

**UNIVERSIDADES VALENCIANAS / P.A.U. – LOGSE – SEPTIEMBRE 2013 / ENUNCIADOS
OPCIÓN A**

CUESTIÓN 1.- Considera los elementos A, B y C, de números atómicos $A = 33$, $B = 35$ y $C = 38$, y responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Escribe la configuración electrónica de cada uno de estos elementos.
- Explica cuál será el ión más estable que formará cada uno de estos elementos.
- Compara el tamaño atómico de cada elemento con el tamaño de su correspondiente ión más estable.
- Ordena los elementos según el valor creciente de su primera energía de ionización.

PROBLEMA 1.- Dadas las entalpías estándar de combustión del hexano líquido, C_6H_{14} (l), C (s) y H_2 (g), calcula:

- La entalpía de formación del hexano líquido a 25 °C.
- El número de moles de H_2 (g) consumidos en la formación de cierta cantidad de C_6H_{14} (l), si en la citada reacción se han liberado 30 kJ.

DATOS: ΔH_c° (kJ · mol⁻¹): C_6H_{14} (l) = - 4.192,0; C (s) = - 393,1; H_2 (g) = - 285,8. El agua siempre es líquida.

Resultado: a) $\Delta H_f^\circ = - 167,2$ kJ · mol⁻¹; b) 1,256 moles.

CUESTIÓN 2.- Dada la pila, a 298 K; Pt, H_2 (1 bar) | H^+ 1 M || Cu^{2+} 1 M | Cu (s). Indica, razonadamente, si son verdaderas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:

- El potenciales estándar de la pila es $\Delta E^\circ = + 0,34$ V.
- El electrodo de hidrógeno actúa como cátodo.
- El ión Cu^{2+} tiene más tendencia a captar electrones que el ión H^+ .
- En la pila, el hidrógeno sufre una oxidación.

PROBLEMA 2.- Se preparan 200 mL de una disolución acuosa de ácido yódico, HIO_3 , que contiene 1,759 g de dicho compuesto. El pH de ésta disolución es 1,395.

- Calcula la constante de acidez, K_a , del ácido yódico.
- Si a 20 mL de la disolución de ácido yódico se le añaden 10 mL de una disolución de hidróxido sódico 0,1 M, razona si la disolución resultante será ácida, básica o neutra.

DATOAS: A_r (H) = 1 u; A_r (O) = 16 u; A_r (I) = 126,9 u.

Resultado: a) $K_a = 0,167$; b) Neutra (si HNO_3 es fuerte); básica (si HNO_3 es débil).

CUESTIÓN 3.- Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:

- 3,4-dimetil-1-pentino;
- dietilamina;
- metilbutanona;
- ácido fosforoso;
- tetracloruro de estaño;
- $KMnO_4$;
- $Al_2(SO_4)_3$;
- $HBrO_4$;
- $CH_2=CH-CH(CH_3)-CH_3$;
- $CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3$.

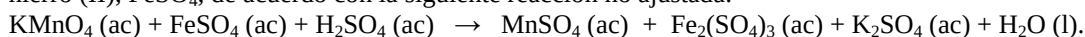
OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Considera las especies químicas CO_3^{2-} , CS_2 , $SiCl_4$ y NCl_3 y responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Representa la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas propuestas.
- Indica la geometría molecular de cada una de las especies químicas.
- Explica si las moléculas $SiCl_4$ y NCl_3 tienen o no momento dipolar.

DATOS: Z (C) = 6; Z (N) = 7; Z (O) = 8; Z (Si) = 14; Z (S) = 16; Z (Cl) = 17.

PROBLEMA 1.- En medio ácido, el permanganato de potasio, $KMnO_4$, reacciona con el sulfato de hierro (II), $FeSO_4$, de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:



- Escribe la reacción redox anterior ajustada tanto en su forma iónica como molecular.
- Calcula el volumen de una disolución de permanganato de potasio 0,02 M necesarios para la oxidación de 30 mL de disolución de sulfato de hierro (II) 0,05 M, en presencia de ácido sulfúrico.

Resultado: b) V = 375 mL.

CUESTIÓN 2.- Para cada una de las siguientes reacciones, justifica si será espontánea a baja temperatura, si será espontánea a alta temperatura, espontánea a cualquier temperatura o no será espontánea para cualquier temperatura:

- | | |
|---|--|
| a) $2 \text{NH}_3 (\text{g}) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g});$ | $\Delta H^\circ_r = + 92,2 \text{ kJ}$ |
| b) $2 \text{NH}_4\text{NO}_3 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{N}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g});$ | $\Delta H^\circ_r = - 225,5 \text{ kJ}$ |
| c) $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NCl}_3 (\text{l});$ | $\Delta H^\circ_r = + 230,0 \text{ kJ}$ |
| d) $2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l});$ | $\Delta H^\circ_r = - 571,6 \text{ kJ}.$ |

PROBLEMA 2.- A 50 °C el tetraóxido de dinitrógeno, N_2O_4 , se descompone según el siguiente equilibrio:

$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$. Se introducen 0,375 moles de N_2O_4 en un recipiente cerrado de 5 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, y se calienta a 50 °C. Cuando se alcanza el equilibrio, a la citada temperatura, la presión total en el interior del recipiente es de 3,33 atmósferas. Calcula:

- El valor de K_c y de K_p .
- La presión parcial de cada uno de los gases en el equilibrio a la citada temperatura.

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

Resultado: a) $K_c = 0,4266 \text{ M}$; $K_p = 11,3 \text{ atm}$; b) $P (\text{N}_2\text{O}_4) = 0,63 \text{ at.}$; $P(\text{NO}_2) = 1,69 \text{ atm}.$

CUESTIÓN 3.- Completa las siguientes reacciones y nombra los compuestos orgánicos que intervienen.

- $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow$
- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{Cl} + \text{KOH (ac)} \rightarrow$
- $n \text{CH}_2 = \text{CH}_2 \rightarrow$
- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{I} + \text{NH}_3 \rightarrow$
- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH} + \text{MnO}_4^- (\text{H}^+) \rightarrow$