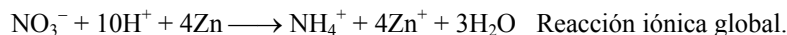
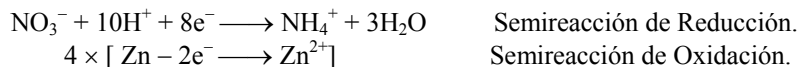
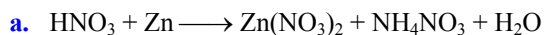
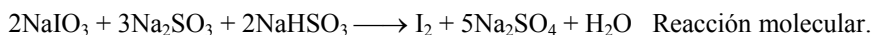
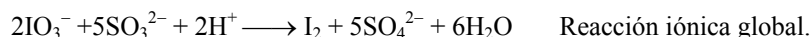
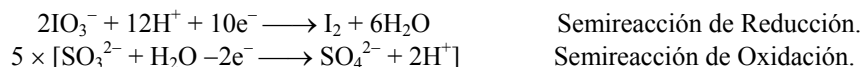


1. Ajustar las siguientes reacciones redox por el método ión-electrón



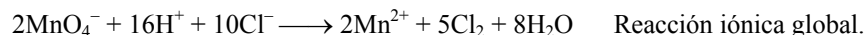
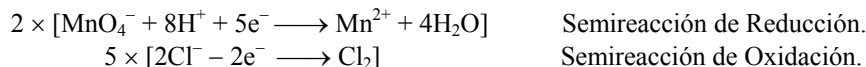
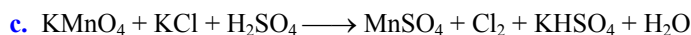
Oxidante: HNO_3 . Eq-gr = 63/8

Reductor: Zn . Eq-gr = 65/2



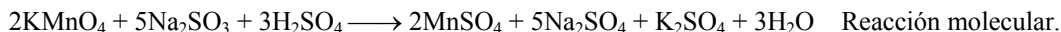
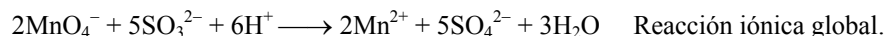
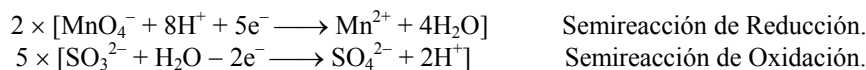
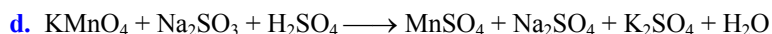
Oxidante: NaIO_3 . Eq-gr = 198/5

Reductor: Na_2SO_3 Eq-gr = 126/2



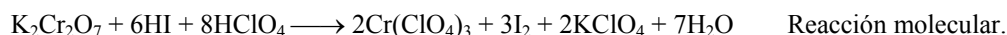
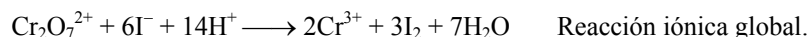
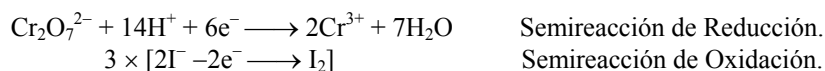
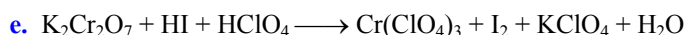
Oxidante: KMnO_4 . Eq-gr = 158/5

Reductor: KCl . Eq-gr = 74'5/2



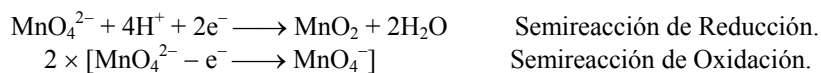
Oxidante: KMnO_4 . Eq-gr = 158/5

Reductor: Na_2SO_3 . Eq-gr = 126/2



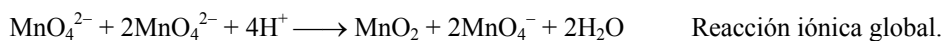
Oxidante: $K_2Cr_2O_4$. Eq-gr = 246/6

Reductor: HI. Eq-gr = 128/1

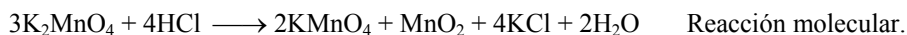


Semireacción de Reducción.

Semireacción de Oxidación.



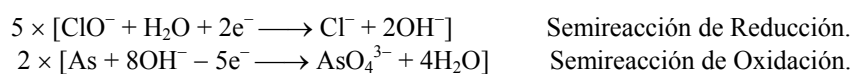
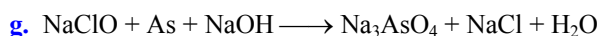
Reacción iónica global.



Reacción molecular.

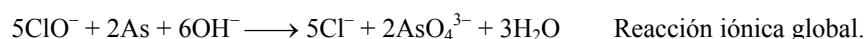
Oxidante: K_2MnO_4 . Eq-gr = 197/2

Reductor: K_2MnO_4 . Eq-gr = 197/1

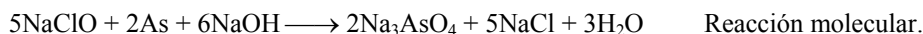


Semireacción de Reducción.

Semireacción de Oxidación.



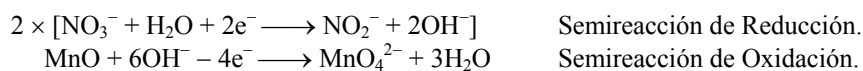
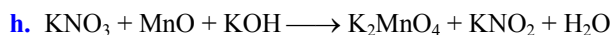
Reacción iónica global.



Reacción molecular.

Oxidante: NaClO. Eq-gr = 74'5/2

Reductor: As. Eq-gr = 75/5

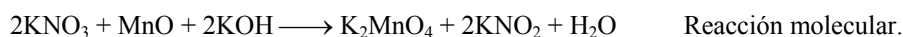


Semireacción de Reducción.

Semireacción de Oxidación.



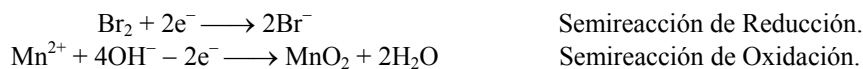
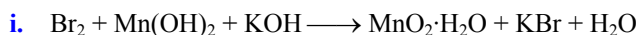
Reacción iónica global.



Reacción molecular.

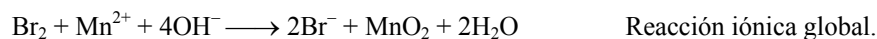
Oxidante: KNO_3 . Eq-gr = 101/2

Reductor: MnO. Eq-gr = 71/4

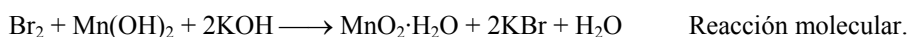


Semireacción de Reducción.

Semireacción de Oxidación.



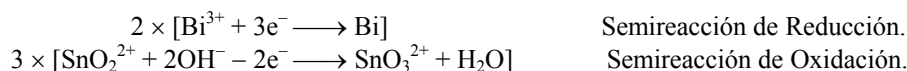
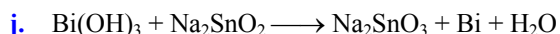
Reacción iónica global.



Reacción molecular.

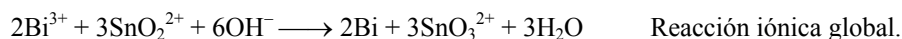
Oxidante: Br_2 . Eq-gr = 160/2

Reductor: $Mn(OH)_2$. Eq-gr = 89/2

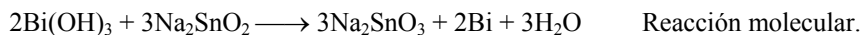


Semireacción de Reducción.

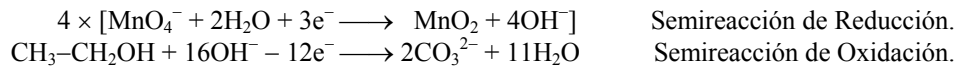
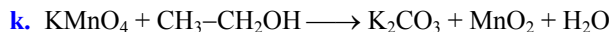
Semireacción de Oxidación.



Reacción iónica global.

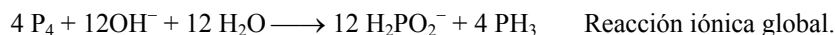
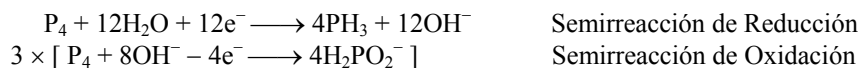
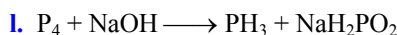


Oxidante: $\text{Bi}(\text{OH})_3$. Eq-gr = 260/3 ; Reductor: Na_2SnO_2 . Eq-gr = 197'7/2



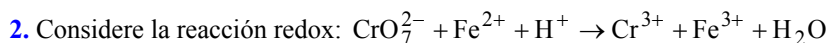
Oxidante: KMnO_4 . Eq-gr = 158/3

Reductor: Na_2SnO_2 . Eq-gr = 36/12



Oxidante: P_4 . Eq-gr = 123'6/12

Reductor: P_4 . Eq-gr = 123'6/4



a) ¿Qué especie es el oxidante y a qué se reduce? ¿Pierde o gana electrones?

Solución.

El dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) es la especie oxidante y se reduce a ión Cr^{3+} . Gana 6 electrones para transformar el Cr^{6+} presente en Cr^{3+} .

b) ¿Qué especie es el reductor y a qué se oxida? ¿Pierde o gana electrones?

