

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1. Sabiendo que los átomos neutros X, Y, Z tiene las siguientes configuraciones: X = $1s^2 2s^2 2p^1$; Y = $1s^2 2s^2 2p^5$; Z = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

- Indica el grupo y período en el que se encuentran.
- Ordénalos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad.
- ¿Cuál es el de mayor energía de ionización?

Solución:

a) El período al que pertenece un átomo de un elemento, viene dado por el valor del número cuántico principal de su capa de valencia. El grupo lo determina el número de electrones del orbital ns o np, de la capa de valencia o del nivel (n - 1)d; es decir, si se van llenando el orbital ns, el átomo se encuentra situado en el grupo 1 o 2, según halla 1 o 2 electrones en el orbital; si se va llenando el orbital (n - d), el átomo se sitúa en uno de los orbitales 3 a 12, según sea el número de electrones en el orbital d (2 + n° de electrones d, de 1 a 10); para el llenado de los orbitales np, el átomo se ubica en uno de los grupos 13 a 18, dependiendo del número de electrones del orbital p (12 + n° de electrones p, 1 a 6).

Luego, el elemento X se encuentra situado en el período 2°, grupo 13; el elemento Y en el período 2° grupo 17 y el elemento Z en el período 3° grupo 2.

b) La electronegatividad es una propiedad periódica que crece al avanzar en un período de izquierda a derecha, y disminuye en un grupo al bajar en él. Luego, el menos electronegativo es el elemento Z por encontrarse más a la izquierda en un período y más bajo en un grupo, seguido del X, en el período anterior y el más electronegativo el Y por ser el que se encuentra más a la derecha en un período y más arriba en un grupo.

En resumen, electronegatividad X < electronegatividad Z < electronegatividad Y.

c) La energía de ionización es también una propiedad periódica que aumenta al avanzar en un período de izquierda a derecha, y disminuye al bajar en un grupo. Luego, conocida la ubicación de los elementos en la tabla periódica, se deduce fácilmente que el elemento de mayor energía de ionización es el Y.

PROBLEMA 4. Se tiene una disolución acuosa de sulfato de cobre (II).

- Calcula la intensidad de corriente que se necesita pasar a través de la disolución para depositar 5 g de cobre en 30 minutos.
- ¿Cuántos átomos de cobre se habrán depositado?

DATOS: A_r (Cu) = 63,5 u; N_A = 6,023 · 10²³ átomos mol⁻¹; F = 96.500 culombios mol⁻¹.

Solución:

a) De las leyes de Faraday se deduce la expresión que permite determinar la intensidad:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} \Rightarrow I = \frac{m \cdot z \cdot F}{M \cdot t} = \frac{5 \text{ g} \cdot 2 \cdot 96.500 \text{ C mol}^{-1}}{63,5 \text{ g mol}^{-1} \cdot 1.800 \text{ s}} = 8,44 \text{ A.}$$

b) En un mol de cualquier sustancia, atómica o molecular, siempre hay el número de Avogadro, 6,023 · 10²³, de partículas elementales, luego, pasando los gramos de cobre a moles, a partir de estos se obtienen los átomos:

$$5 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 4,74 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Cu.}$$

Resultado: a) 8,44 A; b) 4,74 · 10²² átomos Cu.

PROBLEMA 5. Se introduce una mezcla de 0,5 moles de H₂ y 0,5 moles de I₂ en un recipiente de 1 L y se calienta a la temperatura de 430 °C. Calcula:

- La [I₂] y [H₂] en equilibrio si K_c para H₂ (g) + I₂ (g) ⇌ 2 HI (g) es 54,3.
- El valor de la K_p a esa temperatura.

Solución:

a) Al ser el volumen del reactor 1 L, la concentración de las sustancias coinciden con sus moles. Lo moles de cada sustancia antes y en el equilibrio son, suponiendo que de I₂ e H₂ reaccionan “x” moles:



La concentración en el equilibrio de cada sustancia es:

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = \frac{(0,5 - x) \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 0,5 - x \text{ M}; \quad [\text{HI}] = \frac{2 \cdot x \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 2 \cdot x \text{ M}.$$

Sustituyendo estos valores en la constante de equilibrio K_c:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} \Rightarrow 54,3 = \frac{(2 \cdot x)^2 \text{ M}^2}{(0,5 - x) \cdot (0,5 - x) \text{ M}^2} \Rightarrow 54,3 \cdot (0,5 - x) \cdot (0,5 - x) = 4 \cdot x^2 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 13,575 - 54,3 \cdot x + 54,3 \cdot x^2 = 4 \cdot x^2 \Rightarrow 50,3 \cdot x^2 - 54,3 \cdot x + 13,575 = 0, \text{ que resuelta da dos valores para } x; x_1 = 0,686 \text{ moles, que se desprecia por ser mayor que los moles de } \text{H}_2 \text{ y } \text{I}_2 \text{ introducidos, y } x_2 = 0,393 \text{ moles, que es la solución correcta.}$$

Las concentraciones de las especies en el equilibrio son:

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = \frac{(0,5 - 0,393) \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 0,107 \text{ M}; \quad [\text{HI}] = \frac{2 \cdot 0,393 \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 0,786 \text{ M}.$$

b) La relación entre las constantes de equilibrio K_c y K_p es: K_p = K_c · (R · T)^{Δn}, en donde Δn es la diferencia entre la suma de moles de los productos y reactivos de la reacción, que en este caso vale: Δn = 2 - 2 = 0, siendo el valor de K_p = K_c · (R · T)⁰ ⇒ K_p = K_c = 54,3.

