

OPCIÓN A

PROBLEMA 2.- Para determinar la riqueza de una partida de cinc se tomaron 50 g de una muestra homogénea y se trataron con ácido clorhídrico del 37 % en peso y densidad 1,18 g/mL, consumiéndose 126 mL de ácido. La reacción de cinc con ácido clorhídrico produce cloruro de cinc e hidrógeno (H₂). Calcula:

- La molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.
- El porcentaje de cinc en la muestra.

DATOS: A_r (Zn) = 65,37 u; A_r (Cl) = 35,5 u; A_r (H) = 1 u.

Solución:

- a) La concentración molar de la disolución de ácido clorhídrico es:

$$1,18 \frac{\text{g disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 11,96 \text{ M.}$$

- b) La reacción entre el cinc y el ácido clorhídrico es: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$.

Los moles de HCl gastados son: $n(\text{HCl}) = M \cdot V = 11,96 \text{ moles} \cdot 0,126 \text{ L} = 1,51 \text{ moles}$.

De la estequiometría de la reacción se deduce que por cada dos moles de HCl reacciona 1 mol de cinc, correspondiendo a los moles de este metal en la muestra los moles:

$$N(\text{Zn}) = 1,51 \text{ moles HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ moles HCl}} = 0,755 \text{ moles.}$$

$$\text{Los gramos de cinc correspondientes a estos moles son: } 0,755 \text{ moles Zn} \cdot \frac{65,37 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 49,35 \text{ g.}$$

$$\text{El tanto por ciento de cinc en la muestra es: } \% \text{ Zn} = \frac{49,35 \text{ g Zn}}{50 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 98,7 \text{ \%}.$$

Resultado: a) 11,96 M; b) 98,7 %.

CUESTIÓN 1.- a) Justifica, de un modo razonado, si pueden existir en un átomo electrones cuyos números cuánticos (n, l, m_l y m_s) sean:

A) (2, -1, 1, 1/2); B) (2, 1, -1, 1/2); C) (1, 1, 0, -1/2); D) (3, 1, 2, 1/2).

b) Justifica cómo varía el potencial de ionización para los elementos del grupo de los metales alcalinos.

c) ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que el ión Na⁺? Z (Na) = 11.

Solución:

- a) A) No puede existir al no poder tomar el número cuántico secundario **l** valores negativos.
B) Existe por concordar los valores de los números cuánticos con los que pueden tomar.
C) No existe debido a que el número cuántico secundario **l** nunca puede tomar el mismo valor que el número cuántico principal **n**.

D) No existe por poseer el número cuántico magnético **m_l** un valor superior al del número cuántico secundario **l**.

b) Potencial de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo gaseoso, neutro y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle el último electrón y convertirlo en ión monopositivo en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental.

En el grupo de los metales alcalinos, como al descender en el grupo el electrón de valencia se encuentra cada vez más alejado del núcleo, la fuerza atractiva de éste sobre aquél se va haciendo cada vez menor, por lo que se necesita menos energía para arrancar dicho electrón. Por tanto, el potencial de ionización de los metales alcalinos y en general, el de cualquier grupo de la tabla periódica, disminuye al bajar en él.

c) El ión Na⁺, después de perder el electrón 3s adquiere la configuración electrónica del gas noble neón, 1s² 2s² 2p⁶, y por esta razón se dice que ambas especies son isoelectrónicas.

PROBLEMA 3.- En la combustión de 8,6 g de un hidrocarburo saturado (C_nH_{2n+2}), se producen 12,6 g de agua. ¿De qué hidrocarburo se trata? Elige entre las siguientes soluciones (justifica la elección explicando el modo de resolver el problema):

a) C_5H_{12} ; b) C_6H_{14} ; C_7H_{16} .

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

Solución:

La reacción de combustión del hidrocarburo es: $C_nH_{2n+2} + O_2 \rightarrow n CO_2 + \frac{2n+2}{2} H_2O$.

