

c) La ecuación de la reacción de neutralización es: $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Se determinan los moles de base y ácido para determinar si la reacción de neutralización es o no completa.

Moles de HCl: $n = M \cdot V = 0,2 \text{ moles} \cdot 0,1 = 0,02 \text{ moles}$;

Moles de KOH: $n' = M' \cdot V' = 0,1 \text{ moles} \cdot 0,2 = 0,02 \text{ moles}$;

La reacción es completa al consumirse los moles de base con los de ácido, por lo que, el pH de la disolución es 7.

CUESTIÓN 5.- Responde a las siguientes cuestiones:

a) **Nombra los siguientes compuestos:**

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$; $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$;

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$; $\text{CH}_3 - \text{COOH}$

b) **Formula los siguientes compuestos:**

Butil metil amina; Etil propil éter; 2-buteno; 4-metil-1-hexanol.

Solución:

a) 2,6-nonen-4-ino; pentanal; 3-hexanona; ácido acético.

b) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH} - \text{CH}_3$; $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$;
 $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$; $\text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$.

BLOQUE B

CUESTIÓN 1.- Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) **Ordena de menor a mayor tamaño las siguientes especies químicas: Na^+ , Ne, O^{2-} , Mg^{2+} y F^- .**

b) **Define primera energía de ionización y asigna los siguientes valores expresados en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$: 496; 738; 1314 y 1681 a los elementos F, Mg, Na y O.**

Solución:

a) La configuración electrónica de los iones que se proponen es:

Na^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$; Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$; O^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6$; Mg^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6$;

F^- : $1s^2 2s^2 2p^6$.

Es el radio atómico una propiedad periódica que disminuye al avanzar en un período, de izquierda a derecha, y aumenta al bajar en un grupo. La disminución del radio atómico al avanzar en un período se debe a que, al ir aumentando la carga nuclear y situarse el electrón diferenciador en el mismo nivel energético, la fuerza atractiva núcleo-electrón más externo va aumentando y se produce una contracción del volumen atómico y, por tanto, una disminución del radio.

El aumento al bajar en un grupo se debe a que, a pesar de aumentar la carga nuclear del átomo, los electrones se van situando en niveles cada vez más alejados del núcleo, lo que provoca una disminución de la fuerza atractiva núcleo-último electrón y se produce una dilatación del volumen atómico, es decir, un aumento del radio atómico.

Los cationes, por contener menos electrones que el átomo neutro, presentan una mayor fuerza nuclear sobre el último electrón, disminuyendo su radio a medida que crece su carga positiva.

Los aniones, con más electrones que el átomo neutro, presentan un mayor apantallamiento sobre el último electrón, disminuyendo la fuerza atractiva del núcleo sobre éste, aumentando su radio a medida que aumenta su carga negativa.

Luego, por ser todos los iones isoelectrónicos, misma configuración, los de menor radio son los cationes, excepto el átomo neutro (el más a la derecha en su período) y los de mayor radio los aniones, es decir, $\text{Mg}^{2+} < \text{Ne} < \text{Na}^+ < \text{O}^{2-} < \text{F}^-$.

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

Esta es una propiedad periódica que aumenta al avanzar en un período, de izquierda a derecha, y disminuye al bajar en un grupo. El aumento en los períodos se debe a que al avanzar en él, el electrón que se va ganando, electrón diferenciador, se sitúa en el mismo nivel energético, y como el núcleo va

incrementando también su carga positiva con un protón por cada lugar que se avanza, la fuerza atractiva núcleo-electrón es cada vez más intensa, necesiándose por ello, más energía para arrancar el último electrón al avanzar en un período.

La disminución en un grupo se debe a que, aunque aumenta la carga nuclear al bajar en el grupo, el último electrón se sitúa cada vez en un orbital más alejado, siendo la fuerza atractiva núcleo-electrón más externo cada vez más débil, necesiándose por ello menos energía para arrancarlo.