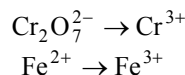
Solución.

El ión ferroso (Fe^{2+}) es el reductor y se oxida a ión férrico (Fe^{3+}). Pierde un electrón.

c) Ajuste por el método del ión-electrón la reacción molecular entre FeSO_4 y $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en presencia de ácido sulfúrico, para dar $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ y $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, entre otras sustancias.

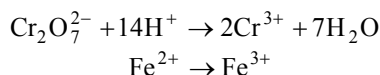
Solución.

El proceso se puede dividir en dos semireacciones

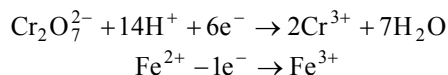


Que se ajusta por separado. Se hace el ajuste teniendo en cuenta que se trabaja en medio ácido.

1. Se ajustan las masas:

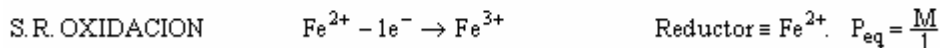
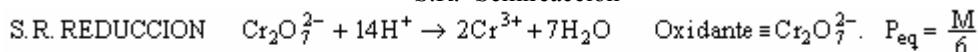


2. se ajustan las cargas:

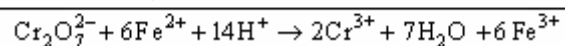
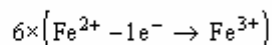
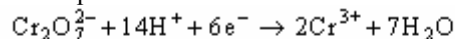


3. Hechos los ajustes de carga y masa se identifican los procesos y los agentes.

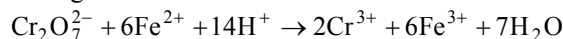
S.R.≡Semireacción



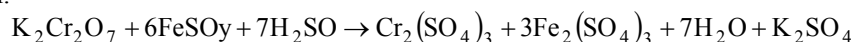
4. Se combinan las ecuaciones para eliminar entre dos los electrones.



Obteniendo la reacción iónica global.



5. Teniendo en cuenta las sales y ácidos presentes en el medio, se formula la reacción molecular global.

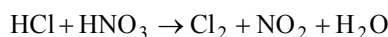


3. Un método de obtención de cloro gaseoso se basa en la oxidación del ácido clorhídrico con ácido nítrico, produciéndose simultáneamente dióxido de nitrógeno y agua.

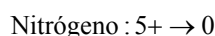
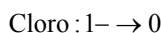
- a) Escriba la reacción ajustada por el método del ión-electrón.

Solución.

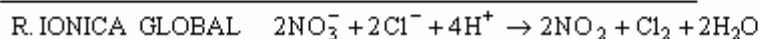
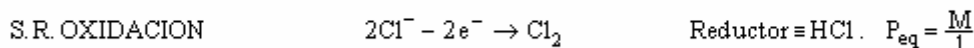
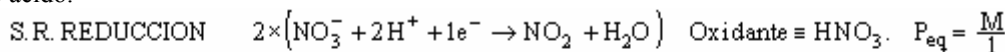
Se plantea un proceso de obtención del cloro que responde a la siguiente ecuación química sin ajustar.



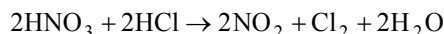
En el transcurso del proceso, hay dos elementos (cloro y nitrógeno) que modifican su valencia al pasar de reactivos o productos:



Lo cual indica que es un proceso de oxidación reducción y se ajusta empleando el método: ión-electrón en medio ácido.



Teniendo en cuenta las sales y ácidos presentes en el medio, se formula la reacción molecular global.



- b) Determine el volumen de cloro obtenido, a 25°C y 1 atm, cuando se hacen reaccionar 500 ml de una disolución 2 M de HCl con ácido nítrico en exceso, si el rendimiento de la reacción es de un 80%.

Solución.

Por estequiometría se establece la relación entre el HCl y el Cl₂

$$\frac{\text{Cl}_2}{\text{HCl}} = \frac{1}{2} ; n(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2} n(\text{HCl})$$

$$n(\text{HCl}) = V \cdot M = 0.5\text{L} \cdot 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1\text{mol}$$

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2} \cdot 1 = \frac{1}{2}$$

Conocidos los moles de cloro, se calcula el volumen teórico del cloro con la ecuación gases ideales.

$$v = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{\frac{1}{2} \cdot 0.082 \cdot 298}{1} = 12.2 \text{ L}$$

El volumen real se obtiene a partir del dato del rendimiento.

$$V_R = V_T \cdot \frac{R}{100} = 12'2 \cdot \frac{80}{100} = 9'77 \text{ L}$$

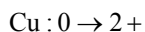
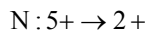
4. (Septiembre 1999) Considere la reacción: $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \leftrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$.

Datos: Masas atómicas: Cu = 63'5; O = 16; N = 14; H = 1, R = 0'082 atm¹ mol⁻¹ K⁻¹.

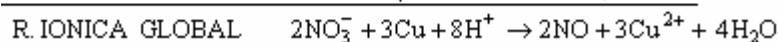
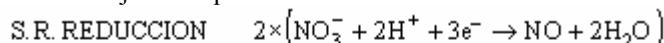
a) Ajuste la reacción por el método ión-electrón.

Solución.

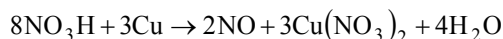
Los elementos que varían su valencia son:



La semireacciones ajustadas por el método ión- electrón en medio ácido son:



Teniendo en cuenta las sales y ácidos presentes en el medio, se formula la reacción molecular global.



b) Calcule los pesos equivalentes de HNO_3 y Cu^{2+} .

Solución.

$$\text{Oxidante: HNO}_3 \quad \text{P}_{\text{eq}} = \frac{M}{3} = \frac{63}{3} = 21 \text{ gr/ Eq-gr}$$

$$\text{Reductor: Cu} \quad \text{P}_{\text{eq}} = \frac{M}{2} = \frac{63'5}{2} = 31'75 \text{ gr/ Eq-gr}$$

c) ¿Qué volumen de NO (medio a 1 atmósfera y 273 K) se desprenderá si se oxidan 2'50 g de cobre metálico?

Solución.

Se puede hacer de dos formas:

I) Volumetría Red-Ox. En el punto de equivalencia se debe de cumplir:

$$n^{\circ} \text{eq-gr}(\text{Cu}) = n^{\circ} \text{eq-gr}(\text{NO}) \quad : \quad \frac{m(\text{Cu})}{\text{P}_{\text{eq}}(\text{Cu})} = \frac{m(\text{NO})}{\text{P}_{\text{eq}}(\text{NO})}$$

teniendo en cuenta:

$$\left. \begin{array}{l} \text{P}_{\text{eq}}(\text{NO}) = \frac{M(\text{NO})}{v} \\ \frac{m(\text{NO})}{M(\text{NO})} = n(\text{NO}) \end{array} \right\} : \frac{m(\text{Cu})}{\text{P}_{\text{eq}}(\text{Cu})} = n(\text{NO}) \cdot v$$

$$n(\text{NO}) = \frac{m(\text{Cu})}{v(\text{NO}) \cdot \text{P}_{\text{eq}}(\text{Cu})} = \frac{2,5}{3 \cdot 31'75} = 0'026$$

Conocido el número de moles de monóxido de nitrógeno se calcula el volumen mediante la ecuación de gases ideales.

$$V(\text{NO}) = \frac{n(\text{NO}) \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'026 \cdot 0'082 \cdot 273}{1} = 0'588 \text{ L}$$

II) Mediante las relaciones estequiométricas entre el Cu y el NO.

$$\frac{\text{NO}}{\text{Cu}} = \frac{2}{3} ; n(\text{NO}) = \frac{2}{3} n(\text{Cu}) = \frac{2}{3} \cdot \frac{2'5}{63'5} = 0'026$$

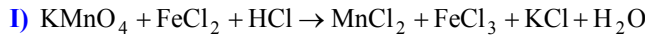
Se obtiene el mismo número de moles que los calculados por el 1º método, por lo tanto también coincide el volumen de cloro

5. Dados los equilibrios:

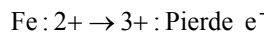
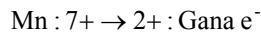


a) Ajuste ambas reacciones.

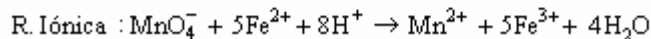
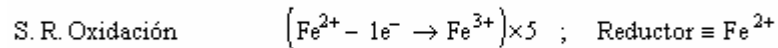
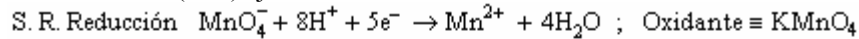
Solución.



Elementos que varían su valencia:



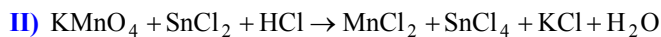
Las semireacciones (S.R.) ajustadas en medio ácido son:



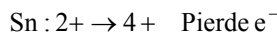
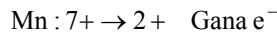
Por tanteo a partir de la iónica se obtiene la reacción molecular:



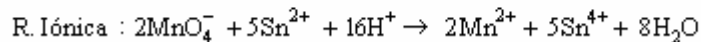
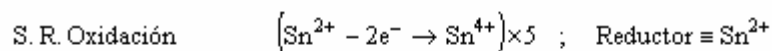
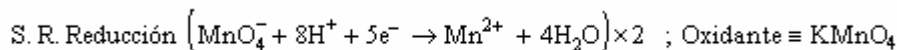
$$P_{\text{eq}}(\text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5} = \frac{158}{5} = 31'6 \text{ gr/eq} \quad P_{\text{eq}}(\text{FeCl}_2) = \frac{M(\text{FeCl}_2)}{1} = \frac{127}{1} = 127 \text{ gr/eq}$$



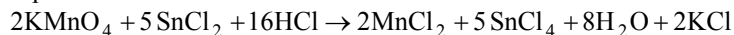
Elementos que cambian la valencia:



Las semireacciones ajustadas en medio ácido son:



Por tanteo a partir de la iónica se obtiene la reacción molecular:



$$P_{\text{eq}}(\text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5} = \frac{158}{5} = 31'6 \text{ gr/eq} \quad P_{\text{eq}}(\text{SnCl}_2) = \frac{M(\text{SnCl}_2)}{2} = \frac{189'7}{2} = 94'85 \text{ gr/eq}$$

b) Calcule el volumen de KMnO_4 0,1 M necesario para oxidar el Fe^{2+} y el Sn^{2+} contenidos en 10 g de una muestra que contiene partes iguales en peso de sus cloruros.

