

UNIVERSIDADES DE MADRID / P.A.U. – LOGSE – SEPTIEMBRE 2006 / ENUNCIADOS

CUESTIÓN 1.- La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento es $4s^2 4p^3$. De acuerdo con este dato:

- Deduce la situación de dicho elemento en la tabla periódica.
- Escribe los valores posibles de los números cuánticos para su último electrón.
- Deduce cuántos protones tiene un átomo de dicho elemento.
- Deduce los estados de oxidación más probables de este elemento.

CUESTIÓN 2.- Para las siguientes especies: Br_2 , $NaCl$, H_2O y Fe .

- Razona el tipo de enlace presente en cada caso.
- Indica el tipo de interacción que debe romperse al fundir cada compuesto.
- ¿Cuál tendrá un menor punto de fusión?
- Razona que compuesto/s conducirá/n la corriente eléctrica en estado sólido, cuál/es lo hará/n en estado fundido y cuál/es no conducirá/n la corriente en ningún caso.

CUESTIÓN 3.- El amoníaco reacciona a 298 K con oxígeno molecular y se oxida a monóxido de nitrógeno y agua, siendo su entalpía de reacción negativa.

- Formula la ecuación química correspondiente con coeficientes estequiométricos enteros.
- Escribe la expresión de la constante de equilibrio K_c .
- Razona cómo se modificará el equilibrio al aumentar la presión total a 298 K si son todos los compuestos gaseosos a excepción del agua que se encuentra en estado líquido.
- Explica razonadamente cómo se podría aumentar el valor de la constante de equilibrio.

CUESTIÓN 4.- En disolución ácida, el ión dicromato, $Cr_2O_7^{2-}$, oxida al ácido oxálico $HOOC - COOH$, a CO_2 según la reacción: $Cr_2O_7^{2-} + H_2C_2O_4 \rightarrow Cr^{3+} + CO_2$.

- Indica los estados de oxidación de todos los átomos en cada uno de los reactivos y productos de dicha reacción.
- Escribe y ajusta la semirreacción de oxidación y reducción.
- Ajusta la reacción global.
- Justifica si es espontánea o no en condiciones estándar.

CUESTIÓN 5.- Para cada una de las siguientes reacciones, formula y nombra los productos mayoritarios que se puedan formar y nombra los reactivos orgánicos.

- $CH_3 - CH_2 - CHOH - CH_3 \xrightarrow[H^+]{H_2SO_4}$
- $CH_3OH + CH_3 - COOH \longrightarrow$
- $CH_3 - CH = CH - CH_3 + HCl \longrightarrow$
- $ClCH_2 - CH_2 - CH_3 + KOH \longrightarrow$

OPCIÓN A

PROBLEMA 1.- Sabiendo que la temperatura de ebullición de un líquido es la temperatura a la que el líquido puro y el gas puro se encuentran en equilibrio a 1 atm de presión, es decir, $\Delta G = 0$, y considerando

el siguiente proceso: $Br_2(l) \rightleftharpoons Br_2(g)$

- Calcula ΔH° a 25 °C.
- Calcula ΔS°
- Calcula ΔG° e indica si el proceso es espontáneo a dicha temperatura.
- Determina la temperatura de ebullición del Br_2 , suponiendo que ΔH° y ΔS° no varían con la temperatura.

DATOS: $\Delta H_f^\circ [Br_2(g)] = 30,91 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ [Br_2(l)] = 0$; $S^\circ [Br_2(g)] = 245,4 \text{ J} \cdot (\text{mol} \cdot \text{K})^{-1}$; $S^\circ [Br_2(l)] = 152,2 \text{ J} \cdot (\text{mol} \cdot \text{K})^{-1}$.

Resultado: a) $\Delta H^\circ = 30,91 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) $\Delta S^\circ = 93,2 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; c) $\Delta G^\circ = 3,14 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; no es espontánea; d) $T = 331,65 \text{ K}$ o $58,65 \text{ }^\circ\text{C}$.

PROBLEMA 2.- Se sabe que el ión permanganato, MnO_4^- , oxida al hierro (II) a hierro (III), en presencia de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , reduciéndose él a Mn (II).

- Escribe y ajusta las semirreacciones de oxidación y reducción y la ecuación iónica global.
- ¿Qué volumen de KMnO_4 0,02 M se requiere para oxidar 40 mL de disolución 0,1 M de sulfato de hierro (II), FeSO_4 , en disolución de ácido sulfúrico.

Resultado: b) 40 mL.

OPCIÓN B

PROBLEMA 1.- Sabiendo que la energía que posee el electrón de un átomo de hidrógeno en su estado fundamental es 13,625 eV, calcula:

- La frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el hidrógeno.
- La longitud de onda en nm y la frecuencia de la radiación emitida cuando el electrón pasa del nivel $n = 4$ al $n = 2$.

DATOS: $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

Resultado: a) $\nu = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$; b) $\nu = 6,18 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$; $\lambda = 485 \text{ nm}$.

PROBLEMA 2.- Una disolución contiene 0,376 g de fenol, $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$, por cada 100 mL. Sabiendo que el fenol se puede comportar como ácido débil monoprótico y que el valor de su K_a es $1 \cdot 10^{-10}$, calcula:

- Las concentraciones finales de fenol y fenolato presentes en la disolución, así como el pH y el porcentaje de ionización del fenol.
- El volumen de disolución de hidróxido de sodio 0,2 M que se necesitaría para valorar (neutralizar) 25 mL de disolución de fenol.

DATOS: $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Resultado: a) $[\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}] = 0,039998 \text{ M}$; $[\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-] = 2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$; $\alpha = 5 \cdot 10^{-3} \%$; $\text{pH} = 5,7$; b) 5 mL.