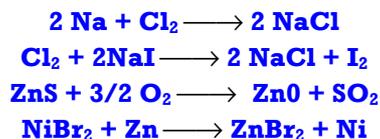
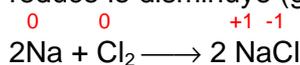


ACTIVIDADES

1 Indica qué elemento se oxida y qué elemento se reduce en las siguientes reacciones y escribe las semirreacciones correspondientes:

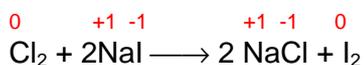


El elemento que se oxida aumenta su número de oxidación (pierde electrones) y el que se reduce lo disminuye (gana electrones).



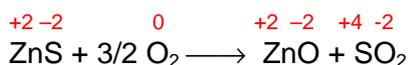
Oxidación: $\text{Na} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$.

Reducción: $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-$.



Oxidación: $2\text{I}^- \longrightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$.

Reducción: $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-$.



Oxidación: $\text{S}^{2-} \longrightarrow \text{S}^{4+} + 6\text{e}^-$.

Reducción: $\text{O}_2 + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{O}^{2-}$.

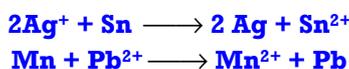


Oxidación: $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$.

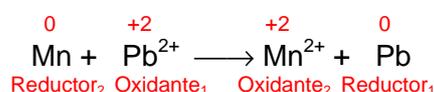
Reducción: $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}$.



2 Indica los pares de oxidación-reducción en estas reacciones:



Hallamos sus n° de oxidación y sabemos que el oxidante disminuye su n° o. y el reductor lo aumenta:



3) Halla el número de oxidación del carbono en los siguientes compuestos;

- a) CH₄.
 b) CH₂ Cl₂.
 c) CCl₄.
 d) CO₂.



a) -4 +1
 CH₄

b) 0 +1 -1
 CH₂Cl₂.

c) +4 -1
 CCl₄

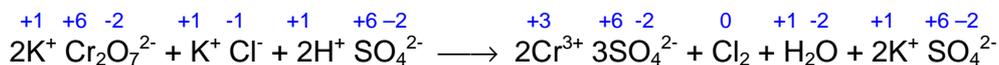
d) +4 -2
 CO₂.



4) Ajusta, por el método del ión electrón, la siguiente ecuación:



1) Escribimos la reacción iónica y hallamos sus estados de oxidación



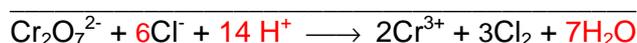
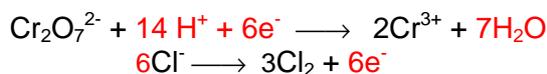
2) Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}$, primero ajustamos las masas teniendo en cuenta que estamos en medio ácido $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$, y, después, ajustamos la carga, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$

Oxidación: $\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2$, primero ajustamos las masas $2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2$ y después ajustamos la carga, $2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$

Para que el n° de electrones que se intercambian esté igualado, hay que multiplicar la 2ª por 3.

4



5 Luego, introduciendo coeficientes, la reacción molecular es:



pero en el primer miembro hay 7 de sulfato y 8 de catión potasio que no intervienen en la reacción redox, si en el segundo miembro ponemos 4 moléculas de sulfato potásico ajustamos las dos especies:



6 Comprueba que la reacción del margen está correctamente ajustada.



Si está correctamente ajustada pues hay la misma cantidad de átomos en los dos miembros de la ecuación:

- 6 de Br.
- 6 de K.
- 6 de O.
- 6 de H.



6 Calcula, para la aplicación anterior.

a) El volumen de disolución acuosa de ácido clorhídrico del 30 % de riqueza y de 1,15 g/cm³ de densidad que se necesitará, si se supone un rendimiento del 85 %.

b) El volumen que ocuparán los 10 L de cloro si se miden a 1,1 atm de presión y 25 °C de temperatura.



a) Como se necesitan 65,18 g de HCl del 30 % y 1,15 g/cm³ de densidad, el volumen necesario es:

$$V = 65,17 \text{ g HCl} \cdot \frac{100 \text{ g}}{85 \text{ g reaccionan}} \cdot \frac{100 \text{ g de disolución}}{30 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ de disolución}}{1,15 \text{ g de disolución}} = 222,2 \text{ cm}^3 \text{ de esa disolución son necesarios.}$$

b) 10 l de cloro en condiciones normales son 10 l de Cl₂ $\cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{22,4 \text{ L}} = 0,446$ moles de Cl₂ que

$$\text{ocuparán en las nuevas condiciones un } V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,446 \cdot 0,082 \cdot (25 + 273)}{1,1} = 9,9 \text{ L}$$

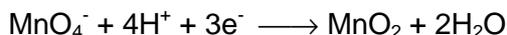


7 ¿Cuántos gramos de permanganato de potasio hay que utilizar para preparar 0,5 L de disolución 0,1 N, si el permanganato de potasio se reduce a dióxido de manganeso.

