

OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

1. *Determinar el número de oxidación del cromo en cada uno de los siguientes compuestos:*



El número de oxidación del ion sulfato (SO_4^-) es -2 , por lo que los tres iones sulfato presentes en la molécula tienen como número de oxidación:

$$3 \cdot (-2) = -6$$

En consecuencia, los dos átomos de cromo deben tener como número de oxidación $+6$, por lo que el valor correspondiente a cada uno de ellos es $+3$.



Considerando que el número de oxidación de cada uno de los átomos de oxígeno es -2 , el número de oxidación del cromo ha de ser $+6$, a fin de que la suma algebraica de los números de oxidación de los cuatro átomos que constituyen la molécula sea igual a cero.



La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos de potasio y oxígeno es:

$$2 \cdot 1 + 7 \cdot (-2) = 2 + (-14) = -12$$

En consecuencia, el número de oxidación de cada uno de los átomos de cromo ha de ser $+6$, a fin de que la suma algebraica de los números de oxidación sea igual a cero.



La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos de oxígeno e hidrógeno es:

$$4 \cdot (-2) + 2 \cdot 1 = -8 + 2 = -6$$

En consecuencia, el número de oxidación del cromo ha de ser $+6$, a fin de que la suma algebraica de los números de oxidación sea igual a cero.

2. *Determinar el número de oxidación de los diversos elementos que intervienen en la constitución del perclorato potásico.*

La fórmula del perclorato potásico es: KClO_4 . Por consiguiente, para que la suma algebraica de los números de oxidación de los átomos sea cero, el número de oxidación con que ha de actuar cada uno de sus elementos es:

Potasio +1 ; Cloro +7 ; Oxígeno -2

3. **Determinar el número de oxidación de los diversos elementos que intervienen en la constitución del peróxido de hidrógeno.**

La fórmula del peróxido de hidrógeno es: H_2O_2 . Por consiguiente, el número de oxidación con que actúa cada uno de sus elementos es:

Oxígeno -1 ; Hidrógeno..... +1

4. **Determinar el número de oxidación de cada uno de los átomos que intervienen en la molécula de cloro.**

Por tratarse de un elemento en estado libre, el número de oxidación con que actúa cada uno de sus átomos es 0.

5. **Determinar el número de oxidación de los diversos elementos que intervienen en la constitución del permanganato potásico.**

La fórmula del permanganato potásico es: $KMnO_4$. Por consiguiente, para que la suma algebraica de los números de oxidación de los átomos sea cero, sus elementos han de actuar con los siguientes números de oxidación:

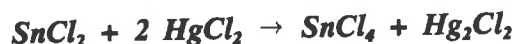
Potasio +1 ; Oxígeno -2 ; Manganeso..... +7

6. **Determinar el número de oxidación de los diversos elementos que intervienen en la constitución del sulfato sódico.**

La fórmula del sulfato sódico es: Na_2SO_4 . Por consiguiente, y en base a la misma consideración expuesta en los ejercicios anteriores, sus elementos han de actuar con los siguientes números de oxidación:

Sodio +1 ; Oxígeno -2 ; Azufre +6

7. **En la siguiente reacción, señalar el agente oxidante, el agente reductor, la sustancia oxidada y la sustancia reducida:**



El mercurio que forma parte del cloruro mercúrico es el agente oxidante, ya que su número de oxidación disminuye de +2 a +1. Por consiguiente, el cloruro mercúrico es la sustancia reducida.

El estaño que forma parte del cloruro estannoso es el agente reductor, ya que su número de oxidación aumenta de +2 a +4. Por consiguiente, el cloruro estannoso es la sustancia oxidada.

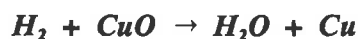
8. **En la siguiente reacción, señalar el agente oxidante, el agente reductor, la sustancia oxidada y la sustancia reducida:**



El ion cúprico es el agente oxidante, ya que su número de oxidación disminuye de +2 a 0. Por consiguiente, el compuesto del que procede este ion es la sustancia reducida.

El hierro libre es el agente reductor, ya que su número de oxidación aumenta de 0 a +2. Por consiguiente, el hierro es la sustancia oxidada.

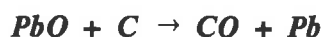
9. *En la siguiente reacción, señalar el agente oxidante, el agente reductor, la sustancia oxidada y la sustancia reducida:*



El cobre que forma parte del óxido cúprico es el agente oxidante, ya que su número de oxidación disminuye de +2 a 0. Por consiguiente, el óxido cúprico es la sustancia reducida.

El hidrógeno libre es el agente reductor, ya que su número de oxidación aumenta de 0 a +1. Por consiguiente, el hidrógeno es la sustancia oxidada.