De lo expuesto se deduce que los $495 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ corresponden al sodio, los $738 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ al magnesio, los $1.314 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ al oxígeno y los $1.681 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ al flúor.

PROBLEMA 3.- Se dispone de 500 kg de mineral con una riqueza del 20 % de CuCO_3 . Se hace reaccionar este mineral con 100 litros de una disolución acuosa de ácido nítrico de densidad $1,39 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ y riqueza del 65 %, formándose $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Calcula:

- La concentración molar del ácido nítrico.
- ¿Qué reactivo queda en exceso?
- ¿Qué cantidad de nitrato de cobre (II), expresada en kg, se ha formado si el rendimiento del proceso es del 86 %?

Solución:

a) La ecuación química correspondiente a la reacción propuesta es:



Para 1 L de disolución del ácido, su concentración molar es:

$$1,39 \frac{\text{g disoluc.}}{\text{mL disoluc.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disoluc.}}{1 \text{ L disoluc.}} \cdot \frac{65 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g disoluc.}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HCl}} = 14,34 \text{ M}$$

b) Para conocer que reactivo se encuentra en exceso hay que determinar los moles que se utiliza de cada uno de ellos.

$$\text{Moles de CuCO}_3: 500 \text{ Kg mineral} \cdot \frac{1.000 \text{ g mineral}}{1 \text{ Kg mineral}} \cdot \frac{20 \text{ g CuCO}_3}{100 \text{ g mineral}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuCO}_3}{123,5 \text{ g CuCO}_3} = 809,72;$$

$$\text{Moles HNO}_3: n = M \cdot V = 14,34 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 100 \text{ L} = 1.434 \text{ moles}$$

Al reaccionar 1 mol de carbonato de cobre (II) con 2 moles de ácido nítrico, se deduce que se consumen de carbonato de cobre (II) la mitad de moles que de ácido, 717 moles, lo que indica que el carbonato es el reactivo en exceso, concretamente $809,72 - 717 = 92,72$ moles.

c) Al producirse el mismo número de moles de nitrato de cobre (II) que de carbonato de cobre (II) consumidos, se comprende que se han formado 717,72 moles de nitrato, que pasados a gramos son:

$$717,72 \text{ moles} \cdot \frac{125,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{86}{100} = 77.463,52 \text{ g} = 77,46 \text{ Kg}$$

Resultado: a) 14,34 M; b) El CuCO_3 ; c) 77,46 Kg.

CUESTIÓN 5.- Se construye una pila galvánica con los siguientes electrodos a 25°C :

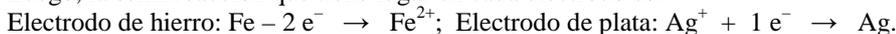
- Una barra de hierro sumergida en una disolución 1 M de iones Fe^{2+} .
 - Una barra de plata sumergida en una disolución 1 M de iones Ag^+ .
- Escribe las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo y la reacción iónica global.
 - ¿Qué electrodo actúa como ánodo? ¿Cuál es la especie oxidante?
 - En estas condiciones, calcula la fuerza electromotriz inicial de la pila.

DATOS: $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44$ voltios; $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80$ voltios

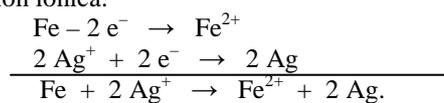
Solución:

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.

Luego, la semirreacción que tiene lugar en cada electrodo es:



Multiplicando por 2 la semirreacción del electrodo de plata y sumando ambas, se tiene la reacción iónica:



b) Como ánodo actúa el electrodo de hierro, el de potencial estándar de reducción negativo. La especie oxidante es la que provoca la oxidación de otra reduciéndose ella. El ión Ag^+ es la especie oxidante por oxidar al Fe metálico a ión Fe^{2+} reduciéndose él a Ag metálica.

c) La fuerza electromotriz de la pila se obtiene de la expresión: $E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = 0,80 \text{ V} - (-0,44) \text{ V} = 1,24 \text{ V}$.

Resultado: c) 1,24 V.