Masas atómicas relativas: Mn = 54,9 g/mol
K = 39,1 g/mol
O = 16,0 g/mol



Para poder usar la fórmula de la Normalidad necesitamos saber la valencia que en este tipo de reacciones es el número de electrones que se usan para ajustar la semireacción correspondiente, luego ajustamos la semiecuación del permanganato:



Ahora podemos despejar la masa de la fórmula de la Normalidad:

$$N = \frac{m}{\frac{M}{n} \cdot V} \Rightarrow m = \frac{N \cdot M \cdot V}{n} = \frac{0,1\text{N} \cdot 157,9\text{g/mol} \cdot 0,5\text{L}}{3} = 2,63 \text{ g de permanganato potásico}$$



8 Se valoran 50 mL de una disolución de agua oxigenada con una disolución de permanganato de potasio de concentración 0,1030 N. La reacción se verifica en medio clorhídrico y se consumen 22,8 mL de permanganato. ¿Cuál es la concentración del agua oxigenada?



Como la valoración redox es equivalente a equivalente:

$$\text{N}^\circ \text{ de equivalentes de H}_2\text{O}_2 = \text{n}^\circ \text{ de equivalentes de KMnO}_4$$

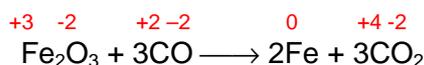
$$N_{\text{H}_2\text{O}_2} \cdot V_{\text{H}_2\text{O}_2} = N_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4} \Rightarrow N_{\text{H}_2\text{O}_2} = \frac{N_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4}}{V_{\text{H}_2\text{O}_2}} = \frac{0,1030\text{N} \cdot 22,8\text{mL}}{50\text{mL}} = 0,047 \text{ N en H}_2\text{O}_2$$



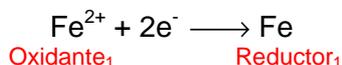
9 Indica los pares de oxidantes y reductores presentes en la reacción global de obtención de hierro.



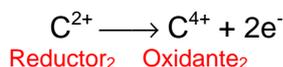
La citada reacción, con sus estados de oxidación, es:



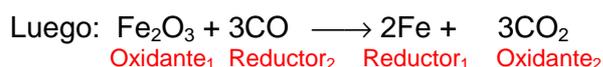
Y las semireacciones:



El catión ferroso capta electrones actuando como oxidante y se reduce



El catión carbono(II) cede electrones y se oxida.

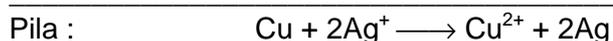
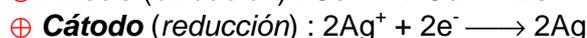
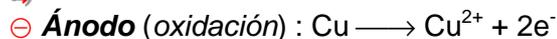


II0 Contesta las siguientes preguntas:

- a) ¿Qué reacción tiene lugar en una pila formada por un ánodo de cobre y un cátodo de plata?
 b) ¿Cuál es el electrodo positivo y cuál el negativo?
 c) ¿Cómo se escribe el esquema de la pila?



a)



b) El electrodo positivo es el de plata(cátodo) y el negativo el de Cu (ánodo).

 c) Esquema de pila: $\ominus \text{Cu} | \text{Cu}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag} \oplus$.

III ¿Puede el cromo oxidar el estaño? ¿Y el cloro oxidar la plata?


Escribimos las semireacciones de reducción y sus potenciales normales:



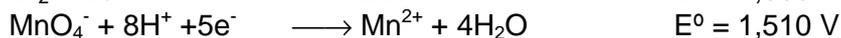
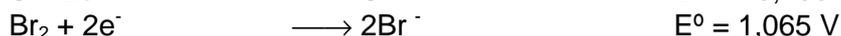
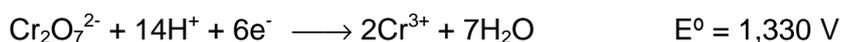
Como el cromo está por encima (es más negativo) del estaño, será más reductor que el estaño y por tanto sí oxidará al catión estaño.



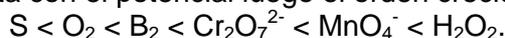
Ahora el más reductor es la plata que oxidará al cloro y no a la inversa.


II2 Ordena las siguientes especies en orden creciente de poder oxidante: dicromato, azufre, bromo, permanganato, agua oxigenada y oxígeno.