Solución.

El volumen de KMnO_4 pedido es la suma de los volúmenes empleados para la oxidación de Fe^{2+} y Sn^{2+} presente en la disolución. Los moles de KMnO_4 se puede calcular por equivalentes red-ox o por estequiometria.

Por equivalentes red-ox. Para el Fe^{2+} , en el punto de equivalencia se cumple:

$$n^\circ \text{ eq - gr (oxidante)} = n^\circ \text{ eq - gr (reductor)}$$

$$N(\text{KMnO}_4) \cdot V_1 = \frac{m(\text{FeCl}_2)}{P_{\text{eq}}(\text{FeCl}_2)} \quad (1)$$

La normalidad de permanganato se obtiene a partir de la relación

$$N = M \cdot v$$

$$N(\text{KMnO}_4) = M(\text{KMnO}_4) \cdot v_{\text{Red-ox}} = 0'1 \cdot 5 = 0'5 \text{ eq/L}$$

La masa del cloruro de ferroso se obtiene del enunciado.

$$\left. \begin{array}{l} m(\text{FeCl}_2) = m(\text{SnCl}_2) \\ m(\text{FeCl}_2) + m(\text{SnCl}_2) = 10 \end{array} \right\} : m(\text{FeCl}_2) = m(\text{SnCl}_2) = 5 \text{ gr}$$

Sustituyendo en la igualdad (1)

$$0'5 \cdot V_{\text{Ox}} = \frac{5}{127} \rightarrow V_{\text{Ox}} = 0'079 \text{ L} = 79 \text{ mL}$$

Para el Sn^{2+} . Al igual que en el caso anterior

$$n^\circ \text{ eq - gr (OX)} = n^\circ \text{ eq - g (Red)}$$

$$n^\circ \text{ eq - g (KMnO}_4) = n^\circ \text{ eq - g (SnCl}_2)$$

$$N(\text{KMnO}_4) \cdot V_2 = \frac{m(\text{SnCl}_2)}{P_{\text{eq}}(\text{SnCl}_2)} \quad (2)$$

conocidos todos los valores se sustituyen en la igualdad (2)

$$\left. \begin{array}{l} N(\text{KMnO}_4) = 0'5 \text{ eq/L} \\ m(\text{SnCl}_2) = 5 \text{ gr} \\ P_{\text{eq}}(\text{SnCl}_2) = 94'85 \text{ gr/eq} \end{array} \right\} : 0'5 \cdot V'_{\text{Ox}} = \frac{5}{94'85} \rightarrow V'_{\text{Ox}} = 0'105 \text{ L} = 105 \text{ mL}$$

El volumen total será la suma de los dos volúmenes.

$$V_T = 79 + 105 = 184 \text{ mL}$$

Por estequiometría.

El n° moles de KMnO_4 necesarios para oxidar todos los cationes hierro(II) y estaño(II) contenidos en la disolución es:

$$\frac{\text{KMnO}_4}{\text{FeCl}_2} = \frac{1}{5}; n_1(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5} \cdot n(\text{FeCl}_2) = \frac{1}{5} \cdot \frac{m(\text{FeCl}_2)}{M(\text{FeCl}_2)} = \frac{1}{5} \cdot \frac{5}{127} = 0'079$$

$$\frac{\text{KMnO}_4}{\text{SnCl}_2} = \frac{2}{5}; n_2(\text{KMnO}_4) = \frac{2}{5} \cdot n(\text{SnCl}_2) = \frac{2}{5} \cdot \frac{m(\text{SnCl}_2)}{M(\text{SnCl}_2)} = \frac{2}{5} \cdot \frac{5}{189'7} = 0'0105$$

$$n_T(\text{KMnO}_4) = n_1 + n_2 = 0'0184$$

Conociendo los moles totales y la molaridad, se calcula el volumen de la disolución de KMnO_4 .

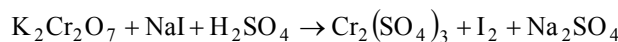
$$M = \frac{n}{V} \rightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{0'0184}{0'1} = 0'184 \text{ L}$$

$$V = 184 \text{ mL}$$

6. El dicromato potásico oxida al yoduro sódico en medio ácido sulfúrico y se origina sulfato sódico, sulfato de cromo (III) y yodo. ¿De qué normalidad será una disolución de yoduro sódico, sabiendo que 30 mL de la misma necesitan para su oxidación 60 mL de una disolución de dicromato potásico, que contiene 49 g/l de dicromato potásico?

Datos: Masas atómicas K = 39, Cr = 52, O = 16, I = 127

Solución.



El problema se puede resolver sin necesidad de ajustar la reacción. Teniendo en cuenta que en el punto de equivalencia de una reacción red-ox debe cumplir que:

$$n^\circ \text{ eq} - \text{gr}(\text{OX}) = n^\circ \text{ eq} - \text{gr}(\text{Red})$$

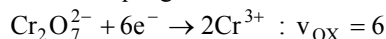
En disolución, esta igualdad se transforma en:

$$N_{\text{OX}} \cdot V_{\text{OX}} = N_{\text{Red}} \cdot V_{\text{Red}}$$

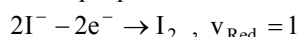
La normalidad se puede relacionar con la molaridad por la igualdad $N = M \cdot v$. Sustituyendo en la expresión anterior.

$$M_{\text{OX}} \cdot v_{\text{OX}} \cdot V_{\text{OX}} = M_{\text{Red}} \cdot v_{\text{Red}} \cdot V_{\text{Red}} \quad (1)$$

Oxidante: átomo ó grupo de átomos que gana e⁻.



Reductor: átomo ó grupo de átomos que pierde e⁻.



Del enunciado se extraen todos los datos restantes necesarios

$$M_{\text{OX}} = M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{49 \text{ gr/ml}}{294 \text{ gr/ml}} = 0,1667$$

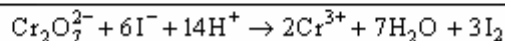
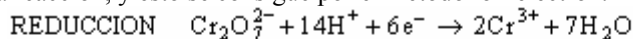
$$V_{\text{OX}} = 60 \text{ mL} = 60 \times 10^{-3} \text{ L} \quad V_{\text{Red}} = 30 \text{ mL} = 30 \times 10^{-3} \text{ L}$$

Sustituyendo los datos en (1).

$$0,1667 \cdot 6 \cdot 60 \times 10^{-3} = M(\text{NaI}) \cdot 1 \cdot 30 \times 10^{-3}$$

$$M(\text{NaI}) = 2 \text{ ml/l}$$

Otra forma de resolver el problema, es por relaciones estequiométricas. Para ello es necesario ajustar la reacción, y esto se consigue por el método ión-electrón.



Mediante la reacción iónica se puede obtener las reacciones estequiométricas entre el oxidante ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) y el reductor (NaI).

$$\frac{\text{NaI}}{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{6}{1} \Rightarrow n(\text{NaI}) = 6 \cdot n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$$

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)} = \frac{49 \cdot \frac{9}{1} \cdot 60 \cdot 10^{-3} \text{ l}}{299 \text{ gr/mol}} = 0,01$$

$$n(\text{NaI}) = 6 \cdot 0,01 = 0,06$$

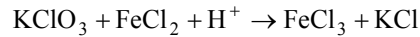
Conocido el nº de moles y el volumen se calcula la concentración.

$$M(\text{NaI}) = \frac{n(\text{NaI})}{V} = \frac{0,06}{30 \cdot 10^{-3}} = 2 \text{ mol/l}$$

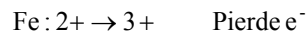
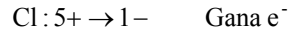
7. En medio ácido, el clorato potásico reacciona con cloruro de hierro (II) para dar cloruro de hierro (III) y cloruro potásico. Ajuste la reacción completa por el método del ión-electrón y calcule los pesos equivalentes del oxidante y del reductor.

Datos: Masas atómicas: Cl = 35'5; O = 16; K = 39; Fe = 55'8

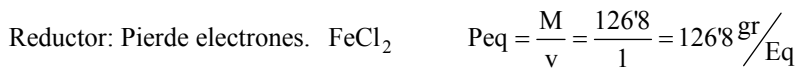
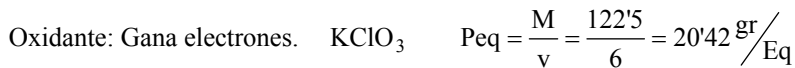
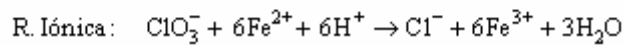
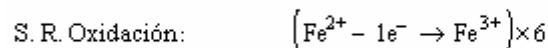
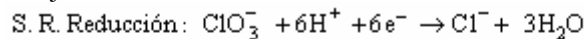
Solución.