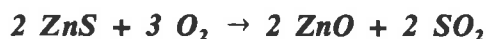
10. *En la siguiente reacción, señalar el agente oxidante, el agente reductor, la sustancia oxidada y la sustancia reducida:*



El plomo que forma parte del óxido plumboso es el agente oxidante, ya que su número de oxidación disminuye de +2 a 0. Por consiguiente, el óxido de plomo es la sustancia reducida.

El carbono es el agente reductor, ya que su número de oxidación aumenta de 0 a +2. Por consiguiente, el carbono es la sustancia oxidada.

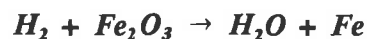
11. *En la siguiente reacción, señalar el agente oxidante, el agente reductor, la sustancia oxidada y la sustancia reducida:*



El oxígeno libre es el agente oxidante, ya que su número de oxidación disminuye de 0 a -2. Por consiguiente, el oxígeno es la sustancia reducida.

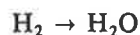
El azufre que forma parte del sulfuro de cinc es el agente reductor, ya que su número de oxidación aumenta de -2 a +4. Por consiguiente, el sulfuro de cinc es la sustancia oxidada.

12. *Ajustar la reacción química:*

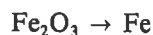


Para ajustar la reacción por el procedimiento del número de oxidación, procedemos a realizar cada una de las cuatro etapas precisas:

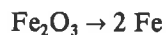
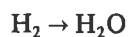
- I. Considerando que el hidrógeno se oxida, convirtiéndose en agua, la ecuación de oxidación es:



Por otra parte, considerando que el óxido férrico se reduce, convirtiéndose en hierro libre, la ecuación de reducción es:

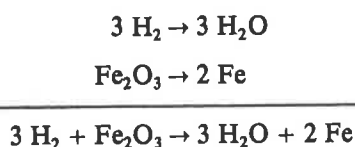


- II. A continuación, procedemos a ajustar los átomos de hidrógeno en la primera ecuación y los de hierro en la segunda, ya que son estos los elementos que han sufrido la oxidación y la reducción, respectivamente:



- III. La variación en el número de oxidación del hidrógeno es 1 (de 0 a +1), pero como en la ecuación figuran dos átomos de hidrógeno, la variación experimentada es 2. Por otra parte, la variación sufrida por el número de oxidación del hierro es 3 (de +3 a 0), pero como en la ecuación figuran dos átomos de hierro, la variación experimentada es 6.

En consecuencia, multiplicamos por 6 los dos miembros de la primera ecuación y por 2 los dos miembros de la segunda, o lo que es lo mismo, por 3 y por 1, respectivamente, sumando miembro a miembro las igualdades obtenidas:



- IV. Por último, habría que añadir a cada miembro las moléculas que sean necesarias para completar los átomos existentes en el otro miembro. Sin embargo, en este caso concreto no es preciso hacerlo, ya que la reacción ha quedado ajustada:



13. Ajustar la reacción química:

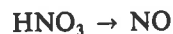


Para ajustar la reacción por el procedimiento del número de oxidación, procedemos a realizar cada una de las cuatro etapas precisas:

- I. Considerando que el cobre se oxida, convirtiéndose en nitrato cúprico, la ecuación de oxidación es:



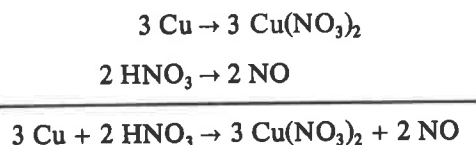
Por otra parte, considerando que el ácido nítrico se reduce, convirtiéndose en monóxido de nitrógeno, la ecuación de reducción es:



- II. A continuación, habría que ajustar los átomos de cobre en la primera ecuación y los de nitrógeno en la segunda. Ahora bien, en este caso no es preciso hacerlo, ya que las ecuaciones se encuentran ajustadas.

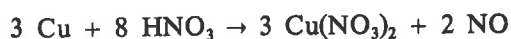
- III. La variación en el número de oxidación del cobre es 2 (de 0 a +2). Por otra parte, la variación en el número de oxidación del nitrógeno es 3 (de +5 a +2).

En consecuencia, multiplicamos por 3 los dos miembros de la primera ecuación y por 2 los de la segunda, sumando miembro a miembro las igualdades obtenidas:



- IV. Por último, procedemos a añadir a cada miembro las moléculas que sean necesarias para completar los átomos existentes en el otro miembro.

En el segundo miembro hay 8 átomos de nitrógeno, mientras que en el primero solamente hay 2. Para compensar la diferencia, añadimos 6 moléculas de ácido nítrico al primer miembro, que de esta forma —con las 2 que había— queda con un total de 8 moléculas de dicho ácido:



Para compensar los 8 átomos de hidrógeno del primer miembro, añadimos 4 moléculas de agua en el segundo miembro:



Con ello, como puede observarse, la reacción queda ajustada.