Escribimos las semiecuaciones y sus potenciales normales:



El poder oxidante aumenta con el potencial luego el orden creciente de poder oxidante será:

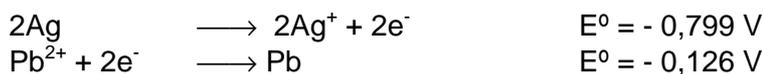


13 Contesta las siguientes cuestiones:

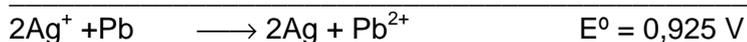
- a) Explica si será espontánea o no la siguiente reacción redox: $2\text{Ag} + \text{Pb}^{2+} \longrightarrow 2\text{Ag}^+ + \text{Pb}$
 b) ¿Cuál es la fuerza electromotriz de la pila?
 c) Escribe las semirreacciones que tienen lugar.
 d) ¿Cuál es el electrodo positivo? ¿Y el negativo?



- a) Escribimos las semireacciones de electrodo y sus potenciales correspondientes:



Como el potencial de pila es negativo, no es espontánea en ese sentido sino en sentido contrario:



- b) La pila que se puede formar tiene $E^0 = 0,925 \text{ V}$
 c) Ver apartado a)
 d) El cátodo o electrodo positivo es donde ocurre la reducción (electrodo de plata) y el ánodo (negativo) la oxidación, el de plomo.


14 A partir de los valores que suministra la serie electromotriz de potenciales normales, contesta las siguientes cuestiones:

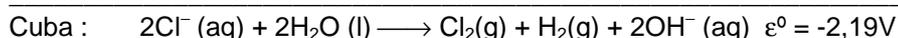
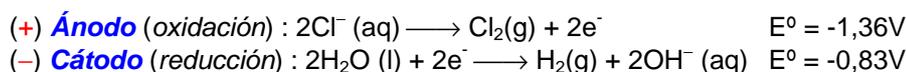
- a) ¿Puede el bromo oxidar la plata?
 b) ¿Puede el yodo oxidar el hierro a Fe^{2+} ?



- a) El bromo ($E^0 = 1,065 \text{ V}$) tiene un potencial mayor que la plata ($E^0 = 0,799 \text{ V}$) luego es más oxidante y oxida a la plata.
 b) El yodo ($E^0 = +0,536 \text{ V}$) tiene mayor potencial que el hierro ($E^0 = -0,440$) luego es más oxidante y lo oxida.


15 ¿Qué elementos se obtendrán en la electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio?


Las semireacciones y potenciales son:



Luego se obtiene cloro(g) e hidrógeno (g) que necesita menor potencial que el sodio para descargarse.



116 ¿Qué cantidad de cobre se depositará en el ánodo de una célula electrolítica que contiene una disolución de CuSO_4 , por la que pasa una corriente de 10 A durante 1 h?

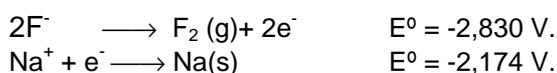


La semiecuación es: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$, luego el n° de electrones necesarios = $n = 2$

$$\text{Si aplicamos la fórmula: } m = \frac{I \cdot t \cdot M}{F \cdot n} = \frac{10\text{A} \cdot 3600\text{S} \cdot 63,5\text{g/mol}}{96500\text{C/mol} \cdot 2} = 11,84 \text{ g de Cu}$$



117 Escribe las semirreacciones de obtención del flúor y del sodio.



118 Explica, de acuerdo con la serie electromotriz de potenciales normales, cómo se efectúa el refinado del cobre, si las impurezas son de plata, oro, hierro y cinc.



Escribimos las semireacciones y sus potenciales:



En el ánodo ponemos el metal impuro y en el cátodo una barra de cobre puro, sumergidos ambos en una disolución de iones Cu^{2+} .

Si fijamos una tensión superior a 0,337 V pero inferior a 0,799 V, el ánodo se irá disolviendo depositándose Cu puro sobre el cátodo, que se irá enriqueciendo progresivamente en dicho metal. El ánodo ira desapareciendo disolviéndose el cinc y el hierro en forma de Zn^{2+} y Fe^{2+} mientras que los metales nobles (Ag y Au) no se disuelven (necesitan un potencial mayor) y se depositan en el fondo de la cuba como "barros anódicos"

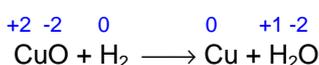


Practica lo que sabes

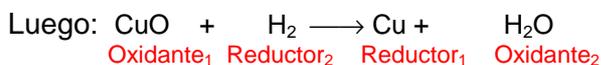
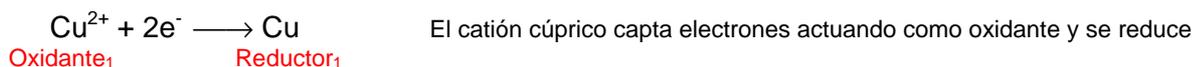
1 En la siguiente reacción, identifica los pares oxidante-reductor.



