 2$ , luego  $\Delta H = \Delta E + 2RT$ . Para la reacción (II),  $\Delta n = 2 - 2 = 0$ , luego  $\Delta H = \Delta E$ .
- En reacciones entre gases, un aumento en el número de moles aumenta el desorden del sistema, y por lo tanto el valor de  $\Delta S$  del proceso es mayor. Por lo tanto,  $\Delta S_I > \Delta S_{II}$ .

**Cuestión 2B.-** Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- $K_p = P(\text{H}_2\text{O}) \cdot P(\text{CO}_2)$
- Por tratarse de un proceso endotérmico, un aumento de temperatura lo favorece, luego el equilibrio se desplaza hacia mayor cantidad de productos.
- El bicarbonato de sodio es un sólido, por ello no aparece en la expresión de  $K_p$  y su cantidad no afecta la cantidad de  $\text{CO}_2$  en el equilibrio.
- Por Le Chatelier, la reducción de la cantidad de productos desplaza el equilibrio hacia la derecha para compensar dicha reducción.

**Cuestión 3B.-** Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- $$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (T}^a\text{)}} \underset{\text{2-buteno}}{\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3} + \underset{\text{1-buteno}}{\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH}_2}$$
- $$\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-C(CH}_3\text{)}_2\text{-CH}_2\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \underset{\text{1-cloro-2,2,3-trimetilbutano}}{\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-C(CH}_3\text{)}_2\text{-CH}_2\text{Cl}} + \text{H}_2\text{O}$$
- $$\underset{\text{etanal}}{\text{CH}_3\text{-CHO}} \xrightarrow{\text{oxidante}} \underset{\text{ácido etanoico (o acético)}}{\text{CH}_3\text{-COOH}}$$
- $$\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3 + \text{CH}_3\text{-COOH} \rightarrow \underset{\text{etanoato (acetato) de isopropilo o etanoato (acetato) de 1-metiletilo}}{\text{CH}_3\text{-COO-CH(CH}_3\text{)-CH}_3} + \text{H}_2\text{O}$$

**Problema 1B.-** Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- masa molecular  $\text{KOH} = 56$ ;  $[\text{KOH}] = (1,4 / 56) / 0,25 = 0,1\text{M}$ ;  $[\text{OH}^-] = 0,1$ ;  $\text{pOH} = 1,0$ ;  $\text{pH} = 13,0$
- $20 \times 0,1 = 1000 \times [\text{KOH}]$ ;  $[\text{KOH}] = 2 \times 10^{-3}\text{M}$ ;  $[\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-3}$ ;  $\text{pOH} = 2,70$ ;  $\text{pH} = 11,3$
- moles  $\text{OH}^- = 20 \times 10^{-3} \times 0,1 = 2 \times 10^{-3}\text{ mol}$ ; moles  $\text{H}^+ = 5 \times 10^{-3} \times 0,12 = 6 \times 10^{-4}$  (em defecto)  
moles  $\text{OH}^-$  finales =  $2 \times 10^{-3} - 6 \times 10^{-4} = 1,4 \times 10^{-3}\text{ mol}$ .  $[\text{OH}^-] = 1,4 \times 10^{-3} / [(20+5) \times 10^{-3}] = 0,056\text{ M}$ ;  
 $\text{pOH} = 1,3$ ;  $\text{pH} = 12,7$
- $25 \times 0,1 = V \times 0,16$ ;  $V = 15,6\text{ mL}$

**Problema 2B.-** Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

- $$\begin{array}{l} \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn} \\ \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \end{array}$$

---

$$\text{Zn}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \quad E^\circ = -1,10 \text{ V}; \text{ NO HAY REACCIÓN pues } E^\circ < 0$$
  
$$\begin{array}{l} \text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} \\ \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \end{array}$$

---

$$2 \text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cu}^{2+} \quad E^\circ = 0,46 \text{ V}; \text{ SÍ HAY REACCIÓN pues } E^\circ > 0$$

La especie que se oxida es el cobre (Cu) y la que se reduce, los iones plata ( $\text{Ag}^+$ ).
- moles de  $\text{Ag}^+ = M \times V = 1 \times 0,1 = 0,1\text{ mol}$   
moles de Cu que reaccionan =  $0,1 / 2 = 0,05\text{ mol}$ ; masa de cobre que reacciona =  $0,05 \times 63,5 = 3,175\text{ g}$