14. Ajustar la reacción química:

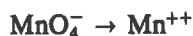


Para ajustar la reacción por el procedimiento del ion electrón, procedemos a realizar cada una de las cuatro etapas precisas:

I. Considerando que el ion sulfito (SO_3^-) se oxida, convirtiéndose en ion sulfato (SO_4^-), la ecuación de oxidación es:



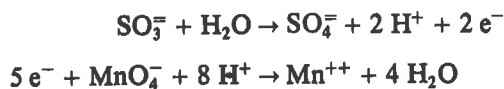
Por otra parte, considerando que el ion permanganato (MnO_4^-) se reduce, convirtiéndose en ion manganeso (Mn^{++}), la ecuación de reducción es:



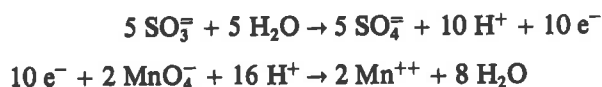
II. A continuación, procedemos a ajustar ambas ecuaciones en masas y en cargas eléctricas.

Para ajustar las masas, utilizamos moléculas de agua e iones H^+ , ya que la reacción transcurre en medio ácido; y para ajustar las cargas eléctricas, colocamos electrones en el miembro en que haya exceso de cargas.

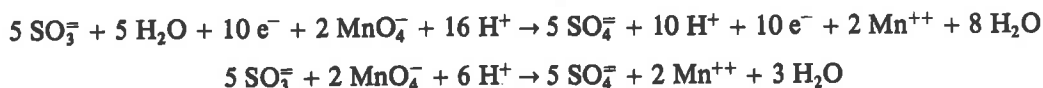
Con este ajuste, las ecuaciones quedan en la forma:



III. En la primera ecuación se han colocado dos electrones y en la segunda 5. Por consiguiente, multiplicamos por 5 a los dos miembros de la primera ecuación y por 2 a los de la segunda:



y, a continuación, sumamos miembro a miembro ambas igualdades y reducimos términos semejantes:

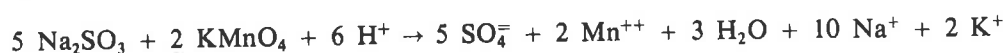


IV. Por último, procedemos a añadir a los dos miembros los iones que faltan para completar las moléculas.

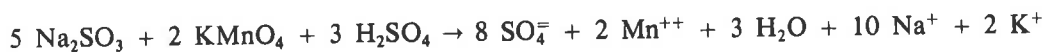
Los cinco iones SO_3^- exigen la adición de diez iones Na^+ para formar cinco moléculas de sulfato sódico:



Los dos iones MnO_4^- exigen la adición de dos iones K^+ para formar dos moléculas de permanganato potásico:



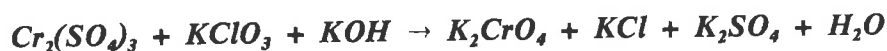
Los seis iones H^+ exigen la adición de tres iones SO_4^- para formar tres moléculas de ácido sulfúrico:



Por último, los iones que se han obtenido en el segundo miembro se unen entre sí formando moléculas completas, con lo que la reacción queda ajustada:

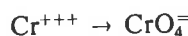


15. Ajustar la reacción química:

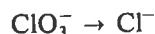


Para ajustar la reacción por el procedimiento del ion electrón, procedemos a realizar cada una de las cuatro etapas precisas:

I. Considerando que el ion crómico (Cr^{+++}) se oxida, convirtiéndose en ion cromato, la ecuación de oxidación es:



Por otra parte, considerando que el ion clorato (ClO_3^-) se reduce, convirtiéndose en ion cloruro (Cl^-), la ecuación de reducción es:

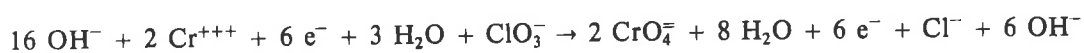


II. A continuación, procedemos a ajustar ambas ecuaciones en masas y en cargas eléctricas.

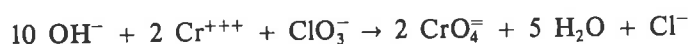
Para ajustar las masas deben utilizarse moléculas de agua e iones OH^- , ya que la reacción transcurre en medio alcalino; y para ajustar las cargas eléctricas, se colocan electrones en el miembro en que haya exceso de cargas. Con este ajuste, las ecuaciones quedan de la forma:



III. En la primera ecuación se han colocado tres electrones y en la segunda seis. Por consiguiente, multiplicamos por 2 a los dos miembros de la primera ecuación y sumamos miembro a miembro ambas igualdades:

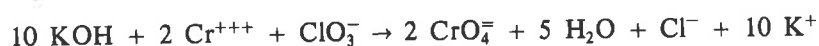


para, a continuación, reducir aquellos términos que sean semejantes:



IV. Por último, añadimos a los dos miembros los iones que faltan para completar las moléculas.

Los diez iones OH^- del primer miembro exigen la adición de diez iones K^+ para formar diez moléculas de hidróxido potásico:



Los dos iones Cr^{+++} del primer miembro exigen la adición de tres iones SO_4^- para formar una molécula de sulfato crómico:



El ion ClO_3^- del primer miembro exige la adición de un ion K^+ para formar una molécula de clorato potásico:



Por último, los iones que se han obtenido en el segundo miembro se unen entre sí formando moléculas completas, con lo que la reacción queda ajustada:



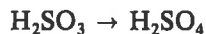
16. *Formular y ajustar la ecuación química correspondiente al proceso que a continuación se describe: Oxidación de ácido sulfuroso por medio de iodo, con formación de ácidos sulfúrico e iodhídrico.*

En principio, basándonos en el enunciado, formulamos la reacción:



Para ajustarla, utilizamos el método del número de oxidación:

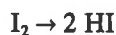
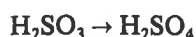
- I. Considerando que el ácido sulfuroso se oxida, convirtiéndose en ácido sulfúrico, la ecuación de oxidación es:



Por otra parte, considerando que el iodo se reduce, convirtiéndose en ácido iodhídrico, la ecuación de reducción es:

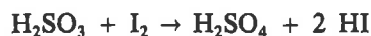


- II. A continuación, procedemos a ajustar los átomos de azufre en la primera ecuación y los de iodo en la segunda:



- III. La variación en el número de oxidación del azufre es 2 (de +4 a +6). Por otra parte, la variación en el número de oxidación del iodo es 1 (de 0 a -1), pero como en la ecuación figuran dos átomos de iodo, la variación total experimentada es 2.

En consecuencia, habría que multiplicar por 2 a ambas ecuaciones, lo que equivale a dejar ambas sin multiplicar, de modo que nos limitamos a sumarlas miembro a miembro:



- IV. En el segundo miembro hay cuatro átomos de oxígeno mientras que en el primero hay solamente tres; para compensar la diferencia añadimos al primer miembro una molécula de agua, con lo que la reacción queda ajustada:



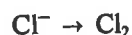
17. **Formular y ajustar la ecuación química correspondiente al proceso que a continuación se describe: Reacción entre ácido hipocloroso y ácido clorhídrico, con formación de cloro.**

En principio, basándonos en el enunciado, formulamos la reacción:

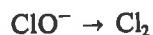


Para ajustarla, utilizamos el método del ion electrón:

- I. Considerando que el ion cloruro se oxida, convirtiéndose en cloro libre, la ecuación de oxidación es:

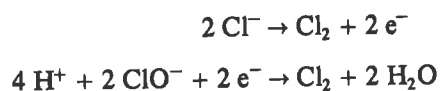


Por otra parte, considerando que el ion hipoclorito se reduce, convirtiéndose también en cloro libre, la ecuación de reducción es:



- II. A continuación, procedemos a ajustar ambas ecuaciones en masas y en cargas eléctricas. Para ajustar las masas, deben utilizarse moléculas de agua e iones H^+ , ya que la reacción transcurre en medio ácido; y para ajustar las cargas eléctricas, se colocan electrones en el miembro en que haya exceso de cargas.

Con este ajuste, las ecuaciones quedan de la forma:



- III. En ambas ecuaciones se han colocado dos electrones, por lo que habría que multiplicar por 2 ambas ecuaciones, lo que equivale a dejar ambas sin multiplicar, de modo que nos limitamos a sumarlas miembro a miembro:



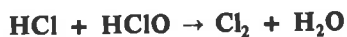
A continuación, dividimos entre 2 los dos miembros, con objeto de simplificar la ecuación:



y, finalmente, reducimos términos semejantes:



- IV. Los iones del primer miembro se unen entre sí formando moléculas completas, con lo que la reacción queda ajustada:



18. **Formular y ajustar la ecuación química correspondiente al proceso que a continuación se describe: Oxidación de cloruro ferroso, en medio ácido, mediante agua oxigenada.**

En principio, basándonos en el enunciado, formulamos la reacción:

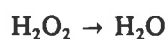


Para ajustarla, utilizamos el método del ion electrón:

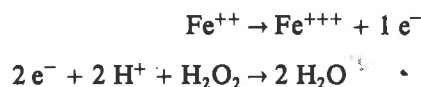
- I. Considerando que el ion ferroso se oxida, convirtiéndose en ion férrico, la ecuación de oxidación es:



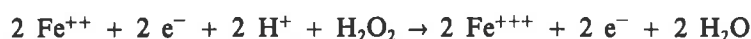
Por otra parte, considerando que el agua oxigenada se reduce, convirtiéndose en agua, la ecuación de reducción es:



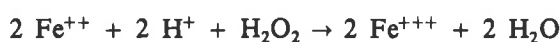
II. A continuación, procedemos a ajustar ambas ecuaciones en masas y en cargas eléctricas, utilizando para ello moléculas de agua e iones H^+ . Con este ajuste, las ecuaciones quedan de la forma:



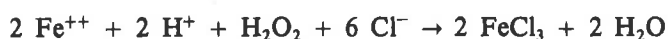
III. En base al número de electrones colocados, multiplicamos por 2 los dos miembros de la primera ecuación y sumamos miembro a miembro las dos ecuaciones:



para terminar reduciendo los términos semejantes:



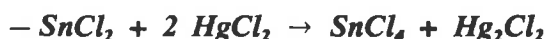
IV. Los dos iones Fe^{+++} del segundo miembro exigen la adición de seis iones Cl^- para formar dos moléculas de cloruro férrico:



Finalmente, los iones del primer miembro se unen entre sí formando moléculas completas, con lo que la reacción queda ajustada:



19. *En las reacciones de los ejercicios 7 al 18, ambos incluidos, calcular los equivalentes-gramo de los agentes oxidantes y reductores.*



El agente oxidante es el cloruro mercúrico. Para calcular su equivalente-gramo, determinamos el mol de dicha sustancia:

$$\text{Pm del HgCl}_2 = 200,6 + 2 \cdot 35,5 = 271,6 \quad ; \quad 1 \text{ Mol de HgCl}_2 = 271,6 \text{ g}$$

y, a continuación, dividiendo dicho mol entre la variación experimentada por el número de oxidación del mercurio (de +2 a +1), obtenemos el equivalente-gramo de dicha sustancia:

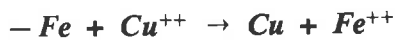
$$\text{Eq} = \frac{271,6}{1} = 271,6 \text{ g} \quad ; \quad \text{Eq del HgCl}_2 = 271,6 \text{ g}$$

El agente reductor es el cloruro estannoso. Para calcular su equivalente-gramo, determinamos el mol de dicha sustancia:

$$\text{Pm del SnCl}_2 = 118,7 + 2 \cdot 35,5 = 189,7 \quad ; \quad 1 \text{ Mol de SnCl}_2 = 189,7 \text{ g}$$

y, a continuación, dividiendo dicho mol entre la variación experimentada por el número de oxidación del estaño (de +2 a +4), obtenemos el equivalente-gramo de dicha sustancia:

$$\text{Eq} = \frac{189,7}{2} = 94,8 \text{ g} \quad ; \quad \text{Eq del SnCl}_2 = 94,8 \text{ g}$$

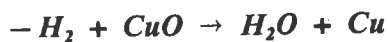


El agente oxidante es el cobre, cuyo número de oxidación disminuye en 2 unidades (de +2 a 0). Por consiguiente, su equivalente-gramo se obtiene dividiendo entre dos el valor de su mol:

$$Eq = \frac{63,5}{2} = 31,7 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ del Cu} = 31,7 \text{ g}$$

El agente reductor es el hierro, cuyo número de oxidación aumenta en 2 unidades (de 0 a +2). Por consiguiente, al igual que en los casos anteriores, su equivalente-gramo resulta de dividir entre dos el valor de su mol:

$$Eq = \frac{55,8}{2} = 27,9 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ del Fe} = 27,9 \text{ g}$$



El agente oxidante es el óxido cúprico. Para calcular su equivalente-gramo, determinamos el mol de dicha sustancia:

$$Pm \text{ del CuO} = 63,5 + 16 = 79,5 \quad ; \quad 1 \text{ Mol de CuO} = 79,5 \text{ g}$$

y, a continuación, dividiendo el valor obtenido entre la variación experimentada por el número de oxidación del cobre (de +2 a 0), obtenemos el equivalente-gramo:

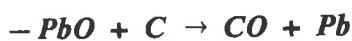
$$Eq = \frac{79,5}{2} = 39,7 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ del CuO} = 39,7 \text{ g}$$

El agente reductor es el hidrógeno, cuyo número de oxidación aumenta en 1 unidad (de 0 a +1), si bien —como en la molécula figuran dos átomos de hidrógeno— la variación total experimentada es de 2 unidades. Por consiguiente, considerando que el mol de hidrógeno es:

$$Pm \text{ del H}_2 = 2 \cdot 1 = 2 \quad ; \quad 1 \text{ Mol de H}_2 = 2 \text{ g}$$

