

INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

La prueba consta de dos partes. En la **primera parte** se propone un conjunto de cinco cuestiones de las que el alumno resolverá únicamente tres. La **segunda parte** consiste en dos opciones de problemas, A y B. Cada una de ellas consta de dos problemas; el alumno podrá optar por una de las opciones y resolver los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir un problema de cada opción. 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

PRIMERA PARTE

Cuestión 1.- Teniendo en cuenta la estructura y el tipo de enlace, justifique:

- el cloruro de sodio tiene un punto de fusión mayor que el bromuro de sodio
- el carbono (diamante) es un sólido muy duro
- el nitrógeno molecular presenta una gran estabilidad química
- el amoníaco es una sustancia polar.

Puntuación máxima por apartado: 0,5

Cuestión 2.- En un recipiente cerrado tiene lugar la reacción $\frac{1}{2} \text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{F}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{HF} (\text{g})$, con un ΔH° de $-270,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, justifique qué le ocurrirá al equilibrio si se efectúan las modificaciones siguientes:

- se añade un mol de F_2 permaneciendo constantes la temperatura y el volumen del recipiente
- se disminuye el volumen del recipiente
- se introduce un mol de helio sin variar la temperatura ni el volumen del recipiente
- se eleva la temperatura, manteniendo la presión constante.

Puntuación máxima por apartado: 0,5

Cuestión 3.- Considere la reacción redox: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$.

- ¿Qué especie es el oxidante y a qué se reduce? ¿Pierde o gana electrones?
- ¿Qué especie es el reductor y a qué se oxida? ¿Pierde o gana electrones?
- Ajuste por el método del ión-electrón la reacción molecular entre FeSO_4 y $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en presencia de ácido sulfúrico, para dar $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ y $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, entre otras sustancias.

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5; b) 0,5 y c) 1

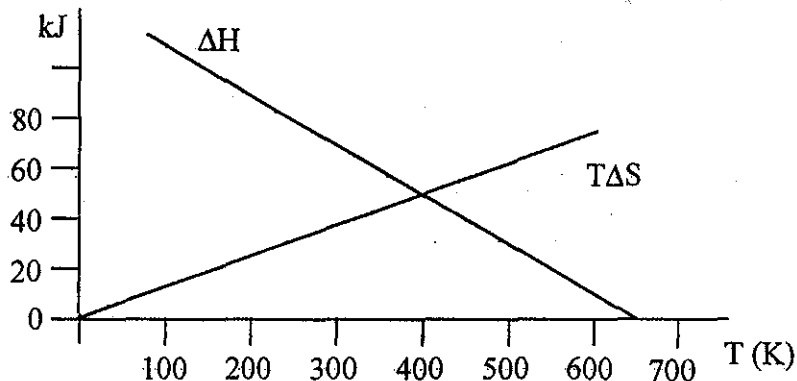
Cuestión 4.- Escriba el nombre de los compuestos que se indican a continuación:

- | | |
|--|---|
| a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOCH}_3$ | b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$ |
| c) $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH=CH}_2$ | d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2$ |
| e) $\text{CH}_3\text{-CONH}_2$ | f) $\text{CH}_2\text{=CH-CH}_2\text{-CH=CH}_2$ |
| g) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ | h) $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$ |

Puntuación máxima por apartado: 0,25

Cuestión 5.- Teniendo en cuenta la gráfica que representa los valores de ΔH y $T\Delta S$ para la reacción $A \rightarrow B$, razone si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

- a) a 500 K la reacción es espontánea
- b) el compuesto A es más estable que el B a temperaturas inferiores a 400 K
- c) a 400 K el sistema se encuentra en equilibrio
- d) la reacción de transformación de A en B es exotérmica a 600 K.



Puntuación máxima por apartado: 0,5

SEGUNDA PARTE

OPCIÓN A

Problema 1.- Se dispone de ácido perclórico (ácido fuerte), del 65% de riqueza en peso y de densidad $1,6 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Determine:

- el volumen al que hay que diluir $1,5 \text{ mL}$ de dicho ácido para que el pH resultante sea igual a $1,0$
- el volumen de hidróxido de potasio (base fuerte) $0,2 \text{ M}$ que deberá añadirse para neutralizar 50 mL de la disolución anterior, de $\text{pH} = 1,0$.

Datos.- Masas atómicas: $\text{H} = 1,0$; $\text{Cl} = 35,5$; $\text{O} = 16,0$.