Resultado: a) [H₂] = [I₂] = 0,107 M; [HI] = 0,786 M; b) K_p = 54,3.

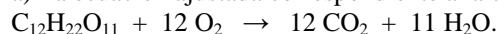
OPCIÓN B

PROBLEMA 3. La sacarosa, C₁₂H₂₂O₁₁, es uno de los alimentos más consumidos. Cuando reacciona con O₂ se forma CO₂ y H₂O desprendiendo 348,9 kJ mol⁻¹ a presión atmosférica. El torrente sanguíneo absorbe, en promedio, 26 moles de O₂ en 24 horas. Con esta cantidad de oxígeno:

- a) ¿Cuántos gramos de sacarosa pueden reaccionar al día?
- b) ¿Cuántos kJ se producirán en la combustión?

Solución:

a) La ecuación ajustada correspondiente a la combustión de la sacarosa es:



La estequiometría de la ecuación indica que por cada 12 moles de oxígeno, se quema un mol de sacarosa, luego, si se emplean 26 moles de oxígeno, la masa de sacarosa que se quema es:

$$26 \text{ moles } \text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{12 \text{ moles } \text{O}_2} \cdot \frac{342 \text{ g } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{1 \text{ mol } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 741 \text{ g } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}.$$

b) Si por mol de sacarosa que se quema se desprenden 348,9 kJ, de los moles quemados por los 26 moles de O₂ consumidos, se desprenderán:

$$26 \text{ moles } \text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{12 \text{ moles } \text{O}_2} \cdot \frac{348,9 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 755,95 \text{ kJ}.$$

Resultado: a) 741 g C₁₂H₂₂O₁₁; b) 755,95 kJ.

CUESTIÓN 4. Los potenciales estándar de reducción de los pares Zn²⁺/Zn y Fe²⁺/Fe son, respectivamente, -0.76 y -0.44 V.

- a) ¿Qué ocurrirá si a una disolución de sulfato de hierro (II) se le añaden trocitos de Zn?
- b) ¿Y si se le añaden limaduras de Cu?

DATOS: E^o(Cu²⁺/Cu) = 0,34 V.

Solución:

a) En todo proceso redox, la especie reducida del par con potencial estándar de reducción más negativo o menos positivo se oxida, mientras que la especie oxidada del par con potencial estándar de reducción más positivo o menos negativo se reduce, por lo que, si se añade trocitos de cinc a una disolución de sulfato de hierro (II), el cinc metálico se oxida a ión cinc (II) y el ión hierro (II) se reduce a hierro metálico. La ecuación iónica es: $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$.

b) Por ser el potencial estándar de reducción del cobre positivo y el del hierro negativo, la adición de limaduras de cobre a la disolución de sulfato de hierro, por lo expuesto en el apartado anterior, no produce reacción alguna.

PROBLEMA 6. Se dispone de una disolución acuosa 0,001 M de ácido 2-cloroetanoico cuya constante K_a es $1,3 \cdot 10^{-3}$. Calcula:

a) El grado de disociación del ácido.

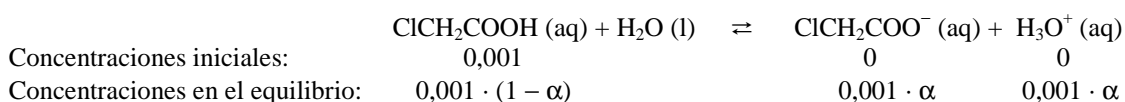
b) El pH de la disolución.

c) Los gramos de ácido que se necesitarán para preparar 2 L de esta disolución.

DATOS: $A_r(C) = 12 \text{ u}$; $A_r(Cl) = 35,5 \text{ u}$; $A_r(H) = 1 \text{ u}$; $A_r(O) = 16 \text{ u}$; $A_r(S) = 32 \text{ u}$.

Solución:

a) Si el grado de disociación es α , tanto por uno de moles disociados, la concentración al inicio y en el equilibrio de las distintas especies es:



Sustituyendo estas concentraciones en la constante de acidez del ácido:

$$K_a = \frac{[ClCH_2COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[ClCH_2COOH]} \Rightarrow 1,3 \cdot 10^{-3} = \frac{0,001^2 \cdot \alpha^2}{0,001 \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow \alpha^2 + 1,3 \cdot \alpha - 1,3 = 0, \text{ que resuelta da}$$

para α el valor: $\alpha = 0,6625 = 66,25 \%$.

b) El pH de la disolución se halla calculando el menos logaritmo de la concentración de H_3O^+ :
 $pH = -\log [H_3O^+] = -\log 6,625 \cdot 10^{-4} = 4 - 0,82 = 3,18$.

c) Los moles que se necesitan para preparar la nueva disolución son:

$n = M \cdot V = 0,001 \text{ moles} \cdot 2 \text{ L} = 0,002 \text{ moles}$, siendo los gramos que le corresponden:

$$0,002 \text{ moles } ClCH_2COOH \cdot \frac{94,5 \text{ g } ClCH_2COOH}{1 \text{ mol } ClCH_2COOH} = 0,189 \text{ g } ClCH_2COOH.$$

Resultado: a) $\alpha = 66,25 \%$; b) $pH = 3,18$; c) $0,189 \text{ g}$.