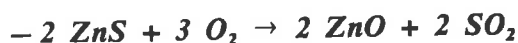
su correspondiente equivalente-gramo se obtiene dividiendo dicho valor entre 2:

$$Eq = \frac{2}{2} = 1 \quad ; \quad Eq \text{ del H}_2 = 1$$



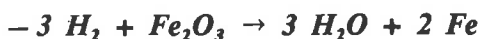
$$\text{Oxidante: } Eq \text{ del PbO} = \frac{207,2 + 16}{|(+2) - 0|} = \frac{223,2}{2} = 111,6 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ del PbO} = 111,6 \text{ g}$$

$$\text{Reductor: } Eq \text{ del C} = \frac{12}{|0 - (+2)|} = \frac{12}{2} = 6 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ del C} = 6 \text{ g}$$



$$\text{Oxidante: } Eq \text{ del O}_2 = \frac{2 \cdot 16}{2 \cdot |0 - (-2)|} = \frac{32}{4} = 8 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ del O}_2 = 8 \text{ g}$$

$$\text{Reductor: } Eq \text{ del ZnS} = \frac{65,4 + 32,1}{|(-2) - (+4)|} = \frac{97,5}{6} = 16,2 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ del ZnS} = 16,2 \text{ g}$$



El agente oxidante es el óxido de hierro. Para calcular su equivalente-gramo, al igual que en todos los casos anteriores, determinamos el mol de dicha sustancia:

$$Pm \text{ del } Fe_2O_3 = 2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 16 = 159,6 \quad ; \quad 1 \text{ Mol de } Fe_2O_3 = 159,6 \text{ g}$$

y, a continuación, considerando que la variación en el número de oxidación del hierro es de 3 unidades (de +3 a 0), si bien —como en la molécula figuran dos átomos de dicho elemento— la variación total experimentada es de 6 unidades, calculamos el equivalente-gramo:

$$Eq = \frac{159,6}{2 \cdot |(+3) - 0|} = \frac{159,6}{6} = 26,6 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ del } Fe_2O_3 = 26,6 \text{ g}$$

El agente reductor es el hidrógeno, que se oxida y se convierte en agua. Por consiguiente, su equivalente-gramo, que ya ha sido calculado con anterioridad, es: $Eq \text{ del } H_2 = 1 \text{ g}$.



$$\text{Oxidante: } Eq \text{ del } HNO_3 = \frac{1 + 14 + 3 \cdot 16}{|(+5) - (+2)|} = \frac{63}{3} = 21 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ del } HNO_3 = 21 \text{ g}$$

$$\text{Reductor: } Eq \text{ del } Cu = \frac{63,5}{|0 - (+2)|} = \frac{63,5}{2} = 31,7 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ del } Cu = 31,7 \text{ g}$$



$$\text{Oxidante: } Eq \text{ del } KMnO_4 = \frac{39,1 + 54,9 + 4 \cdot 16}{|(+7) - (+2)|} = \frac{158}{5} = 31,6 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ del } KMnO_4 = 31,6 \text{ g}$$

$$\text{Reductor: } Eq \text{ del } Na_2SO_3 = \frac{2 \cdot 23 + 32,1 + 3 \cdot 16}{|(+4) - (+6)|} = \frac{126,1}{2} = 63 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ del } Na_2SO_3 = 63 \text{ g}$$



$$\text{Oxidante: } Eq \text{ del } KClO_3 = \frac{39,1 + 35,5 + 3 \cdot 16}{|(+5) - (-1)|} = \frac{122,6}{6} = 20,4 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ del } KClO_3 = 20,4 \text{ g}$$

$$\text{Reductor: } Eq \text{ del } Cr_2(SO_4)_3 = \frac{2 \cdot 52 + 3 \cdot 32,1 + 12 \cdot 16}{2 \cdot |(+3) - (+6)|} = \frac{392,3}{6} = 65,4 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ del } Cr_2(SO_4)_3 = 65,4 \text{ g}$$



$$\text{Oxidante: } Eq \text{ del } I_2 = \frac{2 \cdot 126,9}{2 \cdot |0 - (-1)|} = \frac{253,8}{2} = 126,9 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ del } I_2 = 126,9 \text{ g}$$

$$\text{Reductor: } Eq \text{ del } H_2SO_3 = \frac{2 \cdot 1 + 32,1 + 3 \cdot 16}{|(+4) - (+6)|} = \frac{82,1}{2} = 41 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ del } H_2SO_3 = 41 \text{ g}$$



$$\text{Oxidante: Eq del HClO} = \frac{1 + 35,5 + 16}{|(+1) - 0|} = \frac{52,5}{1} = 52,5 \text{ g} \quad ; \quad \text{Eq del HClO} = 52,5 \text{ g}$$

$$\text{Reductor: Eq del HCl} = \frac{1 + 35,5}{|(-1) - 0|} = \frac{36,5}{1} = 36,5 \text{ g} \quad ; \quad \text{Eq del HCl} = 36,5 \text{ g}$$



$$\text{Oxidante: Eq del H}_2\text{O}_2 = \frac{2 \cdot 1 + 2 \cdot 16}{2 \cdot |(-1) - (-2)|} = \frac{34}{2} = 17 \text{ g} \quad ; \quad \text{Eq del H}_2\text{O}_2 = 17 \text{ g}$$

$$\text{Reductor: Eq del FeCl}_2 = \frac{55,8 + 2 \cdot 35,5}{|(+2) - (+3)|} = \frac{126,8}{1} = 126,8 \text{ g} \quad ; \quad \text{Eq del FeCl}_2 = 126,8 \text{ g}$$