De los 12,6 g de agua que se producen en la combustión,

$$12,6 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ moles } H}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ g } H}{1 \text{ mol } H} = 1,4 \text{ g } H, \text{ corresponden al hidrógeno procedente}$$

del compuesto orgánico, siendo $8,6 \text{ g} - 1,4 \text{ g} = 7,2 \text{ g}$, los gramos de carbono que hay en la muestra que se ha tomado. Los moles correspondientes a estas cantidades de hidrógeno y carbono son:

$$n(H) = 1,4 \text{ g } H \cdot \frac{1 \text{ mol } H}{1 \text{ g } H} = 1,4 \text{ moles}; \quad n(C) = 7,2 \text{ g } C \cdot \frac{1 \text{ mol } C}{12 \text{ g } C} = 0,6 \text{ moles } C.$$

Estos moles son los subíndices de la fórmula empírica del compuesto, y como no pueden ser decimales, se transforman en enteros dividiéndolos por el menor, resultando:

$$H: \frac{1,4}{0,6} = 2,33; \quad C: \frac{0,6}{0,6} = 1; \text{ y como aún sigue habiendo números decimales, ahora se}$$

multiplican por un coeficiente que los convierten en enteros: $H: 2,33 \cdot 3 = 7$; $C: 1 \cdot 3 = 3$, siendo la fórmula empírica del compuesto orgánico C_3H_7 , que no corresponde con ninguna de las propuestas.

Si se multiplican por 2 los subíndices de la fórmula obtenida, se obtiene la fórmula molecular C_6H_{14} , que ahora concuerda con la propuesta en el apartado b).

Respuesta: La b.

OPCIÓN B

PROBLEMA 1.- Una mezcla de propano y butano de 100 mL se quema en presencia de suficiente cantidad de oxígeno, obteniéndose 380 mL de dióxido de carbono. Calcula:

a) El tanto por ciento en volumen de propano y butano en la mezcla inicial.

b) El volumen de oxígeno necesario para efectuar la combustión.

Nota: todos los gases están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

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

Solución:

a) Las reacciones de combustión de los compuestos orgánicos mezclados son:



Llamando "x" a los mililitros de propano e "y" a los de butano quemados, de la estequiometría de las reacciones se desprende que se forman $3 \cdot x$ mL de CO_2 en la primera, y $4 \cdot y$ mL de CO_2 en la segunda, pudiendo establecerse el siguiente sistema de ecuaciones para determinar sus valores:

$$\begin{cases} x + y = 100 \\ 3 \cdot x + 4 \cdot y = 380 \end{cases} \quad \text{que se resuelve por el método de sustitución (u otro si resulta más fácil):}$$

despejando x en la primera ecuación, $x = 100 - y$, sustituyéndolo en la segunda y operando:

$$3 \cdot (100 - y) + 4 \cdot y = 380 \Rightarrow y = 80 \text{ mL}; \quad x = 100 - 80 = 20 \text{ mL}.$$

Los porcentajes de propano y butano en la mezcla inicial son: $C_3H_8 = 20 \%$; $C_4H_{10} = 80 \%$.

b) El volumen de oxígeno consumido en cada una de las combustiones, según la estequiometría de las reacciones, es:

$$n(C_3H_8) = 20 \text{ mL } C_3H_8 \cdot \frac{1 \cancel{L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{5 \text{ L } O_2}{1 \cancel{L} C_3H_8} = 0,1 \text{ L} = 100 \text{ mL};$$

$$n(C_4H_{10}) = 80 \frac{\text{mL } C_4H_{10}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1 \text{ L } C_4H_{10}} \cdot \frac{\frac{13}{2} \text{ L } O_2}{1 \text{ L } C_4H_{10}} = 0,52 \text{ L} = 520 \text{ mL}$$

El volumen total de oxígeno que se necesita para la combustión total de la mezcla es:

$$V_t = 100 + 520 = 620 \text{ mL}$$

Resultado: a) 20 % C₃H₈ y 80 % C₄H₁₀ b) 620 mL.

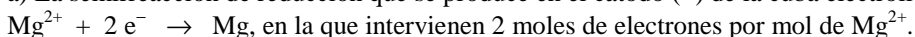
PROBLEMA 2.- El magnesio se obtiene industrialmente por electrólisis del cloruro de magnesio fundido a la temperatura de 750 °C.

- a) Calcula los kg de magnesio que se obtiene cuando pasa una corriente de 2000 A a través de una celda electrolítica durante 10 horas, suponiendo que el rendimiento del proceso es del 88 %.
- b) ¿Qué volumen ocupa el gas desprendido en la celda anterior medido en condiciones normales?

