

BLOQUE PRIMERO.-

CUESTIÓN 1.- La configuración electrónica de un elemento es: $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$.

- ¿Se trata de un metal o un no metal? ¿A qué grupo y período de la tabla periódica pertenece y cuál es su símbolo?
- Indica dos elementos que tengan mayor energía de ionización que él dentro de su grupo.
- Formula un compuesto iónico y otro covalente en los que intervenga este elemento.

Solución:

a) Por poseer 7 electrones en su nivel de valencia se trata de un no metal, concretamente de un elemento halógeno. Pertenece al período 5º (número cuántico principal $n = 5$), grupo 17 (12 + número de electrones 5p, 5). Su símbolo es I.

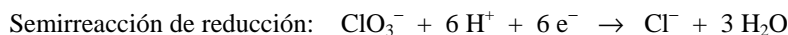
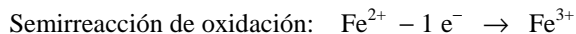
b) En un grupo la energía de ionización disminuye al bajar en él pues, aunque aumenta la carga nuclear, el electrón se sitúa en niveles más alejados del núcleo disminuyendo la fuerza atractiva núcleo-electrón más externo y, en consecuencia se necesita aplicar menos energía para ionizar un átomo del elemento. Por ello, dos elementos con mayor energía de ionización que el yodo son el bromo y cloro.

c) Un compuesto iónico puede ser el yoduro de sodio, NaI, y uno covalente el tetrayoduro de carbono, Cl_4 .

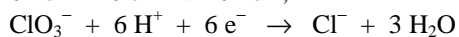
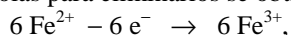
CUESTIÓN 3.- En disolución ácida el clorato potásico, $KClO_3$, oxida al cloruro de hierro (II) a cloruro de hierro (III), quedando él reducido a cloruro de potasio y agua. Ajusta la reacción por el método del ión-electrón y calcula el número de electrones transferido.

Solución:

Las semirreacciones de oxidación-reducción son:



Multiplicando la semirreacción de oxidación por 6 para igualar los electrones intercambiados y sumándolas para eliminarlos se obtiene la ecuación iónica global ajustada:



$6 Fe^{2+} + ClO_3^- + 6 H^+ \rightarrow 6 Fe^{3+} + Cl^- + 3 H_2O$, y llevando estos coeficientes a la ecuación molecular, aparece esta ajustada: $6 Cl_2Fe + KClO_3 + 6 HCl \rightarrow 6 Cl_3Fe + KCl + 3 H_2O$.

En la reacción ha habido una transferencia de 6 electrones

CUESTIÓN 6.- Nombra o formula los compuestos: HIO , $CrBr_3$, Cu_2O , $CH_2=CH-CH(CH_3)-CH_3$, CH_3-CH_2-COOH , clorato de hierro (II), fluoruro de plata, hidróxido de bario, metilbenceno, 2,5-dimetilhexano, 1,2-dicloroeteno.

Solución:

Ácido hipoyodoso; Bromuro de cromo (III); Óxido de cobre (I); 3-metil-1-buteno;

Ácido propanoico; $Fe(ClO_3)_2$; AgF ; $Ba(OH)_2$; $C_6H_5CH_3$;

$CH_3CH(CH_3)CH_2CH_2CH(CH_3)CH_3$; $CHCl=CHCl$.

BLOQUE SEGUNDO.-

PROBLEMA 1.- El pH de una disolución 0,05 M de $Th(ClO_4)_4$ es 2,8:

- Calcula la constante de hidrólisis para la reacción $Th^{4+} + H_2O \rightleftharpoons ThOH^{3+} + H^+$.
- ¿Cuál es la $[ThOH^{3+}]$ en el equilibrio?

Solución:

a) Si el pH de la disolución es 2,8, la concentración de protones en el equilibrio es: $[H^+] = 10^{-2.8} = 10^{0.2} \cdot 10^{-3} = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, y que según la estequiometría de la reacción de hidrólisis, es también la concentración del ión ThOH^{3+} , mientras que la de Th^{4+} es la inicial (la sal en disolución se encuentra totalmente dissociada) menos la de protones, es decir, $[\text{Th}^{4+}] = 0,05 \text{ M} - 0,00158 \text{ M} = 0,0484 \text{ M}$ y llevando estos valores a la constante de equilibrio (ácida), que coincide con el valor de K_h , resulta para ésta el valor: $K_a = K_h = \frac{[\text{ThOH}^{3+}] \cdot [H^+]}{[\text{Th}^{4+}]} = \frac{1,58^2 \cdot 10^{-6}}{0,0484} = 5,18 \cdot 10^{-5}$.

b) $[\text{ThOH}^{3+}]$ es la misma que la de protones, es decir, $[\text{ThOH}^{3+}] = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

Resultado: a) $K_h = 5,18 \cdot 10^{-5}$; b) $[\text{ThOH}^{3+}]_{\text{eq}} = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

BLOQUE PRIMERO.-

PROBLEMA 3.- Para la pila formada por un electrodo de cobre, $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$, y otro de cinc, $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$:

- Calcula la f.e.m de la pila.
- ¿Cuál sería el polo positivo de la pila? Justifica la respuesta.
- Cuántos gramos de cobre se depositarán de una disolución de sulfato de cobre (II) acidulada, por la que pasa una corriente de 10 amperios durante 1 hora.

DATOS: $A_r (\text{Cu}) = 63,54 \text{ u}$; $1 \text{ F} = 96.500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución:

a) La f.e.m. de la pila se obtiene de la expresión $E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$, y sabiendo que actúa como ánodo el electrodo de potencial estándar de reducción más negativo o menos positivo, y de cátodo el de valor más positivo o menos negativo, el potencial de la pila es: $E^\circ_{\text{pila}} = 0,34 \text{ V} - (-0,76) \text{ V} = 1,1 \text{ V}$.

b) El polo positivo de toda pila voltaica o electroquímica es el cátodo, en este caso el electrodo de cobre.

c) La masa de cobre depositada en el cátodo es:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{63,54 \text{ g} \cdot \cancel{\text{mol}^{-1}} \cdot 10 \text{ A} \cdot 3600 \cancel{\text{ s}}}{2 \cdot 96.500 \cancel{\text{ C}} \cdot \cancel{\text{mol}^{-1}}} = 11,85 \text{ g de cobre.}$$

Resultado: a) $E^\circ_{\text{pila}} = 1,1 \text{ V}$; b) $11,85 \text{ g Cu}$.