

**Universidad de Castilla la Mancha – LOGSE – Reserva. 1 – 2.004****Opción A**

1.- Para el equilibrio $A(g) \leftrightarrow B(g) + C(g)$, la constante K_c vale 2,00 a una temperatura de 1000°C. Se tienen 5 litros de una mezcla gaseosa que contiene 0,2 moles de A, 0,3 moles de B y 0,1 moles de C a 1000°C.

- a) Indica si la mezcla se encuentra en equilibrio y, en caso negativo, señala en qué sentido tendrá lugar la reacción. Razona la respuesta.
b) Calcula la concentración de cada especie en el equilibrio a 1000°C.

	A (g)	↔	B (g)	+	C (g)	
n	0.2		0.3		0.1	T = 1273K
						V = 5L
C	0.04		0.06		0.02	K _c = 2

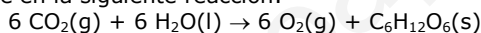
$$Q = \frac{[B] \cdot [C]}{[A]} = \frac{0.06 \cdot 0.02}{0.04} \rightarrow Q = 0.03$$

Como $Q < K_c$: el sistema no está en equilibrio. Al haber menor concentración de productos que en el equilibrio, la reacción evolucionará **hacia la derecha** para alcanzarlo.

	A (g)	↔	B (g)	+	C (g)
C ₀	0.04		0.06		0.02
C _{eq}	0.04 - x		0.06 + x		0.02 + x

$$K_c = \frac{[B]_{eq} \cdot [C]_{eq}}{[A]_{eq}} \rightarrow 2 = \frac{(0.06+x)(0.02+x)}{(0.04-x)} \rightarrow x^2 + 2.08x - 0.0788 = 0 \rightarrow \begin{cases} x = 0.0372 \\ x = -2.117 \end{cases} \rightarrow \begin{cases} [A]_{eq} = 0.0028 \text{ M} \\ [B]_{eq} = 0.0972 \text{ M} \\ [C]_{eq} = 0.0572 \text{ M} \end{cases}$$

2.- El proceso de fotosíntesis, por el que la energía solar hace que se combinen CO₂ y H₂O para dar oxígeno y un compuesto orgánico como la glucosa, puede resumirse en la siguiente reacción:



Sabiendo que las entalpías molares estándar de formación para el H₂O(l), el CO₂(g) y la glucosa (C₆H₁₂O₆ (s)) son -285, -393 y -1274 kJ/mol, respectivamente, calcula:

- a) La entalpía estándar de la reacción anterior.
b) La energía necesaria para la formación, mediante la reacción anterior, de 2 gramos de glucosa.

$$\Delta H^\circ_R = \sum \Delta H^\circ_F (P) - \sum \Delta H^\circ_F (R) = [6 \cdot 0 + (-1274)] - [6(-393) + 6(-285)] \rightarrow \Delta H^\circ_R = 2794 \text{ kJ/2 mol}$$

$$2 \text{ gr C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180 \text{ gr C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{2794 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 31.045 \text{ kJ}$$

3.- Se tienen los elementos A (Z = 11), B (Z = 17) y C (Z = 19); las primeras energías de ionización de los mismos son 1251, 496 y 419 kJ/mol. Indica de forma razonada:

- a) Qué valor de energía de ionización corresponde a cada uno de los elementos.
b)Cuál de los tres elementos tendrá mayor radio atómico.



La energía de ionización es la energía necesaria para separar un electrón en su estado fundamental de un átomo en estado de gas. De los tres elementos el que tiene mayor energía de ionización es el **B**, ya que se aleja más de su configuración de gas noble (3s²p⁶), sin embargo, tanto el elemento A como el C, presentan una baja energía de ionización, puesto que al tener un electrón menos adquieren la configuración de gas noble.

El radio atómico es una propiedad periódica que aumenta con el periodo y, dentro de un mismo periodo, de derecha a izquierda, por tanto, de los tres elementos el de mayor radio atómico es el **C**.

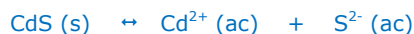
4.- Escribe una ecuación que muestre la reacción del ácido nítrico, como ácido de Brönsted-Lowry, con el agua. ¿Cuál es el papel del agua en esa reacción?

Según esta teoría, los ácidos son sustancias capaces de donar un protón (H⁺), mientras que las bases son capaces de aceptarlos.



El papel del agua es el de base, al captar el protón donado por el ácido nítrico, originándose el catión hidronio.

5.- El producto de solubilidad del sulfuro de cadmio es 1·10⁻²⁸. Calcula la solubilidad de esta sal.



$$K_s = [\text{Cd}^{2+}]_{eq} \cdot [\text{S}^{2-}]_{eq} \rightarrow 10^{-28} = s^2 \rightarrow s = 10^{-14} \text{ M}$$

Opción B

1.- Se tiene una disolución 0,5 M de un ácido débil AH cuya constante de acidez K_a vale $5,0 \cdot 10^{-6}$. Calcula:

- a) La concentración de las especies A^- y AH .
b) El pH de dicha disolución.