DATOS: 1 F = 96500 C · mol⁻¹; R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

Solución:

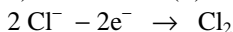
a) La semirreacción de reducción que se produce en el cátodo (-) de la celda electrolítica es:



Aplicando la correspondiente ley de Faraday:

$$m = \frac{M(Mg) \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{24,31 \text{ g} \cdot 2000 \text{ A} \cdot 36000 \text{ s}}{2 \cdot \text{moles } e^- \cdot 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot \frac{88}{100} = 7980,73 \text{ g Mg}$$

b) En el ánodo (+) tiene lugar la semirreacción de oxidación de los iones cloruros:



Aplicando la correspondiente ley de Faraday, y convirtiendo los gramos obtenidos en moles y estos en volumen, se obtiene:

$$\frac{71 \text{ g} \cdot 2000 \text{ A} \cdot 36000 \text{ s}}{2 \cdot \text{moles } e^- \cdot 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot \frac{88}{100} \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{71 \text{ g } Cl_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L } Cl_2}{1 \text{ mol } Cl_2} = 7353,7 \text{ L}$$

Resultado: a) 7980,73 g Mg; b) 7353,7 L Cl₂.

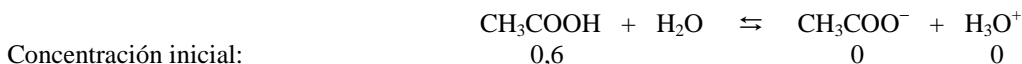
PROBLEMA 3.- a) Calcula el porcentaje de ionización del ácido acético en agua para las dos concentraciones siguientes: 0,6 M y 6 · 10⁻⁴ M.

b) Explica el resultado.

DATO: K_a = 1,85 · 10⁻⁵.

Solución:

a) El equilibrio de ionización de la disolución de ácido acético, con las concentraciones iniciales y en el equilibrio de las distintas especies químicas es:



Concentración inicial:

$$0,6 \quad 0 \quad 0$$

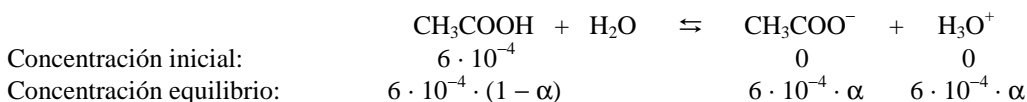
Concentración equilibrio:

$$0,6 \cdot (1 - \alpha) \quad 0,6 \cdot \alpha \quad 0,6 \cdot \alpha$$

Sustituyendo estas concentraciones en la constante de acidez del ácido acético, despreciando α en el denominador por ser muy pequeño frente a 1 y operando, sale para α el valor:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow 1,85 \cdot 10^{-5} = \frac{0,6^2 \cdot \alpha^2}{0,6 \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{1,85 \cdot 10^{-5}}{0,6}} = 5,55 \cdot 10^{-3} = 0,56 \%$$

Procediendo del mismo modo para la segunda disolución, las concentraciones iniciales y en el equilibrio de las distintas especies son:



Concentración inicial:

$$6 \cdot 10^{-4} \quad 0 \quad 0$$

Concentración equilibrio:

$$6 \cdot 10^{-4} \cdot (1 - \alpha) \quad 6 \cdot 10^{-4} \cdot \alpha \quad 6 \cdot 10^{-4} \cdot \alpha$$

y sustituyendo estos valores de concentración en la constante de ionización del ácido acético y operando, resulta una ecuación de segundo grado:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow 1,85 \cdot 10^{-5} = \frac{(6 \cdot 10^{-4})^2 \cdot \alpha^2}{6 \cdot 10^{-4} \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow 6 \cdot \alpha^2 + 0,185 \cdot \alpha - 0,185 = 0.$$

Resuelta la ecuación sale para α el valor: $\alpha = 0,16125 = 16,125 \%$.

b) Al ser K_a independiente del valor de la concentración de la disolución del ácido, es obvio, según se desprende de la expresión de la constante de acidez, $K_a = \frac{c^2 \cdot \alpha^2}{c \cdot (1 - \alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$, que mientras más pequeña sea la concentración del ácido, su grado de ionización va adquiriendo valores más elevados.

Esto es lógico, pues el grado de ionización indica el número de moléculas ionizadas de cada 100, y como al disminuir la concentración disminuye el número de moléculas de ácido, para mantener el valor de la constante de acidez ha de aumentar la ionización del ácido.

Resultado: a) $\alpha = 0,56 \%$; $\alpha' = 16,125 \%$.