Elementos que varían su valencia

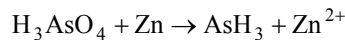


Semireacciones ajustadas en medio ácido

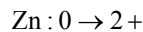
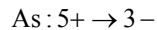


8. Escriba y ajuste la reacción de reducción de ácido arsénico (H_3AsO_4) a arsina (AsH_3) por cinc metálico, oxidándose este a Zn (II).

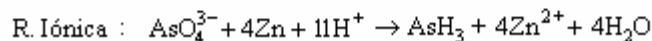
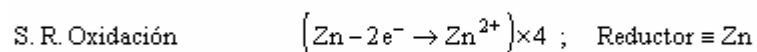
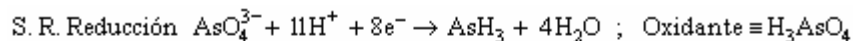
Solución.



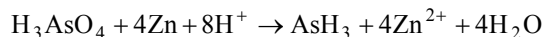
Elementos que cambian de valencia:



Semireacciones ajustadas en medio ácido.



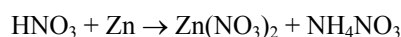
Por tanteo se obtiene la molecular



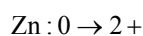
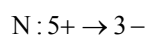
9. La reacción entre el ácido nítrico y el cinc metálico conduce a la formación de nitrato de zinc (II) y nitrato amónico en disolución acuosa.

a) Escriba y ajuste la reacción

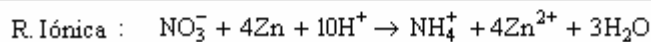
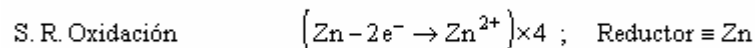
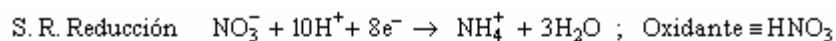
Solución.



Elementos que cambian de valencia:



Semireacciones ajustadas en medio ácido:



Reacción molecular. Puesto que en la reacción hacen falta 10 protones (H^+), se ajustan poniendo 10 moléculas de ácido nítrico. Teniendo en cuenta que de las diez solo una se reduce a ión amonio, quedando las otras nueve para formar sales.



b) Calcule el volumen de ácido nítrico de densidad 1,25 g/mL y 25% de riqueza en peso que se necesita para disolver 5 g de cinc.

DATOS: Masas atómicas, Zn = 65,4; O = 16; N = 14; H = 1

Solución.

En este caso no es posible hacer este cálculo por la igualdad entre equivalentes, ya que la relación estequiométrica entre el ácido nítrico y el zinc no coincide con la relación entre sus valencias, debido a que el oxidante es un ácido y también se usa como generador de protones.

Por la estequiometría de la reacción.

$$\frac{\text{HNO}_3}{\text{Zn}} = \frac{10}{4}; \quad n(\text{HNO}_3) = \frac{5}{2} n(\text{Zn}) = \frac{5}{65,4} = 0,191 \text{ moles}$$

Conocidos los moles de HNO_3 puro se calcula la masa en gramos.

$$m(\text{HNO}_3) = n \cdot M = 0,191 \cdot 63 = 12,041 \text{ gr} = m(s)$$

Con las especificaciones comerciales del ácido, se calcula el volumen.

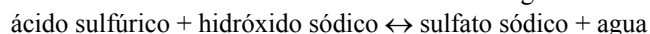
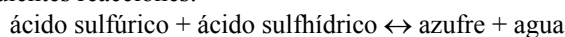
1. Mediante la riqueza se calcula la masa de la disolución.

$$m(s) \xrightarrow{R = \frac{m(s)}{m(d+s)} \cdot 100} m(d+s) = \frac{m(s)}{R} \cdot 100 = 48,165 \text{ gr}$$

2. Conocida la masa de la disolución y la densidad, se calcula el volumen.

$$m(s) \xrightarrow{d = \frac{m(d+s)}{V}} V = \frac{m(d+s)}{d} = 38,5 \text{ mL}$$

10. Dadas las siguientes reacciones:

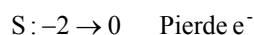
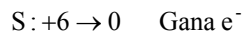


a) Ajuste ambas reacciones y calcule el peso equivalente del ácido sulfúrico en cada una de ellas.

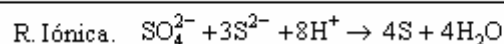
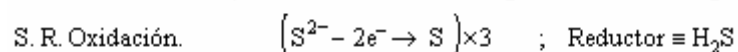
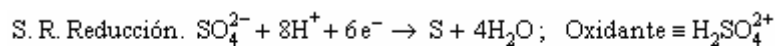
Solución.



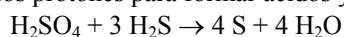
Elementos que cambian de valencia.



Semireacciones ajustadas en medio ácido.



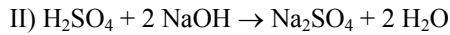
Los aniones se ajustan con los protones para formar ácidos y se obtiene la reacción molecular.



$P_{eq} = \frac{M}{v}$: Masa necesaria para que se produzcan el número de Avogadro de reacciones elementales.

Para la reacción de reducción del ácido sulfúrico a Azufre elemental, por ser un proceso red-ox, la valencia en el número de electrones que se transfiere.

$$P_{eq}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M}{v} = \frac{98}{6} = 18\bar{3} \text{ gr/Eq}$$



Reacción de neutralización ácido-base. La valencia del ácido sulfúrico en este tipo de reacciones es el número de protones que puede ceder ($v = 2$).

$$P_{eq}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{2} = 49 \text{ gr/Eq}$$

b) Calcule cuantos gramos de hidróxido sódico reaccionarán con un equivalente de ácido sulfúrico.

DATOS: S = 32, Na = 23, O = 16, H = 1

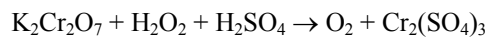
Solución.

$$\begin{aligned} n^\circ \text{ eq} - \text{gr}(\text{ácido}) &= n^\circ \text{ eq} - \text{gr}(\text{base}) \\ 1 &= \frac{m(\text{NaOH})}{\text{Eq} - \text{gr}(\text{NaOH})} = \frac{m(\text{NaOH})}{\frac{M(\text{NaOH})}{v(\text{ácida})}} = \frac{m}{\frac{40}{1}} \Rightarrow m = 40\text{gr} \end{aligned}$$

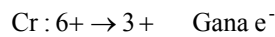
11. El dicromato potásico, en medio ácido sulfúrico, oxida al peróxido de hidrógeno formando oxígeno y reduciéndose a cromo (III)

a) Ajuste por el método del ión electrón la reacción que tiene lugar.

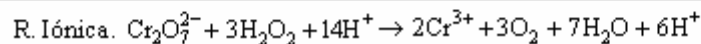
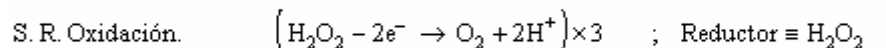
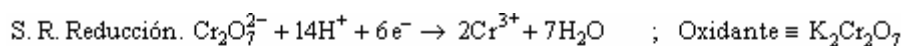
Solución.



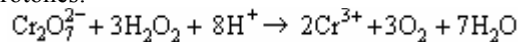
Los elementos que cambian de valencia son:



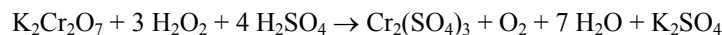
Semireacciones ajustadas en medio ácido.



Simplificando los protones:



Su forma molecular en medio ácido sulfúrico es:



b) Calcule el peso equivalente del dicromato potásico y del peróxido de hidrógeno en esta reacción.

DATOS: Masas atómicas: Cr = 52; O = 16; H = 1; K = 39

Solución.

Peso equivalente. Masa en gramos necesaria para que se produzcan el número de Avogadro de reacciones elementales.

$$P_{eq} = \frac{M}{v} : \quad v \equiv \text{Valencia red-ox, número de electrones que se transfieren.}$$

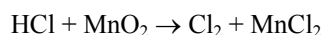
$$K_2Cr_2O_7 : P_{eq} = \frac{M}{v} = \frac{294}{6} = 49 \text{ gr/eq}$$

$$H_2O_2 : P_{eq} = \frac{M}{v} = \frac{34}{2} = 17 \text{ gr/eq}$$

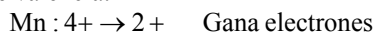
12. El ácido clorhídrico concentrado reacciona con óxido de manganeso (IV) para dar cloro elemental y cloruro de manganeso (II).

a) Ajuste la ecuación completa por el método del ión-electrón.

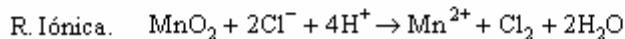
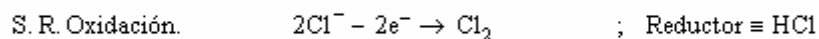
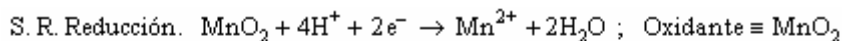
Solución.



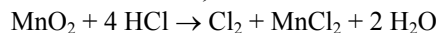
Elementos que cambian de valencia:



Semireacciones ajustadas en medio ácido:



Transformando los iones en sales ó ácidos, se obtiene la reacción molecular ajustada.



b) Calcule el volumen de ácido clorhídrico necesario para hacer reaccionar completamente 1 g de óxido manganeso(IV) si el ácido tiene una riqueza del 35% y su densidad es de 1'17 g/cm³.

DATOS: Masas atómicas: Mn = 55; Cl = 35,5; O = 16; H = 1.

Solución.