Estados de oxidación:



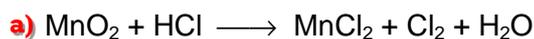
Semireacciones:



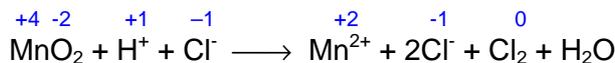
2) a) Ajusta por el método del ión-electrón la siguiente reacción en medio ácido:



b) ¿Qué volumen de cloro se obtendrá, medido a 25 °C y 1,1 atm, si se parte de 43,5 g de dióxido de manganeso y el rendimiento de la reacción es del 85 %?



1) Escribimos la reacción iónica y hallamos sus estados de oxidación



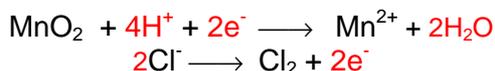
3) Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{MnO}_2 \longrightarrow \text{Mn}^{2+}$, primero ajustamos las masas teniendo en cuenta que estamos en medio ácido $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$, y, después, ajustamos la carga, $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

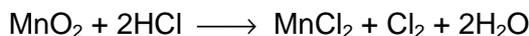
Oxidación: $\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2$, primero ajustamos las masas $2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2$ y después ajustamos la carga, $2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$

Intercambio de electrones igualado.

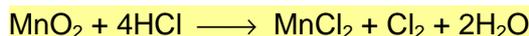
4



5) Luego, introduciendo coeficientes, la reacción molecular es:



Pero quedan sin igualar los 2 cloruro del cloruro de manganeso (II) y dos protones que igualamos poniendo un 4 en el HCl



b)

$$43,5 \text{ g de MnO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de MnO}_2}{87 \text{ g de MnO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{1 \text{ mol de MnO}_2} \cdot \frac{85 \text{ mol se forman}}{100 \text{ que reaccionan}} = 0,425 \text{ moles de Cl}_2 \text{ se forman}$$

que según la ley de los gases perfectos ocupan un volumen:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,425 \cdot 0,082 \cdot (25 + 273)}{1,1} = 9,44 \text{ L de Cl}_2 \text{ se forman}$$



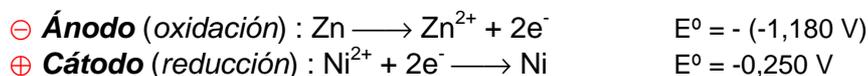
- ③ a) Escribe las reacciones que tienen lugar en una pila formada por un electrodo de cinc y un electrodo de níquel,
 b) ¿Qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo?
 c) ¿Cuál es el electrodo positivo y cuál el negativo?
 d) Escribe el esquema de la pila.



Escribimos las semireacciones de electrodo y sus potenciales:



a) Para que la pila tenga un potencial positivo, reacción redox espontánea, ha de ser:



- b) El ánodo es el electrodo de cinc y el cátodo el de níquel.
 c) El electrodo positivo es el cátodo (el de Ni) y el negativo el ánodo (el de Zn).
 d) El esquema de pila es: $\ominus \text{ Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Ni}^{2+} | \text{Ni} \oplus$.



Relaciona los conceptos

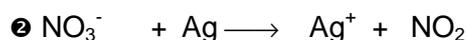
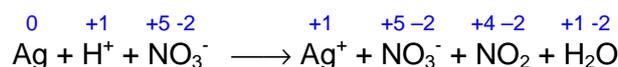
④ El ácido nítrico tiene propiedades oxidantes, por lo que puede atacar a casi todos los metales, aunque los productos de reacción son distintos dependiendo de la concentración del ácido. Ajusta las ecuaciones siguientes:

- a) $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \text{ (con.)} \longrightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \text{ (dil)} \longrightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$



- a) $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \text{ (con.)} \longrightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

1) Escribimos la reacción iónica y hallamos sus estados de oxidación



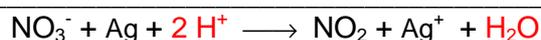
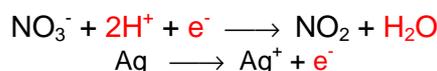
3) Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{NO}_2$, primero ajustamos las masas teniendo en cuenta que estamos en medio ácido $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, y, después, ajustamos la carga, $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

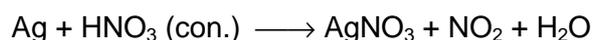
Oxidación: $\text{Ag} \longrightarrow \text{Ag}^+$ como la masa está ajustada, ajustamos la carga, $\text{Ag} \longrightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-$

Intercambio de electrones igualado.