Puntuación máxima por apartado: a) $1,25$; b) $0,75$

Problema 2.- Considere la reacción $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$.

Calcule:

- K_p , a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm , si el compuesto N_2O_4 está disociado en un 50%
- ΔH de la reacción, sabiendo que las entalpías de formación de NO_2 y N_2O_4 son $-50,16$ y $-96,14 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente.

Puntuación máxima por apartado: a) $1,25$; b) $0,75$

OPCIÓN B

Problema 1.- Se toma una muestra de un cloruro metálico, se disuelve en agua y se realiza la electrolysis de la disolución aplicando una intensidad de corriente de 2 A durante 30 minutos, depositándose entonces en el cátodo $1,26 \text{ g}$ del metal.

- Calcule la carga del catión sabiendo que la masa atómica del elemento es $101,1$.
- Determine el volumen de gas cloro a $27 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm que se desprenderá en el ánodo durante la electrolysis.

Datos.- $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Puntuación máxima por apartado: 1

Problema 2.- Para ionizar un átomo de rubidio se requiere una radiación luminosa de $4,2 \text{ eV}$.

- Determine la frecuencia de la radiación utilizada.
- Si se dispone de luz naranja de 600 nm , ¿se podría conseguir la ionización del rubidio con esta luz?

Datos.- $h = 6,6\cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $c = 3,0\cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,6\cdot 10^{-19} \text{ J}$; $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$.

Puntuación máxima por apartado: 1

QUÍMICA**CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN**

Cada cuestión se podrá calificar con un máximo de 2 puntos; por ello, la máxima puntuación que se podrá alcanzar en la PRIMERA PARTE será de 6 puntos. Cada problema se podrá calificar igualmente con un máximo de dos puntos, por lo que la SEGUNDA PARTE podrá tener una puntuación máxima de 4 puntos.

Si se han contestado más de tres cuestiones, únicamente deberán corregirse las tres que se encuentren en primer lugar.

Si se resuelven problemas de más de una opción, únicamente se corregirán los de la opción a la que corresponda el problema resuelto 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 la 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:

CUESTIONES

- Cuestión 1.- 0,5 puntos cada apartado.
Cuestión 2.- 0,5 puntos cada apartado.
Cuestión 3.- 0,5 puntos cada uno de los apartados a) y b); 1 punto el apartado c).
Cuestión 4.- 0,25 puntos cada apartado.
Cuestión 5.- 0,5 puntos cada apartado

PROBLEMAS

Opción A

- Problema 1.- 1,25 puntos el apartado a); 0,75 puntos el apartado b).
Problema 2.- 1,25 puntos el apartado a); 0,75 puntos el apartado b).

Opción B

- Problema 1.- 1 punto cada apartado.
Problema 2.- 1 punto cada apartado.

SOLUCIONES

(ORIENTACIONES PARA EL CORRECTOR)

Cuestión 1.-

- La Energía reticular depende de la relación carga/radio, dado que la carga es la misma, la energía reticular es mayor para el NaCl ya que el radio del Cl^- es menor que el del Br^- .
- Es debido a que en el diamante, el carbono es un sólido de red covalente, por tanto es un sólido muy duro.
- La molécula de N_2 tiene un enlace triple covalente, difícil de romper, lo que la hace muy estable.
- La geometría de la molécula de amoníaco es piramidal trigonal, su momento dipolar es distinto de 0 ya que tiene un par de electrones sin compartir, por tanto el amoníaco es una sustancia polar.

Cuestión 2.-

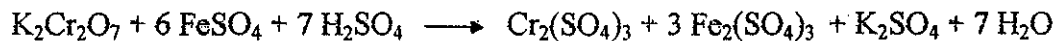
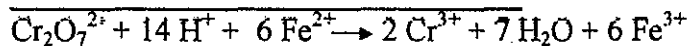
Las justificaciones se basan en el principio de Le Chatelier.

- Al añadir F_2 , el equilibrio se desplazará hacia la formación de HF.
- Si disminuye el volumen aumenta la presión pero como existe el mismo n° de moles en reactivos y en productos, no afecta al equilibrio la variación de la presión.
- Al no variar la temperatura y ser $\Delta n = 0$, la introducción de helio no afectará al equilibrio.
- Como la reacción es exotérmica, un aumento de la temperatura desplazará el equilibrio hacia la formación de los reactivos H_2 y F_2 .