Por estequiometría de la reacción:

$$\frac{HCl}{MnO_2} = \frac{4}{1}; \quad n(HCl) = 4 \cdot n(MnO_2) = 4 \cdot \frac{1gr}{87 \text{ gr/ml}}$$

Conocidos por estequiometría los moles de ácido clorhídrico se calcula la masa de ácido puro.

$$n(HCl) = 0'046; \quad m(HCl) = n \cdot M = 0'046 \text{ ml} \cdot 36'5 \frac{\text{gr}}{\text{ml}}$$

$$m(HCl) = 1'678 \text{ gr}$$

Para calcular el volumen necesario, se tiene en cuenta las especificaciones comerciales de la disolución (densidad y riqueza).

Con la riqueza se calcula la masa de la disolución.

$$m_{d+s} = \frac{m(s)}{R} \cdot 100 = \frac{1'678}{35} \cdot 100 = 4'795 \text{ gr}$$

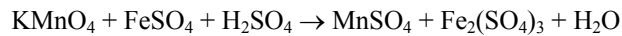
El volumen, se calcula con la densidad.

$$V = \frac{m}{d} = \frac{4'795 \text{ gr}}{1'17 \frac{\text{gr}}{\text{cm}^3}} = 4'1 \text{ cm}^3$$

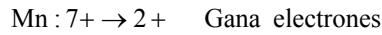
13. El permanganato (tetraoxomanganato (VII)) de potasio, en medio ácido sulfúrico, oxida al sulfato de hierro (II) y reduciéndose él a manganeso (II).

a) Ajuste por el método del ión electrón la reacción que tiene lugar.

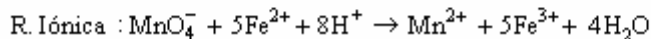
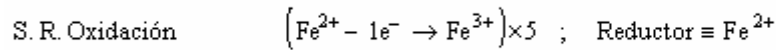
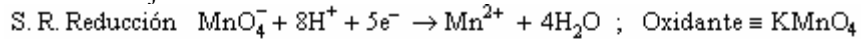
Solución.



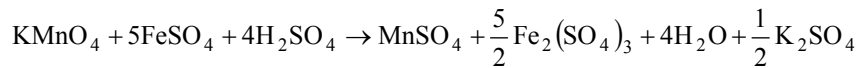
Elementos que cambian de valencia:



Semireacciones ajustadas en medio ácido.



Transformando los iones a su forma molecular teniendo en cuenta el medio de trabajo (H_2SO_4).



Multiplicando por 2 toda la ecuación para no dejar coeficientes estequiométricos fraccionarios:



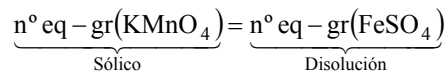
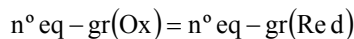
b) Si se dispone de 25 ml de disolución de sulfato de hierro (II) 0'5 M, calcule el peso de permanganato de potasio necesario para su completa oxidación.

DATOS: masas atómicas Mn = 55; O = 16; K = 39

Solución.

La forma más rápida y sencilla de hacer este apartado es por equivalente, aunque también se puede hacer por estequiometría.

Por equivalentes red-ox:



teniendo en cuenta el estado de agregación de cada uno:

$$\frac{m(\text{KMnO}_4)}{\text{Eq} - \text{gr}(\text{KMnO}_4)} = N_{\text{FeSO}_4} \cdot V \quad (1)$$

$$\text{Eq} - \text{gr}(\text{KMnO}_4) = \frac{M}{v} = \frac{158}{5} = 31'6 \text{ gr/Eq}$$

$$N(\text{FeSO}_4) = M(\text{FeSO}_4) \cdot v = 0'5 \cdot 1 = 0'5$$

Sustituyendo en la igualdad (1):

$$\frac{m(\text{KMO}_4)}{31'6} = 0'5 \cdot 25 \times 10^{-3}$$

$$m(\text{KMnO}_4) = 0'395 \text{ gr}$$

Por estequiometría:

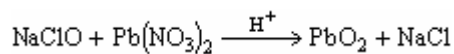
$$\frac{\text{KMnO}_4}{\text{FeSO}_4} = \frac{2}{10} \quad \rightarrow \quad n(\text{KMO}_4) = \frac{1}{5} n(\text{FeSO}_4) = \frac{1}{5} \cdot M \cdot V$$

$$n(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5} \cdot 0'5 \cdot 25 \times 10^{-3} = 2'5 \times 10^{-3} \text{ moles}$$

$$m(\text{KMnO}_4) = n \cdot M = 2'5 \times 10^{-3} \cdot 158 = 0'395 \text{ gr}$$

14. El hipoclorito sódico (oxoclorato (I) de sodio) reacciona con nitrato de plomo (II) y se obtienen, entre otras sustancias, óxido de plomo (IV) y cloruro sódico. Escriba y ajuste las ecuaciones iónicas parciales y la reacción iónica completa.

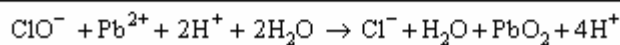
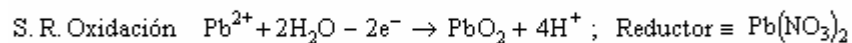
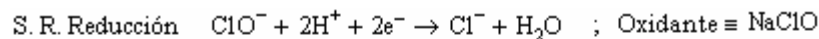
Solución.



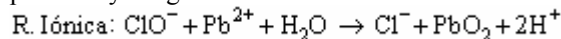
Elementos que varían se valencia:



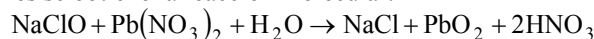
Las semireacciones ajustadas en medio ácido son:



Simplificando los protones y el agua entre los dos miembros se obtiene la reacción iónica.



Completando iones se obtiene la reacción molecular.



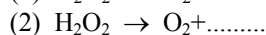
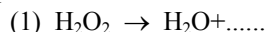
15.

- a) Defina los conceptos de oxidación y reducción e indique como varían los números de oxidación en cada caso.

Solución.

- Oxidación: Proceso en el que un átomo ó grupo de átomos pierde electrones. Aumenta su valencia.
- Reducción: Proceso en el que un átomo ó grupo de átomos gana electrones. Disminuyendo su valencia.

- b) ¿A qué tipo de procesos corresponden las semirreacciones? :



Solución.

- (1) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \dots$ El oxígeno cambia de valencia 1- a 2-, gana electrones, luego es un proceso de reducción.

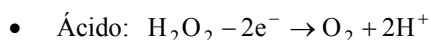
- (2) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + \dots$ El oxígeno cambia de valencia 1- a 0, pierde electrones, luego es un proceso de oxidación.

- c) Ajuste ambas reacciones.

Solución.

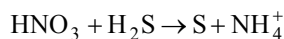


- (2) La segunda reacción se puede ajustar en medio ácido o en medio básico.

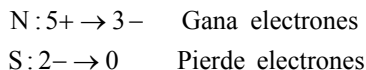


16. El ácido nítrico oxida al ácido sulfhídrico a azufre mientras que él se reduce a ión amonio.
a) Ajuste dicha reacción por el método del ión-electrón.

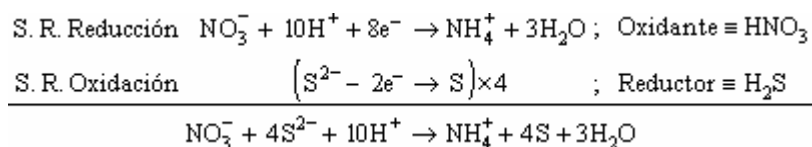
Solución.



Elementos que cambian su valencia:



Semireacciones ajustadas en medio ácido:



Los 10 protones los repartimos de la siguiente forma:

- 8H^+ formando 4 moléculas de H_2S
- 2H^+ formaran 2 moléculas de HNO_3 , de las dos moléculas, una se reduce a ión amonio y la otra se mantiene como nitrato para formar sales nitradas (Ión portador).



- b) Calcule qué volumen de ácido nítrico 0,1 M será necesario para oxidar 0,0425 gramos de ácido sulfhídrico.

DATOS: Masas atómicas: S = 32 O = 16 N = 14 H = 1

Solución.

Se puede hacer de dos formas:

(1) **Por equivalentes:**

$$\underbrace{n^\circ \text{ eq} - \text{gr}_{\text{Ox}}(\text{HNO}_3)}_{\text{Líquido}} = \underbrace{n^\circ \text{ eq} - \text{gr}_{\text{Red}}(\text{H}_2\text{S})}_{\text{Sólido}}$$

Teniendo en cuenta el estado de agregación

$$N(\text{HNO}_3) \cdot V(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{H}_2\text{S})}{\text{Eq} - \text{gr}(\text{H}_2\text{S})}$$

$$N = M \cdot v ; \quad \text{Eq} - \text{gr} = \frac{M}{v}$$

Donde v es la valencia red-ox, número de electrones que se transfieren en la semireacción.

$$M(\text{HNO}_3) \cdot V(\text{HNO}_3) \cdot v(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{H}_2\text{S})}{\frac{M(\text{H}_2\text{S})}{v(\text{H}_2\text{S})}}$$

Sustituyendo por los valores:

$$0'1 \cdot V(\text{HNO}_3) \cdot 8 = \frac{0'0425}{\frac{34}{2}}$$

Despejando

$$V(\text{HNO}_3) = 3'125 \times 10^{-3} \text{ L} = 3'125 \text{ mL}$$

(2) **Por estequiometria:**

$$\frac{\text{HNO}_3}{\text{H}_2\text{S}} = \frac{2}{4} ; \quad n(\text{HNO}_3) = \frac{1}{2} n(\text{H}_2\text{O})$$

$$n(\text{HNO}_3) = \frac{1}{2} \cdot \frac{0'0425}{\frac{34}{2}} = 6'25 \times 10^{-4}$$

Conociendo el número de moles, se calcula el volumen con la molaridad.