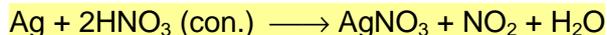
4)



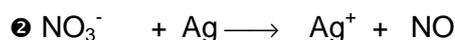
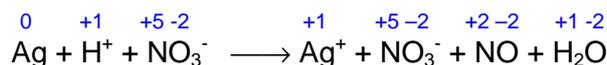
5) Luego, introduciendo coeficientes, la reacción molecular es:



pero quedan sin igualar los nitratos que no se oxidan y los protones que igualamos poniendo un 2 en el nítrico.



1) Escribimos la reacción iónica y hallamos sus estados de oxidación



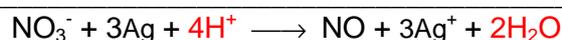
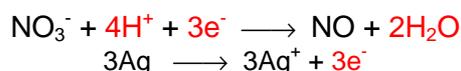
3) Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{NO}$, primero ajustamos las masas teniendo en cuenta que estamos en medio ácido $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \longrightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$, y, después, ajustamos la carga, $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

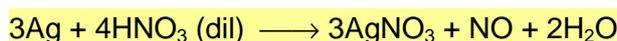
Oxidación: $\text{Ag} \longrightarrow \text{Ag}^+$ como la masa está ajustada, ajustamos la carga, $\text{Ag} \longrightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-$

Pa que el intercambio de electrones esté igualado hemos de multiplicar la 2ª por 3.

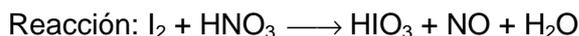
4)



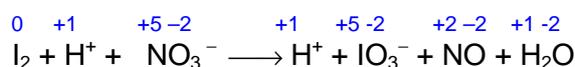
5 Luego, introduciendo coeficientes, la reacción molecular es:



5 El yodo se oxida en presencia de ácido nítrico y se obtiene ácido yódico y óxido de nitrógeno. Ajusta la ecuación que tiene lugar y calcula el volumen de óxido de nitrógeno, medido a 25 °C y 1,1 atm de presión, obtenido a partir de 9 moles de yodo.



1 Escribimos la reacción iónica y hallamos sus estados de oxidación



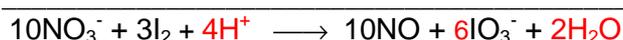
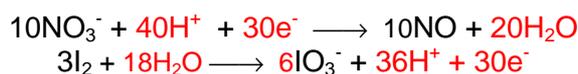
3 Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{NO}$, primero ajustamos las masas teniendo en cuenta que estamos en medio ácido $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \longrightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$, y, después, ajustamos la carga, $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

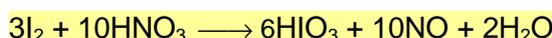
Oxidación: $\text{I}_2 \longrightarrow \text{IO}_3^-$ ajustamos primero la masa $\text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+$, ajustamos la carga, $\text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^-$.

Multiplicamos la primera por 10 y la 2ª por 3

4



5 Luego, introduciendo coeficientes, la reacción molecular es:



9 moles de $\text{I}_2 \cdot \frac{10 \text{ moles de NO}}{3 \text{ moles de I}_2} = 30$ moles de NO, que ocupan, según la ley de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{30 \cdot 0,082 \cdot (25 + 273)}{1,1} = 666,64 \text{ L de NO se forman}$$

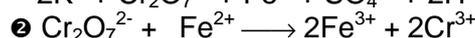
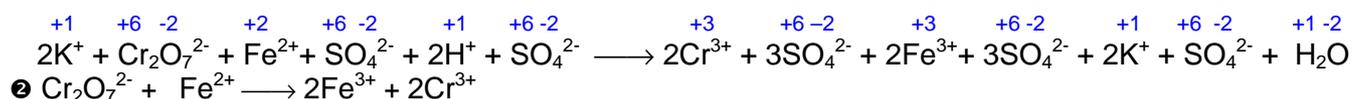


Ⓕ Ajusta, por el método del ión-electrón, las siguientes ecuaciones de oxidación-reducción:



a)

Ⓐ Escribimos la reacción iónica y hallamos sus estados de oxidación



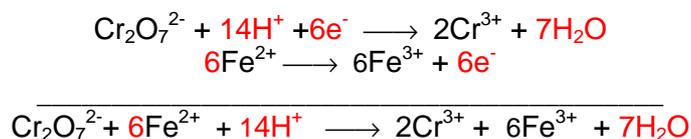
Ⓒ Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}$, primero ajustamos las masas teniendo en cuenta que estamos en medio ácido $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$, y, después, ajustamos la carga, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$.