ELECTRÓLISIS

1. *El cloro se obtiene, industrialmente, descomponiendo por electrólisis la molécula de ácido clorhídrico. Describir las cuatro etapas del proceso.*

I. Ionización



II. Orientación

Los iones H^+ se dirigen al cátodo y los iones Cl^- al ánodo.

III. Descarga

Los iones H^+ adquieren un electrón, transformándose en átomos de hidrógeno, mientras que los iones Cl^- pierden un electrón, convirtiéndose en átomos de cloro.

IV. Reacciones finales

En el cátodo:

Los átomos de hidrógeno reaccionan entre sí, transformándose en moléculas de hidrógeno, que se desprende en forma de gas:



En el ánodo:

Los átomos de cloro reaccionan entre sí, transformándose en moléculas de cloro, que se desprende en forma gaseosa:



Como resultado final de la electrólisis, se obtienen hidrógeno y cloro, a costa de consumir ácido clorhídrico.

2. *Para purificar el cobre, se utiliza un procedimiento consistente en efectuar una electrólisis, empleando cobre impuro como ánodo y sulfato cúprico como electrolito; con ello se consigue que en el cátodo se vaya acumulando una capa de cobre puro. Describir las cuatro etapas del proceso.*

I. Ionización



II. Orientación

Los iones SO_4^- se dirigen al ánodo y los iones Cu^{++} al cátodo.

III. Descarga

Los iones SO_4^- pierden dos electrones, transformándose en grupos SO_4 , mientras que los iones Cu^{++} adquieren dos electrones, convirtiéndose en átomos de cobre, que quedan adheridos en el cátodo.

IV. Reacciones finales

En el ánodo:

Los grupos SO_4 reaccionan con el cobre que forma parte del ánodo, con lo que se obtiene sulfato de cobre, que se disuelve de nuevo, pasando a formar parte del electrolito:



Como resultado final de la electrólisis, se va acumulando en el cátodo una capa de cobre puro, mientras que en el ánodo se va disolviendo una masa de cobre equivalente. La composición del electrolito se mantiene inalterada, ya que la misma cantidad de sulfato cúprico que se descompone, se vuelve a reponer como consecuencia de la reacción del ánodo.

3. *En la electrólisis del ácido clorhídrico, calcular la cantidad de electricidad que debe circular para obtener 1 m³ de cloro.*

Considerando la electrólisis descrita en el ejercicio 1, podemos observar que para la formación de un mol de cloro se requiere la descomposición de dos moles de ácido clorhídrico; en consecuencia, teniendo en cuenta que, en este caso —por ser 1 la valencia de unión del ácido clorhídrico, lo que implica que un equivalente-gramo es igual a un mol— la cantidad de electricidad necesaria para transformar un mol de ácido es 96 500 C, podemos plantear una regla de tres que nos permita calcular la cantidad de electricidad solicitada:

$$\left. \begin{array}{l} 22,4 \text{ l de Cl}_2 \dots\dots\dots 2 \cdot 96\,500 \text{ C} \\ 1\,000 \text{ l de Cl}_2 \dots\dots\dots q \text{ C} \end{array} \right\} q = \frac{1\,000 \cdot 2 \cdot 96\,500}{22,4} = 8,6 \cdot 10^6 \text{ C} ; q = 8,6 \cdot 10^6 \text{ C}$$

4. *Calcular la cantidad de ácido clorhídrico que se descompone en el mismo proceso electrolítico, por el paso de 10 C.*

En principio, calculamos el peso molecular del ácido clorhídrico:

$$Pm \text{ del HCl} = 1 + 35,5 = 36,5$$

A continuación, mediante las mismas consideraciones que en el ejercicio anterior, planteamos la correspondiente regla de tres:

$$\left. \begin{array}{l} 96\,500 \text{ C} \dots\dots\dots 36,5 \text{ g} \\ 10 \text{ C} \dots\dots\dots m \text{ g} \end{array} \right\} m = \frac{10 \cdot 36,5}{96\,500} = 0,00378 \text{ g} = 3,78 \text{ mg} ; m = 3,78 \text{ mg}$$

5. *En una electrólisis de hidróxido sódico disuelto en agua, se utiliza una corriente de 0,12 A. Calcular el volumen de hidrógeno que se desprende en un minuto.*

Las reacciones que tienen lugar en el proceso electrolítico expuesto son:

Ionización:



Descarga:



Reacciones finales:



De la observación de estas reacciones se deduce que para la formación de un mol de hidrógeno es preciso descomponer dos moles de hidróxido sódico, lo que requiere el paso de $2 \cdot 96\,500 \text{ C}$, ya que la valencia de unión del hidróxido sódico es 1.