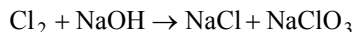
$$M = \frac{n}{V}; \quad V = \frac{n}{M} = \frac{6'25 \times 10^{-4}}{0'1} = 6'25 \times 10^{-3} \text{ L}$$

$$V(\text{HNO}_3) = 6'25 \text{ mL}$$

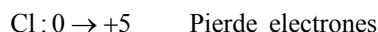
17. (Junio 2000) El cloro molecular en presencia de hidróxido de sodio se transforma en cloruro de sodio y clorato de sodio.

a) Ajuste la reacción que tiene lugar por el método del ión electrón.

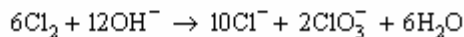
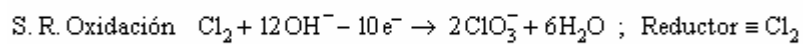
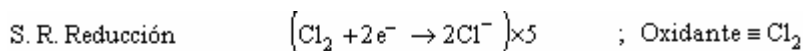
Solución.



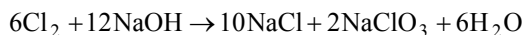
Se produce una reacción de disminución. Un mismo elemento (Cl_2) se reduce y se oxida.



Semireacciones ajustadas en medio básico.



Completando los iones con Na se obtiene la ecuación molecular.



b) Calcule cuántos gramos de hidróxido de sodio será necesario añadir para que reacciones un mol de cloro.

DATOS: Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1

Solución.

Por la estequiometría de la reacción:

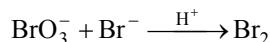
$$\frac{\text{NaOH}}{\text{Cl}_2} = \frac{12}{6}; \quad n(\text{NaOH}) = 2n(\text{Cl}_2) = 2 \cdot 1 = 2 \text{ moles}$$

$$m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 2 \text{ moles} \cdot 40 \frac{\text{gr}}{\text{ml}} = 80 \text{ gr}$$

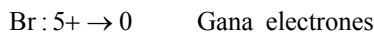
18. Los iones bromato oxidan a los iones bromuro en medio ácido, originándose bromo molecular.

a) Ajuste dicha reacción por el método del ión electrón.

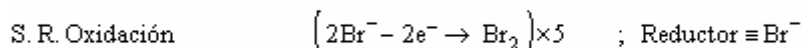
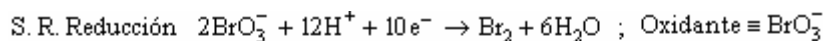
Solución.



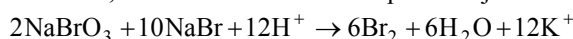
Elementos que cambian de valencia:



Semireacciones ajustadas en medio ácido:



Si no se especifica el ácido, la reacción molecular se puede dejar de la siguiente forma.



b) Calcule los gramos de bromato potásico que son necesarios para oxidar completamente el bromuro potásico contenido en 50 ml de una disolución 0,1 M de dicha sal.

Datos: Masa atómicas, Br = 80, O = 16, K = 39

Solución.

El apartado se puede hacer por estequiometría o por equivalentes.

i) **Estequiometría:**

$$\frac{\text{KBrO}_3}{\text{KBr}} = \frac{2}{10}; \quad n(\text{KBrO}_3) = \frac{1}{5} n(\text{KBr})$$

Conocido el número de moles y teniendo en cuenta que el KBr está en disolución:

$$n(\text{KBrO}_3) = \frac{1}{5} M(\text{KBr}) \cdot V(\text{KBr})$$

$$n(\text{KBrO}_3) = \frac{1}{5} 0,1 \cdot 50 \times 10^{-3} = 1 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m(\text{KBrO}_3) = n(\text{KBrO}_3) \cdot PM(\text{KBrO}_3) = 1 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot 167 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 0,167 \text{ gr}$$

ii) **Por equivalentes:**

En el punto de equivalencia se debe cumplir:

$$n^\circ \text{ eq} - \text{gr}(\text{Ox}) = n^\circ \text{ eq} - \text{gr}(\text{Red})$$

$$n^\circ \text{ eq} - \text{gr}(\text{KBrO}_3) = n^\circ \text{ eq} - \text{gr}(\text{KBr})$$

Teniendo en cuenta los estados de agregación de cada uno:

$$\underbrace{\frac{m(\text{K}(\text{BrO}_3))}{\text{Peq}(\text{KBrO}_3)}}_{\text{Sólido}} = \underbrace{N(\text{KBr}) \cdot V(\text{KBr})}_{\text{Líquido}}$$

De las semireacciones, se obtiene la valencia de cada proceso, necesaria para calcular el peso equivalente del bromato potásico (KBrO_3) y la normalidad del bromuro potásico (KBr).

$$\text{Peq}(\text{KBrO}_3) = \frac{M(\text{KBrO}_3)}{v} = \frac{167}{5} = 33,4 \frac{\text{gr}}{\text{eq}}$$

$$N(\text{KBr}) = M \cdot v = 0,1 \cdot 1 = 0,1$$

Sustituyendo en la igualdad;

$$\frac{m(\text{KBrO}_3)}{33,4} = 0,1 \cdot 50 \times 10^{-3}$$

Despejando:

$$m(\text{KBrO}_3) = 0,167 \text{ gr} = 167 \text{ mgr}$$

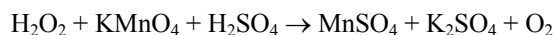
También se puede calcular por la estequiometría de la reacción:

19. El peróxido de hidrógeno reacciona con permanganato de potasio [tetraoxomanganato (VII) de potasio], en medio ácido sulfúrico, formándose una disolución acuosa de sulfato de manganeso (II) y sulfato de potasio, y desprendiéndose oxígeno.

DATOS: R = 0.082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹. Masas atómicas: Mn = 54.94; O = 16; K = 39.1

a) Escriba y ajuste la reacción molecular completa.

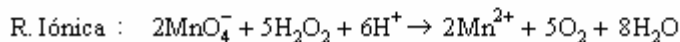
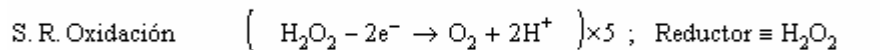
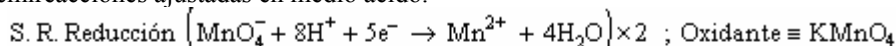
Solución.



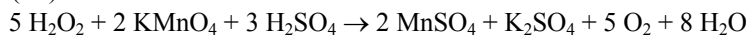
Elementos que cambian de valencia:



Semireacciones ajustadas en medio ácido.



Se transforman los iones en moléculas teniendo en cuenta el medio de trabajo (H_2SO_4), y los cationes presentes (K^+).



- b) Calcule el volumen de disolución 1 M de permanganato de potasio empleado, si se desprendieron 5 L de oxígeno, medidos a 0°C y 1 atm.

Solución.

Dos formas de resolver el apartado, por estequiometría o por equivalentes:

Por la estequiometría de la reacción:

$$\frac{\text{KMnO}_4}{\text{O}_2} = \frac{2}{5} \rightarrow n(\text{KMnO}_4) = \frac{2}{5} n(\text{O}_2) = \frac{2}{5} \cdot \frac{P \cdot V(\text{O}_2)}{R \cdot T}$$

$$n(\text{KMnO}_4) = \frac{2}{5} \cdot \frac{1 \cdot 5}{0'082 \cdot 273} = 0'089 \text{ moles}$$

conocidos los moles de soluto (KMnO_4) y la concentración de la disolución se calcula el volumen mediante la definición de molaridad.

$$M = \frac{n}{V_{d+s}(l)}$$

$$V_{d+s}(l) = \frac{n}{M} = \frac{0'089(\text{mol})}{1(\frac{\text{mol}}{\text{L}})} = 0'089(\text{L}) = 89(\text{mL})$$

Por equivalentes:

$$n^\circ \text{ Eq-gr}(\text{KMnO}_4) = n^\circ \text{ Eq-gr}(\text{H}_2\text{O}_2)$$

Teniendo en cuenta el estado de agregación de cada uno:

$$N_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4} = n(\text{O}_2) \cdot v_{\text{O}_2}$$

La normalidad de oxidante se puede relacionar con la molaridad mediante la ecuación:

$$N = M \cdot v$$

Y el número de moles de oxígeno se calcula mediante la ecuación de gases ideales.

$$M_{\text{KMnO}_4} \cdot v_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4} = \frac{P \cdot V_{\text{O}_2}}{R \cdot T} \cdot v_{\text{O}_2}$$

Teniendo en cuenta que la valencia red-ox es el número de electrones que se transfieren en la semirreacción, la valencia del permanganato potásico es 5 y la del peróxido de hidrógeno es 2, sustituyendo:

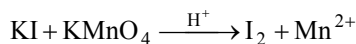
$$1 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right) \cdot 5 \left(\frac{\text{eq-gr}}{\text{mol}} \right) \cdot V(l) = \frac{1 \cdot 5}{0'082 \cdot 273} (\text{mol}) \cdot 2 \left(\frac{\text{eq-gr}}{\text{mol}} \right)$$

$$V(|\text{KMnO}_4| = 1\text{M}) = 0'089(\text{L}) = 89(\text{cm}^3)$$

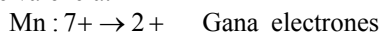
20. (Septiembre 2000) Para determinar la concentración de ión yoduro de una disolución se utiliza permanganato de potasio (tetraoxomanganato (VII) de potasio) en medio ácido, siendo los productos de la reacción yodo y manganeso (II).

a- Escriba y ajuste la reacción que tiene lugar.