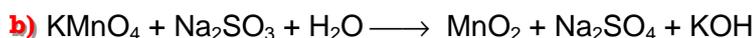
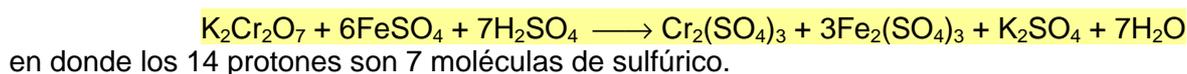
Oxidación: $\text{Fe}^{2+} \longrightarrow 2\text{Fe}^{3+}$ ajustamos primero la masa $2\text{Fe}^{2+} \longrightarrow 2\text{Fe}^{3+}$ y después ajustamos la carga, $2\text{Fe}^{2+} \longrightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{e}^-$.

Multiplicamos la 2ª por 3

Ⓓ

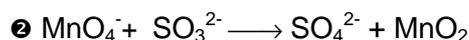
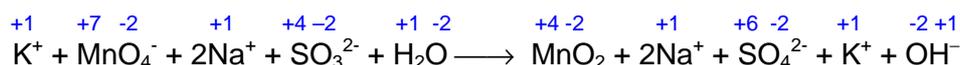


Ⓔ Luego, introduciendo coeficientes, la reacción molecular es:



Esta reacción ocurre en medio básico, para ajustar las semiecuaciones en este medio, se procede de forma similar a medio ácido pero se añaden al miembro con defecto de oxígenos el doble de OH que la cantidad de oxígenos necesarios y, en el lado contrario, la mitad de las moléculas de agua que de OH añadidos

Ⓐ Escribimos la reacción iónica y hallamos sus estados de oxidación



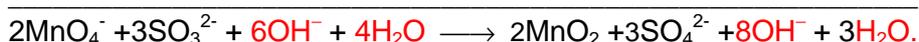
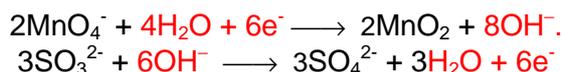
6 Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{MnO}_2$ ajustamos primero la masa (en medio básico) $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$ y después ajustamos la carga, $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$.

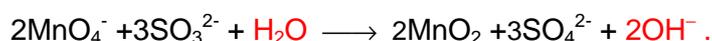
Oxidación: $\text{SO}_3^{2-} \longrightarrow \text{SO}_4^{2-}$, primero ajustamos las masas teniendo en cuenta que estamos en medio básico $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- \longrightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$, y, después, ajustamos la carga, $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- \longrightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$.

Multiplicamos la primera por 2 y la 2ª por 3 para igualar los electrones intercambiados.

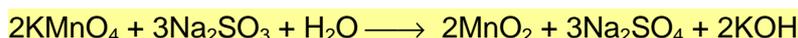
7



Simplificando el agua y los hidroxilo queda:



8 Luego, introduciendo coeficientes, la reacción molecular es:



9 El permanganato de potasio es un oxidante energético que, en medio ácido, pasa a sal de manganeso (II). Calcula el peso equivalente del permanganato de potasio en esa semirreacción.

Masas atómicas: Mn = 55 g/mol; K = 39 g/mol; O = 16 g/mol



La semireacción es: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

$$\text{Pe} = \frac{\text{PM}}{\text{n}^\circ \text{ de e}^-} = \frac{158}{5} = 31,6 \frac{\text{g}}{\text{eq}}$$



10 Se pretende valorar una disolución de permanganato de potasio de concentración desconocida con una disolución 0,2 M de sulfato de hierro (II).

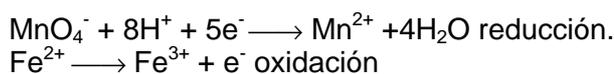
a) Explica cómo llevarías a cabo dicha valoración en laboratorio.

b) Si se supone que para valorar 28 ml de la disolución de permanganato, se necesitan 50 ml de la disolución de sulfato de hierro (II), ¿cuál es la concentración de la disolución de permanganato?



a) En la pipeta ponemos la disolución de sulfato de hierro de concentración 0,2 M conocida y en el matraz un volumen dado de la disolución de permanganato cuya concentración pretendemos conocer, vamos añadiendo gota a gota el sulfato hasta que observemos que el permanganato cambia de color, entonces anotamos el volumen gastado de sulfato para alcanzar el punto de equilibrio.

b) Las semireacciones son:



Como la volumetría redox ocurre equivalente a equivalente:

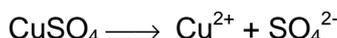
$$N_{\text{FeSO}_4} \cdot V_{\text{FeSO}_4} = N_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4} \Leftrightarrow M_{\text{FeSO}_4} (n^\circ \text{e}^-)_{\text{oxidación}} \cdot V_{\text{FeSO}_4} = M_{\text{KMnO}_4} (n^\circ \text{e}^-)_{\text{reducción}} \cdot V_{\text{KMnO}_4} \text{ luego}$$

$$\text{despejando } M_{\text{KMnO}_4} = \frac{n^\circ \text{e}^- \text{ oxidación}}{n^\circ \text{e}^- \text{ reducción}} \cdot \frac{V_{\text{FeSO}_4}}{V_{\text{KMnO}_4}} \cdot M_{\text{FeSO}_4} = \frac{1}{5} \cdot \frac{50}{28} \cdot 0,2\text{M} = 0,071 \text{ M en permanganato.}$$