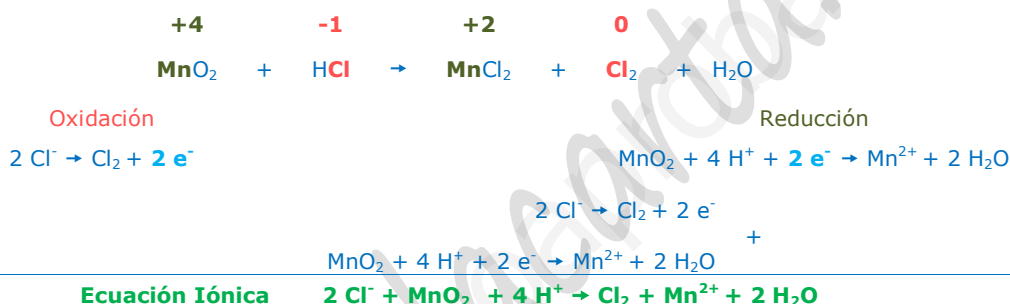
$$\begin{array}{ccccccc}
 AH & \leftrightarrow & A^- & + & H^+ \\
 C_0 & 0.5 & & & K_a = 5 \cdot 10^{-6} \\
 C_{eq} & 0.5-x & x & & x
 \end{array}$$

$$K_a = \frac{[A^-]_{eq} \cdot [H^+]_{eq}}{[AH]_{eq}} \rightarrow 5 \cdot 10^{-6} = \frac{x^2}{0.5-x} \rightarrow K_a = 5 \cdot 10^{-6} : 0.5-x \approx 0.5 \rightarrow 5 \cdot 10^{-6} = \frac{x^2}{0.5} \rightarrow x = 1.58 \cdot 10^{-3} M \rightarrow \begin{cases} [A^-]_{eq} = 1.58 \cdot 10^{-3} M \\ [AH]_{eq} = 0.4984 M \end{cases}$$

$$pH = -\log [H^+]_{eq} = -\log (1.58 \cdot 10^{-3}) \rightarrow pH = 2.8$$

2.- El dióxido de manganeso reacciona con ácido clorhídrico para dar dicloruro de manganeso, cloro y agua.

- a) Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.
b) Calcula los gramos de dióxido de manganeso necesarios para obtener 11,2 litros de cloro, medidos a 20 °C y 1 atmósfera.



$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 11.2}{0.082 \cdot 293} = 0.466 \text{ mol } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } MnO_2}{1 \text{ mol } Cl_2} \cdot \frac{86.93 \text{ gr } MnO_2}{1 \text{ mol } MnO_2} = 40.5 \text{ gr } MnO_2$$

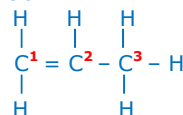
3.- Considerando la molécula de propeno, indica razonadamente:

- a) El número de electrones de valencia de los átomos de C e H.
b) La hibridación que presentan los tres átomos de carbono de la misma.
c) El número de enlaces covalente que posee.

Datos: números atómicos: C = 6, H = 1.

C (Z=6): $1s^2 2s^2 2p^2$: 4 electrones de valencia

H (Z=1): $1s^1$: 1 electrón de valencia



C¹: 2 enlaces sencillos sigma y 1 doble (sigma+pi)
C²: 1 doble (sigma+pi)
sp²



C³: 4 enlaces simples sigma
sp³



La molécula de propeno posee 6 enlaces simples covalentes C-H, 1 covalente simple C-C y 1 doble covalente C=C. En total son 7 simples y 1 doble.



4.- Para la pila $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+} // \text{Br}_2/\text{Br}^-$:

- Indica las reacciones anódica y catódica.
- Calcula el potencial normal de la misma.

Datos: $E^\circ (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$, $E^\circ (\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,07 \text{ V}$.

En una pila, el par que forma el cátodo es el que actúa como oxidante (se reduce), que es el que tiene un potencial de reducción estándar mayor, es decir, en este caso el par Br_2/Br^- . En el ánodo es donde se produce la oxidación, es decir, lo forma el par que actúa como reductor.

Ánodo: Oxidación: $\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$ $E^\circ = -0.13 \text{ V}$

Cátodo: Reducción: $\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-$ $E^\circ = 1.07 \text{ V}$ $\rightarrow \text{Pb} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{Br}^-$ $E^\circ = 1.2 \text{ V}$

5.- Para la reacción $2\text{A} \rightarrow \text{B}$, cuya ecuación de velocidad es $v = k [\text{A}]^2$, cuantifica el aumento de la velocidad de reacción si la concentración del reactivo A se duplica.

$$v = k [\text{A}]^2 \rightarrow v' = k (2[\text{A}])^2 = 2^2 \rightarrow v' = 4: \text{ la velocidad es cuatro veces mayor}$$