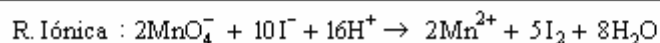
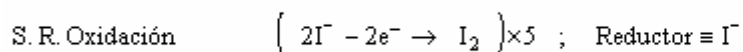
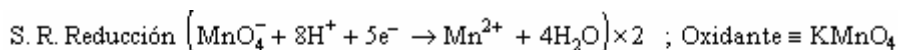
Solución.



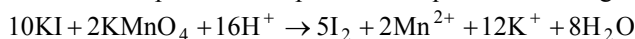
Elementos que cambian de valencia:



Semireacciones ajustadas en medio ácido.



La reacción molecular sin especificar el tipo de ácido quedaría de la siguiente forma:



b- Si para valorar 18.4 mL de una disolución de yoduro de potasio se gastaron 27.6 mL de permanganato de potasio 0.08 M, ¿cuál será la concentración de la disolución de yoduro de potasio?

Solución.

Este apartado se puede hacer por estequiometría o por equivalentes:

• **Estequiometría**

$$\frac{\text{KI}}{\text{KMnO}_4} = \frac{10}{2} \rightarrow n(\text{KI}) = 5 \cdot n(\text{KMnO}_4)$$

Para disoluciones, teniendo en cuenta la definición de molaridad, el número de moles se puede expresar en función del volumen y de la concentración

$$M(\text{KI}) \cdot V(\text{KI}) = 5 \cdot M(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)$$

sustituyendo

$$M(\text{KI}) \cdot 18.4 \times 10^{-3} = 5 \cdot 0.08 \cdot 27.6 \times 10^{-3}$$

$$M(\text{KI}) = 0.6$$

• **Equivalentes**

$$n^\circ \text{ Eq-gr} (\text{KMnO}_4) = n^\circ \text{ Eq-gr} (\text{KI})$$

teniendo en cuenta que se trata de disoluciones:

$$N_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4} = N_{\text{KI}} \cdot V_{\text{KI}}$$

teniendo en cuenta la relación entre la molaridad y la normalidad

$$N = M \cdot v$$

$$M_{\text{KMnO}_4} \cdot v_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4} = M_{\text{KI}} \cdot v_{\text{KI}} \cdot V_{\text{KI}}$$

la valencia red-ox es el número de electrones que se transfieren en la semirreacción, la valencia del permanganato potásico es 5 y la del yoduro es 1, sustituyendo:

$$0.08 \cdot 5 \cdot 27.6 \times 10^{-3} = M_{\text{KI}} \cdot 1 \cdot 18.4 \times 10^{-3}$$

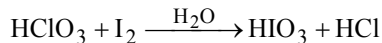
despejando la molaridad

$$M_{\text{KI}} = 0.6$$

21. (Septiembre 2001) El ácido clórico [trioxoclorato (V) de hidrógeno] reacciona con yodo en medio acuoso obteniéndose ácido yódico [trioxoyodato (V) de hidrógeno] y ácido clorhídrico.

a. Escriba y ajuste la reacción por el método del ión-electrón.

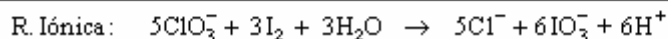
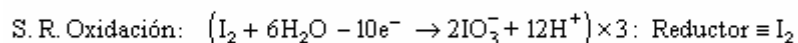
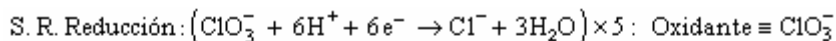
Solución.



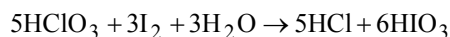
Elementos que cambian de valencia:



Semireacciones ajustadas en medio ácido.



Completando los iones con protones se llega a la ecuación molecular



b. ¿Qué volumen de ácido clórico 2 M hará falta para que la reacción con 80 g de yodo sea completa?

Datos. Masas atómicas: I = 127; Cl = 35.5; O = 16; H = 1

Solución.

Para calcular el volumen de ácido clórico 2M necesario se tiene en cuenta la **estequiometría** de la reacción.

$$\frac{\text{HClO}_3}{\text{I}_2} = \frac{5}{3}$$

$$n(\text{HClO}_3) = \frac{5}{3} n(\text{I}_2) = \frac{5}{3} \cdot \frac{m(\text{I}_2)}{M(\text{I}_2)} = \frac{5}{3} \cdot \frac{80}{2 \cdot 127} = 0.52 \text{ moles}$$

conocidos los moles de soluto (HClO_3) y la concentración de la disolución se calcula el volumen mediante la definición de molaridad.

$$M = \frac{n}{V_{\text{d+s}}(\text{l})}$$

$$V_{\text{d+s}}(\text{l}) = \frac{n}{M} = \frac{0.52(\text{mol})}{2(\frac{\text{mol}}{\text{l}})} = 0.26(\text{L}) = 260(\text{mL})$$

El problema también se puede resolver por **equivalentes**.

$$n^\circ \text{ Eq-gr (Ox)} = n^\circ \text{ Eq-gr (Red)}$$

$$n^\circ \text{ Eq-gr}(\text{HClO}_3) = n^\circ \text{ Eq-gr}(\text{I}_2)$$

teniendo en cuenta el estado de agregación de cada componente

$$N_{\text{HClO}_3} \cdot V_{\text{HClO}_3} = \frac{m_{\text{I}_2}}{\text{Eq-gr}_{\text{I}_2}}$$

con la relación entre la molaridad y la normalidad y la definición de equivalente la ecuación se transforma en:

$$M_{\text{HClO}_3} \cdot v_{\text{HClO}_3} \cdot V_{\text{HClO}_3} = \frac{m_{\text{I}_2}}{M_{\text{I}_2} / v_{\text{I}_2}}$$

Valencia: n° de e^- que se transfiere en cada semireacción. Sustituyendo

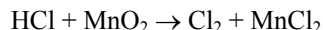
$$2 \cdot 6 \cdot V_{\text{HClO}_3} = \frac{80}{2 \cdot 127 / 10}$$

$$V_{\text{HClO}_3} = 0.26(\text{L})$$

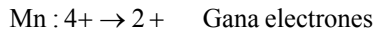
22. (Junio 2000) El cloro se obtiene por oxidación del ácido clorhídrico con dióxido de manganeso pasando el manganeso a estado de oxidación dos.

a) Escriba y ajuste la reacción.

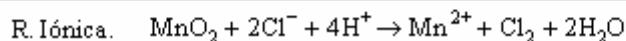
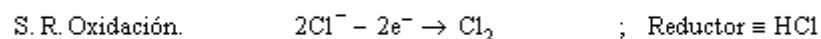
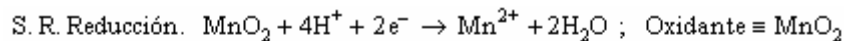
Solución.



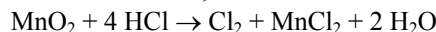
Elementos que cambian de valencia:



Semireacciones ajustadas en medio ácido:



Transformando los iones en sales ó ácidos, se obtiene la reacción molecular ajustada.



b) ¿Cuántos moles de dióxido de manganeso hay que utilizar para obtener dos litros de cloro gas, medidos a 25 °C y una atmósfera?

Datos: R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

Solución.

Por estequiometría de la reacción:

$$\frac{\text{MnO}_2}{\text{Cl}_2} = \frac{1}{1}; \quad n(\text{MnO}_2) = n(\text{Cl}_2) = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 2}{0'082 \cdot 298} = 0'082 \text{ moles}$$

c) ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 2 M se requiere para obtener los dos litros de cloro del apartado b)?

Solución.

Teniendo en cuenta la relación estequiométrica entre el cloro y el ácido clorhídrico:

$$n(\text{HCl}) = 4 \cdot n(\text{Cl}_2) = 4 \cdot 0'082 = 0'328 \text{ moles}$$

conocidos los moles de soluto (HCl) y la concentración de la disolución se calcula el volumen mediante la definición de molaridad.

$$M = \frac{n}{V_{\text{d+s}}(\text{l})}$$

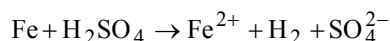
$$V_{\text{d+s}}(\text{l}) = \frac{n}{M} = \frac{0'328(\text{mol})}{2\left(\frac{\text{mol}}{\text{l}}\right)} = 0'164(\text{L}) = 164(\text{mL})$$

23. (Septiembre 1999) Un gramo de un mineral de hierro se disuelve en ácido sulfúrico. Para oxidar todo el Fe(II) formado a Fe (III), se emplean 20 ml de disolución 0,2 N (0,04 M) de permanganato potásico, reduciéndose el manganeso a Mn (II). Masa atómica del Fe = 55'8.

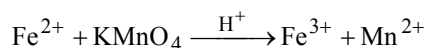
a) Escriba y ajuste la reacción del Fe(II) con el ión permanganato.

Solución.

- Disolución del Fe en ácido sulfúrico.



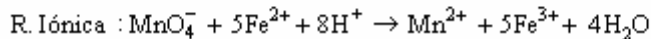
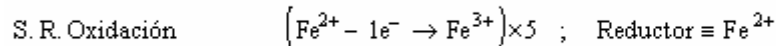
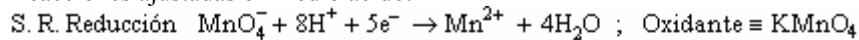
Oxidación del ión ferroso a férrico con permanganato en medio ácido.



