

UNIVERSIDADES DE MADRID / P.A.U. – LOGSE – SEPTIEMBRE 2005 / ENUNCIADOS

**CUESTIÓN 1.-** Considera los compuestos BaO, HBr, MgF<sub>2</sub> y CCl<sub>4</sub>.

- Indica su nombre.
- Razona el tipo de enlace que posee cada uno.
- Explica la geometría de la molécula CCl<sub>4</sub>
- Justifica la solubilidad en agua de los compuestos que tienen enlace covalente.

**CUESTIÓN 2.-** Para la reacción en fase gaseosa  $\text{CO} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}$  la ecuación de velocidad es  $v = k \cdot [\text{NO}_2]^2$ . Justifica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- La velocidad de desaparición del CO es igual que la velocidad de desaparición del NO<sub>2</sub>.
- La constante de velocidad no depende de la temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa.
- El orden total de la reacción es dos.
- Las unidades de la constante de velocidad serán mol · L<sup>-1</sup> · s<sup>-1</sup>.

**CUESTIÓN 3.-** Completa y ajusta las siguientes ecuaciones ácido-base y nombra todos los compuestos:

- HNO<sub>3</sub> + Mg(OH)<sub>2</sub> →
- NH<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> →
- H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + NaOH →
- CH<sub>3</sub>COOH + KOH →

**CUESTIÓN 4.-** a) Formula los siguientes compuestos orgánicos: 2-propanol; 2-metil-1-buteno; ácido butanoico.

b) Nombra los siguientes compuestos: 1.- CHO-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>; 2.- CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-COO-CH<sub>3</sub>.

c) Escribe la reacción de obtención de 2.- e indica de que tipo de reacción se trata.

**CUESTIÓN 5.-** A partir del esquema del ciclo de Born-Haber para el fluoruro de sodio:

- Nombra las energías implicadas en los procesos 1, 2 y 3.
- Nombra las energías implicadas en los procesos 4, 5 y 6.
- Justifica si son positivas las energías implicadas en los procesos 1, 2, 3, 4 y 5.
- En función de los tamaños de los iones justifica si la energía reticular del fluoruro sódico será mayor o menor, en valor absoluto, que la del cloruro de sodio. Justifica la respuesta.

**OPCIÓN A**

**PROBLEMA 1.-** Para la reacción:  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH} (\text{l}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3 - \text{COOH} (\text{l}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ . Calcula:

- La variación de entalpía de la reacción a 25 ° C, en condiciones estándar.
- La variación de entropía a 25 ° C, en condiciones estándar.
- La variación de energía libre de Gibbs a 25 ° C, en condiciones estándar.
- La temperatura teórica para que la energía de Gibbs sea igual a cero.

DATOS:  $\Delta H_f^0 (\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = -227,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^0 (\text{CH}_3\text{COOH}) = -487 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^0 (\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta S^0 (\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 160,7 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $\Delta S^0 (\text{CH}_3\text{COOH}) = 159,9 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $\Delta S^0 (\text{H}_2\text{O}) = 70 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $\Delta S^0 (\text{O}_2) = 205 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

**Resultado:** a)  $-545,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; b)  $-135,8 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ; c)  $-504,73 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; d)  $4014,73 \text{ K}$ .

**PROBLEMA 2.-** Para la reacción  $\text{N}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO} (\text{g})$  el valor de la constante de equilibrio,  $K_c$ , es  $8,8 \cdot 10^{-4}$  a 1930 ° C. Si se introducen 2 moles de N<sub>2</sub> y 1 mol de O<sub>2</sub> en un recipiente vacío de 2 L y se calienta hasta 1930 ° C, calcula:

- La concentración de cada una de las especie en equilibrio.
- La presión parcial de cada especie y el valor de la constante de equilibrio  $K_p$ .

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

**Resultado:** a)  $[\text{N}_2] = 0,99 \text{ M}$ ;  $[\text{O}_2] = 0,49 \text{ M}$ ;  $[\text{NO}] = 0,02 \text{ M}$ ; b)  $P_{\text{N}_2} = 178,84 \text{ atm}$ ;  $P_{\text{O}_2} = 88,52 \text{ atm}$ ;

$P_{\text{NO}} = 3,61 \text{ atm}$ ;  $K_p = 8,23 \cdot 10^{-4}$ .

## OPCIÓN B

**PROBLEMA 1.**- Una disolución acuosa 0,2 M de un ácido débil HA tiene un grado de disociación de un 2 %. Calcula:

- La constante de disociación del ácido.
- El pH de la disolución.
- La concentración de  $\text{OH}^-$  de la disolución.

**Resultado:** a)  $K_a = 8,16 \cdot 10^{-5}$ ; b)  $\text{pH} = 2,4$ ; c)  $[\text{OH}^-] = 2,5 \cdot 10^{-12} \text{ M}$ .

**PROBLEMA 2.**- Un vaso contiene 100 mL de disolución de cationes  $\text{Au}^+$  0,03 M. Este catión se reduce y oxida simultáneamente (dismutación) a oro metálico, Au, y catión  $\text{Au}^{3+}$  hasta que se agota todo el catión  $\text{Au}^+$ .

- Ajusta la reacción redox que se produce.
- Calcula el potencial de la reacción.
- Calcula la concentración resultante de iones  $\text{Au}^{3+}$  en disolución.
- Calcula la masa de oro que se forma.

DATOS:  $E^\circ (\text{Au}^{3+}/\text{Au}^+) = 1,25 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Au}^+/\text{Au}) = 1,70 \text{ V}$ ;  $A_r(\text{Au}) = 197 \text{ u}$ .

**Resultado:** b)  $E^\circ = 0,45 \text{ V}$ ; c)  $[\text{Au}^{3+}] = 0,01 \text{ M}$ ; d)  $0,394 \text{ g Au}$ .