9 Explica qué sucederá si se pone una disolución de CuSO_4 en:

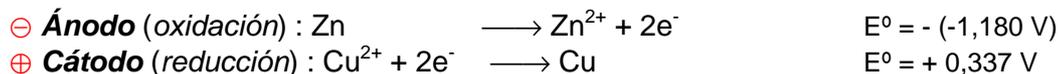
- a) Un recipiente de cinc.
b) Un recipiente de plata.



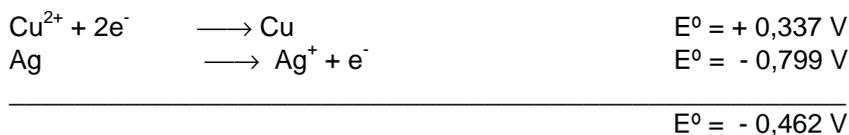
Escribimos las semireacciones y potenciales de reducción de las tres especies implicadas:



a) El catión cúprico ataca al recipiente de Zn formando catión Zn^{2+} que pasa a la disolución, ya que el proceso es espontáneo pues tiene potencial positivo:



b) El catión cúprico no ataca a la plata pues el proceso tiene un potencial negativo y no es espontáneo:



10 Conocidos los valores de los potenciales normales de reducción para los sistemas siguientes: $E^\circ (\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = +1,500 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,799 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,337 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,250 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,440 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,763 \text{ V}$; contesta a las siguientes cuestiones:

a) ¿Qué metales de la lista anterior se disolverán espontáneamente en una disolución acuosa 1 M de HCl?

b) ¿En qué casos se depositará otro metal sobre una barra de hierro que se introduce en disoluciones acuosas de nitrato de plata, nitrato de cinc y nitrato de cobre?

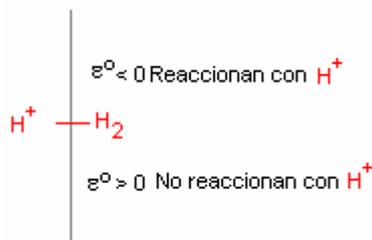


a) El que los ácidos (HCl) ataquen o no a los metales depende de su potencial de reducción respecto del hidrógeno (que es cero), los metales de potenciales negativos serán atacados por los ácidos pero no los metales de potenciales positivos.

La reacción es:



Para que esto ocurra el metal ha de ser más reductor que el hidrógeno (por encima de él), los más oxidantes que están por debajo no reaccionan:



Zn → Sí se disuelve en ácido pues $\epsilon^0 (Zn^{2+} / Zn) = - 0,763 \text{ V}$.

Ag → No se disuelve en ácido pues $\epsilon^0 (Ag^+ / Ag) = + 0,799 \text{ V}$.

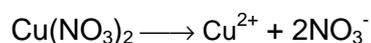
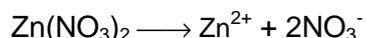
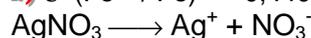
Cu → No se disuelve en ácido pues $\epsilon^0 (Cu^{2+} / Cu) = + 0,337 \text{ V}$.

Ni → Sí se disuelve en ácido pues $\epsilon^0 (Ni^{2+} / Ni) = - 0,25 \text{ V}$.

Fe → Sí se disuelve en ácido pues $\epsilon^0 (Fe^{2+} / Fe) = - 0,440 \text{ V}$.

Au → No se disuelve en ácido pues $\epsilon^0 (Au^{3+} / Au) = + 1,500 \text{ V}$.

b) $\epsilon^0 (Fe^{2+} / Fe) = - 0,440 \text{ V}$



Luego los potenciales las semireacciones implicadas son :

$\epsilon^0 (Zn^{2+} / Zn) = - 0,763 \text{ V}$.

$\epsilon^0 (Ag^+ / Ag) = + 0,799 \text{ V}$.

$\epsilon^0 (Cu^{2+} / Cu) = + 0,337 \text{ V}$.

$\epsilon^0 (Fe^{2+} / Fe) = - 0,440 \text{ V}$.

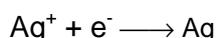
Luego se deposita Zn y Cu pero no plata pues serían procesos espontáneos $E^0_{pila} > 0$



①① Una cuba electrolítica contiene cloruro de plata. Sí por ella pasa una cantidad de corriente igual a 96 500 C, ¿qué cantidad de plata se depositará y en qué electrodo? Si el electrolito fuera sulfato de cobre (II), ¿cuánto cobre se depositaría? Masas atómicas: Ag =108 g/mol, Cu = 63,5 g/mol

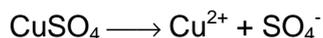


Como la semireacción del electrodo de plata es:



Una corriente de un Faraday (96 500 C) deposita un equivalente de plata, que son 108 g de Ag que se depositaría en el cátodo que es donde tiene lugar la reducción.