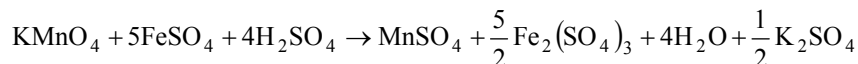
Elementos que cambian de valencia:



Semireacciones ajustadas en medio ácido.



Teniendo en cuenta que se trabaja en medio ácido sulfúrico, la reacción molecular queda de la siguiente forma:



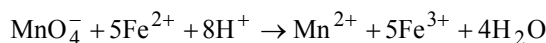
b) Calcule el porcentaje de hierro en el mineral.

Solución.

$$\%(\text{Fe}) = \frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{Mineral}}} \cdot 100$$

Para conocer la masa de hierro que tiene el mineral es necesario calcular la masa de Fe^{2+} que ha reaccionado. La masa de Fe^{2+} que ha reaccionado se puede calcular por estequiometría a partir de la reacción iónica o por equivalentes.

i) Por estequiometría:



$$\frac{\text{Fe}^{2+}}{\text{MnO}_4^-} = \frac{5}{1} \quad ; \quad n(\text{Fe}^{2+}) = 5 n(\text{MnO}_4^-) \quad ; \quad n(\text{Fe}^{2+}) = 5 M(\text{MnO}_4^-) \cdot V(\text{MnO}_4^-)$$

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 5 \cdot 0,04 \cdot 20 \times 10^{-3} = 4 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m(\text{Fe}) = m(\text{Fe}^{2+}) = n(\text{Fe}^{2+}) \cdot P_m(\text{Fe}) = 4 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot 55,8 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 0,223 \text{ gr}$$

El porcentaje de hierro en el mineral es:

$$\%(\text{Fe}) = \frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{Mineral}}} \cdot 100 = \frac{0,2232}{1} \cdot 100 = 22,32\%$$

ii) Por equivalentes:

Si se parte de un gramo de mineral, la masa de hierro se calcula mediante los datos de la volumetría red-ox.

En el punto de equivalencia se debe de cumplir:

$$n^\circ \text{Eq} - \text{gr}(\text{Ox}) = n^\circ \text{Eq} - \text{gr}(\text{Red})$$

Teniendo en cuenta el estado de agregación del permanganato ($d+s$), y el dato que se busca de hierro (m):

$$N_{\text{Ox}} \cdot V_{\text{Ox}} = \frac{m_{\text{Red}}}{\text{Eq} - \text{gr}_{\text{Red}}}$$

Para esta reacción el equivalente gramo del hierro es:

$$\text{Eq} - \text{gr}_{\text{Fe}} = \frac{M}{v} = \frac{55,8}{1} \text{ Eq/gr}$$

por transferir un único electrón en la semireacción de oxidación. Sustituyendo los datos:

$$0,2 \cdot 20 \times 10^{-3} = \frac{m_{\text{Fe}}}{55,8/1} \quad m_{\text{Fe}} = 0,2232 \text{ gr}$$

El porcentaje de hierro en el mineral es:

$$\%(\text{Fe}) = \frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{Mineral}}} \cdot 100 = \frac{0,2232}{1} \cdot 100 = 22,32\%$$

24. El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio para dar sulfato de potasio, bromo molecular, dióxido de azufre y agua.

a) Formular y ajustar las semirreacciones iónicas correspondientes y la reacción global completa.

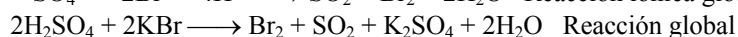
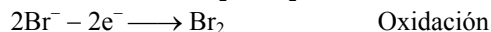
Solución.



Elementos que cambian de valencia:



Semireacciones ajustadas en medio ácido



b) Determinar el peso equivalente del agente oxidante.

Solución.



c) Hallar los cm^3 de bromo que se obtendrán al tratar 50 g de bromuro de potasio con ácido sulfúrico en exceso. (La densidad del bromo a temperatura ordinaria es 2.9 g/cm^3 .)

Solución.

i) **Estequiometría.**

$$\frac{\text{Br}_2}{\text{KBr}} = \frac{1}{2} : n(\text{Br}_2) = \frac{1}{2} n(\text{KBr}) = \frac{1}{2} \frac{m(\text{KBr})}{M(\text{KBr})} = \frac{1}{2} \frac{50 \text{ gr}}{119 \text{ gr/mol}} = 0,21$$

$$m(\text{Br}_2) = n(\text{Br}_2) \cdot P_m(\text{Br}_2) = 0,21 \text{ mol} \cdot 160 \text{ gr/mol} = 33,6 \text{ gr}$$

$$d_{\text{Br}_2} = \frac{m(\text{Br}_2)}{V(\text{Br}_2)} \Rightarrow V(\text{Br}_2) = \frac{m(\text{Br}_2)}{d_{\text{Br}_2}} = \frac{33,6}{2,9} = 11,6 \text{ cm}^3$$

ii) **Equivalentes red-ox.**

$$n^\circ \text{ Eq-gr}(\text{KBr}) = n^\circ \text{ Eq-gr}(\text{Br}_2)$$

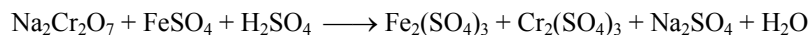
$$50 \text{ gr}(\text{KBr}) < \frac{50}{119/1} \text{ Eq-gr} = 0,42 = n^\circ \text{ Eq-gr}(\text{Br}_2) = \frac{m}{\text{Eq-gr}} = \frac{m}{160/2} \Rightarrow m(\text{Br}_2) = 0,42 \cdot \frac{160}{2} = 33,6 \text{ gr}$$

$$d_{\text{Br}_2} = \frac{m(\text{Br}_2)}{V(\text{Br}_2)} \Rightarrow V(\text{Br}_2) = \frac{m(\text{Br}_2)}{d_{\text{Br}_2}} = \frac{33,6}{2,9} = 11,6 \text{ cm}^3$$

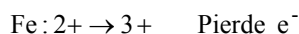
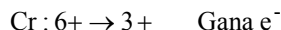
25. Para determinar la cantidad de cromo que contiene cierto mineral se transforma el cromo en dicromato de sodio y se forma una disolución que se valora, una vez acidulada, con una disolución de sulfato de hierro (II).

a) Escribir la ecuación redox correspondiente y ajustarla (los productos formados son sulfato de hierro (III), sulfato de cromo (III), sulfato de sodio y agua).

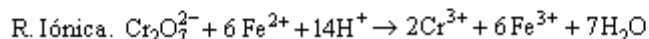
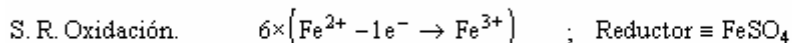
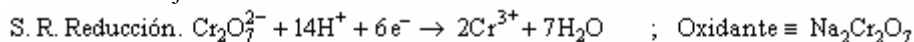
Solución.



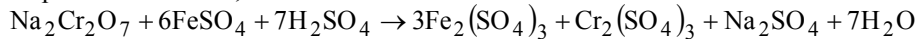
Los elementos que cambian de valencia son:



Semireacciones ajustadas en medio ácido.



Completando los iones, se obtiene la reacción molecular.



- b) ¿Cuántos gramos de sulfato de hierro (II) heptahidratado se necesitan para preparar 1 litro de disolución 0'4M?

Solución.

Primero se calcula la masa de sal anhidra necesaria mediante la definición de normalidad y luego se calcula la masa de sal hidratada.

$$M = \frac{n}{V(l)} = \frac{m/Pm}{V(l)}$$

Para el sulfato de hierro, la valencia redox es 1, que es el e^- que transfiere en su semirreacción.

$$0'4 = \frac{\frac{m}{152}}{1} \quad m(\text{FeSO}_4) = 60'8 \text{ gr}$$

Para calcular la masa de sal hidratada, se busca la relación entre ambas sales:

$$\frac{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}{\text{FeSO}_4} = \frac{278}{152} \Rightarrow m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = \frac{278}{152} m(\text{FeSO}_4)$$

$$m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = \frac{278}{152} \cdot 60'8 = 111'2 \text{ gr}$$

- c) Se ensayó una muestra de 1'5 gramos y en la valoración se gastaron 50 cm³ de disolución 0'4M de sulfato de hierro (II). ¿Qué tanto por ciento de cromo en peso contiene el mineral?

Solución.

Por **estequiometria** se calcula la masa de dicromato de sodio.

$$\frac{\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{\text{FeSO}_4} = \frac{1}{6} : n(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{1}{6} n(\text{FeSO}_4) : n(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{1}{6} M(\text{FeSO}_4) \cdot V$$

$$n(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{1}{6} 0,4 \text{ mol/L} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = n(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot Pm(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 262 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 0,87 \text{ gr}$$

para calcular la masa de cromo se busca la relación másica de este en el dicromato potásico.

$$\frac{\text{Cr}}{\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{104}{262} \Rightarrow m(\text{Cr}) = \frac{104}{262} m(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{104}{262} \cdot 0'87 = 0'35 \text{ gr}$$

Riqueza en cromo del mineral

$$R(\text{Cr}) = \frac{m(\text{Cr})}{m(\text{Mineral})} \cdot 100 = \frac{0'35}{1'5} \cdot 100 = 23'3\%$$

La masa de dicromato posbásico también se puede calcular mediante equivalentes red-ox.

$$n^\circ \text{ Eq} - \text{gr}(\text{Ox}) = n^\circ \text{ Eq} - \text{gr}(\text{Red})$$

$$\frac{m(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{\text{Eq} - \text{gr}} = N(\text{FeSO}_4) \cdot V$$

$$\frac{m(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{\frac{262}{6}} = 0'4 \cdot 50 \times 10^{-3} \quad m(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0'87 \text{ gr}$$