Cuestión 3.-



- El oxidante es $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, gana e^- y se reduce a Cr^{3+}
- El reductor es Fe^{2+} , pierde e^- y se oxida a Fe^{3+}
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6e^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
($\text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{3+} + 1e^-$) · 6



Nota: Si se ajusta la reacción iónica y no la molecular se calificará este apartado con 0,5 puntos.

Cuestión 4.-

- | | |
|---------------------------------|--|
| a) propanoato de metilo | b) 3-pentanona |
| c) 4-penten-2-ol | d) etilamina o etanoamina |
| e) etanoamida o acetamida | f) 1,4-pentadieno |
| g) metiletil éter o metoxietano | h) ácido benzoico o ácido bencenocarboxílico |

Cuestión 5.-

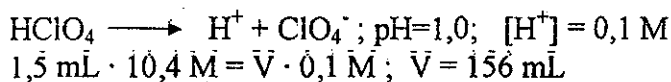
$$\Delta G \equiv \Delta H - T \Delta S$$

- a) Cierto, a 500 K $\Delta H < T \Delta S$, por tanto $\Delta G < 0$, luego es espontánea.
b) Cierto, ya que a $T < 400$ K $\Delta G > 0$, luego no es espontánea la reacción $A \rightarrow B$; A es más estable que B.
c) Cierto, ya que a esta temperatura $\Delta G = 0$.
d) Falso, solo es exotérmica para temperaturas superiores a 650 K (aproximadamente)

OPCIÓN A

Problema 1.-

$$a) \quad [\text{HClO}_4]_{\text{inicial}} = \frac{1,6(\text{g})/100,5(\text{g/mol})}{10^{-3}(\text{L})} \cdot 0,65 = 10,4 \text{ M}$$



b) moles de KOH = moles de HClO₄; $0,2 \text{ M} \cdot V = 50 \text{ mL} \cdot 10^{-1} \text{ M}$; $V = 25 \text{ mL}$ de KOH

Problema 2.-



$$\text{moles totales} \equiv n(1-\alpha) + 2n\alpha = n(1+\alpha)$$

$$x_{\text{NO}_2} = 2n\alpha/n(1+\alpha) \equiv 0,67; \quad x_{\text{N}_2\text{O}_4} \equiv n(1-\alpha)/n(1+\alpha) \equiv 0,33$$

$$K_p = p_{\text{NO}_2}^2/p_{\text{N}_2\text{O}_4} = (x_{\text{NO}_2}^2/x_{\text{N}_2\text{O}_4}) \cdot P$$

$$K_p = (0,67^2/0,33) \cdot 1 = 1,36$$

b) $\Delta H = \Delta H_f \text{ productos} - \Delta H_f \text{ reactivos} = 2(-50,16) - (-96,14) = -4,18 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

OPCIÓN B

Problema 1.-

a) $m = z I t$; $1,26 = (101,1/x) \cdot 2 \cdot 1800/96500$; $x = 3,0$, luego la carga del catión es +3.

b) En el ánodo: $2\text{Cl}^- - 2e^- = \text{Cl}_2$; n° de moles de $\text{Cl}_2 = I \cdot t/2 \cdot 96500 = 2 \cdot 1800/2 \cdot 96500 = 0,019$

$$PV = nRT; V = nRT/P; V = 0,019 \cdot 0,082 \cdot 300/1 = 0,47 \text{ L.}$$

Problema 2.-

a) $E = 4,2 \text{ eV} \cdot (1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}) = 6,72 \cdot 10^{-19} \text{ J}.$

$$E = h \cdot \nu; 6,72 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 6,6 \cdot 10^{-34} (\text{J} \cdot \text{s}) \cdot \nu; \nu = 1,02 \cdot 10^{15} (\text{s}^{-1}) \text{ Hz}$$

b) $E = h \cdot c / \lambda = 6,6 \cdot 10^{-34} (\text{J} \cdot \text{s}) \cdot 3,0 \cdot 10^8 (\text{m} \cdot \text{s}^{-1}) / 600 \cdot 10^{-9} (\text{m}) = 3,3 \cdot 10^{-19} \text{ J}.$ No es energía suficiente.

O también: $\nu = c/\lambda; 1,02 \cdot 10^{15} = 3,0 \cdot 10^8 / \lambda; \lambda = 2,94 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 294 \text{ nm}.$

Con luz naranja de 600 nm no conseguiríamos provocar la ionización del Rb, ya que para esta λ la E será menor.