En el caso del sulfato de cobre, como toda sal es electrolito fuerte, estaría dissociada:



Y como en la semireacción $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$ intervienen dos electrones un Faraday depositaría también un equivalente de cobre que es

$$Pe = \frac{PM}{n^\circ e^-} = \frac{63,5}{2} = 31,75 \text{ g de Cu}$$

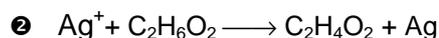
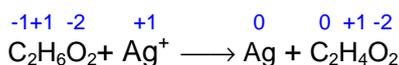


Un paso más

1 2 Cuando se hace una fotografía en blanco y negro, se activan, por efecto de la luz, las moléculas de AgBr que están contenidas en la película fotográfica. Cuando se revela la película, se trata con una disolución de hidroquinona ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$), con lo que los iones Ag^+ de las moléculas activadas se reducen a Ag, de color negro, y la hidroquinona se oxida a quinona ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$). Escribe y ajusta la reacción redox que tiene lugar.



1 Escribimos la reacción iónica y hallamos sus estados de oxidación



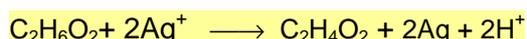
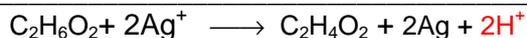
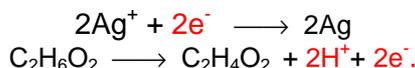
3 Ajuste de semireacciones:

Reducción: $\text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Ag}$, ajustamos la carga, $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$

Oxidación: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2 \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ ajustamos primero la masa $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2 \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + 2\text{H}^+$ ajustamos la carga, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2 \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$.

Multiplicamos la 1ª por 2

4



1 3 En una reacción de dismutación o desproporción, un mismo reactivo se oxida y se reduce,

a) Ajusta la reacción de dismutación del yodo molecular en medio básico (NaOH), en la que se obtiene yoduro de sodio y yodato de sodio.

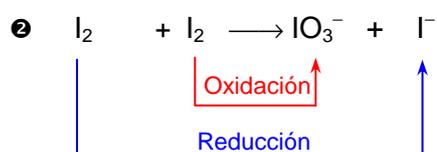
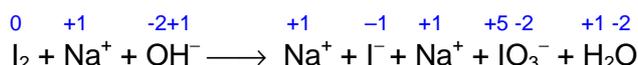
b) Calcula la cantidad de yoduro de sodio que se obtendrá si se parte de 100 g de yodo y la reacción tiene un rendimiento del 80 %. Masas atómicas: I = 126,9 g/mol; Na = 23 g/mol



a)

Esta reacción ocurre en **medio básico**, para ajustar las semiecuaciones en este medio, se procede de forma similar a medio ácido pero se añaden al miembro con defecto de oxígenos el doble de OH⁻ que la cantidad de oxígenos necesarios y, en el lado contrario, la mitad de las moléculas de agua que de OH⁻ añadidos

1) Escribimos la reacción iónica y hallamos sus estados de oxidación



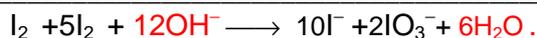
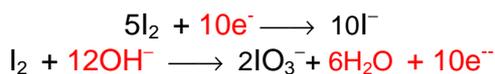
3) Ajuste de semireacciones:

Reducción: I₂ → I⁻ ajustamos primero la masa I₂ → 2I⁻ y después ajustamos la carga, I₂ + 2e⁻ → 2I⁻

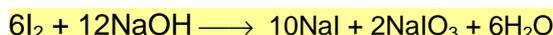
Oxidación: I₂ → IO₃⁻, primero ajustamos las masas teniendo en cuenta que estamos en medio básico I₂ + 12OH⁻ → 2IO₃⁻ + 6H₂O, y, después, ajustamos la carga, I₂ + 12OH⁻ → 2IO₃⁻ + 6H₂O + 10e⁻.

Multiplicamos la primera por 5 para igualar los electrones intercambiados.

4)



5) Luego, introduciendo coeficientes, la reacción molecular ajustada es:



b)

$$100 \text{ g de I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de I}_2}{253,8 \text{ g de I}_2} \cdot \frac{10 \text{ moles de NaI}}{6 \text{ moles de I}_2} \cdot \frac{80}{100} \cdot \frac{149,9 \text{ g de NaI}}{1 \text{ mol de NaI}} = 78,75 \text{ g de NaI}$$