En consecuencia, como —por ser la intensidad: $I = 0,12 \text{ A}$, y el tiempo: $t = 1 \text{ min} = 60 \text{ s}$ — el número de culombios que ha circulado por el electrólito es:

$$q = I \cdot t = 0,12 \cdot 60 = 7,2 \text{ C}$$

podemos plantear una regla de tres que nos permita calcular el volumen solicitado:

$$\left. \begin{array}{l} 2 \cdot 96\,500 \text{ C} \dots\dots\dots 22,4 \text{ l de H}_2 \\ 7,2 \text{ C} \dots\dots\dots V \text{ l de H}_2 \end{array} \right\} V = \frac{7,2 \cdot 22,4}{2 \cdot 96\,500} = 0,00084 \text{ l} = 0,84 \text{ cm}^3 \quad ; \quad V = 0,84 \text{ cm}^3$$

6. *Una corriente de 0,5 A circula durante una hora a través de una disolución de ácido clorhídrico. Calcular el volumen de hidrógeno desprendido.*

Considerando que —por ser la intensidad: $I = 0,5 \text{ A}$, y el tiempo: $t = 1 \text{ h} = 3\,600 \text{ s}$ — la cantidad de electricidad que ha circulado por el electrólito es:

$$q = I \cdot t = 0,5 \cdot 3\,600 = 1\,800 \text{ C}$$

y que, según se deduce del ejercicio 1, en el proceso electrolítico enunciado, la formación de un mol de hidrógeno requiere $2 \cdot 96\,500 \text{ C}$, podemos expresar:

$$\left. \begin{array}{l} 2 \cdot 96\,500 \text{ C} \dots\dots\dots 22,4 \text{ l de H}_2 \\ 1\,800 \text{ C} \dots\dots\dots V \text{ l de H}_2 \end{array} \right\} V = \frac{1\,800 \cdot 22,4}{2 \cdot 96\,500} = 0,209 \text{ l} \quad ; \quad V = 0,209 \text{ l}$$

7. *Una corriente de 2 A circula durante 3 h a través de una disolución de nitrato de plata. Calcular la masa de plata depositada en el cátodo.*

En principio, sustituyendo los valores:

$$I = 2 \text{ A} \quad ; \quad t = 3 \text{ h} = 3 \cdot 3\,600 \text{ s} = 10\,800 \text{ s}$$

en la fórmula correspondiente, calculamos la cantidad de electricidad que ha circulado a través del electrólito:

$$q = I \cdot t = 2 \cdot 10\,800 = 21\,600 \text{ C}$$

A continuación, considerando que —por ser 1 la valencia de enlace— un equivalente-gramo de plata contiene 107,9 g, planteamos la correspondiente regla de tres:

$$\left. \begin{array}{l} 96\,500 \text{ C} \dots\dots\dots 107,9 \text{ g de Ag} \\ 21\,600 \text{ C} \dots\dots\dots m \text{ g de Ag} \end{array} \right\} m = \frac{21\,600 \cdot 107,9}{96\,500} \approx 24,2 \text{ g} \quad ; \quad m = 24,2 \text{ g}$$

8. *Se quiere dorar una medalla de 6 cm^2 de superficie, recubriéndola de una capa de oro de $0,04 \text{ mm}$ de espesor. Calcular el tiempo durante el que deberá circular una corriente de $1,3 \text{ A}$, sabiendo que la densidad del oro es $19,3 \text{ g/cm}^3$.*

En principio, calculamos la masa de oro precisa para el recubrimiento:

$$V = 6 \text{ cm}^2 \cdot 0,04 \text{ mm} = 6 \text{ cm}^2 \cdot 0,004 \text{ cm} = 0,024 \text{ cm}^3$$

$$m = V \cdot d = 0,024 \text{ cm}^3 \cdot 19,3 \text{ g/cm}^3 = 0,4632 \text{ g}$$

y determinamos el equivalente-gramo del oro, considerando que la electrólisis se verifica utilizando una sal áurica:

$$Eq = \frac{\text{Masa de un mol}}{\text{Valencia de enlace}} = \frac{197,2 \text{ g}}{3} = 65,73 \text{ g}$$

A continuación, mediante una regla de tres, calculamos la cantidad de electricidad necesaria para depositar la masa de oro que supone el recubrimiento:

$$\left. \begin{array}{l} 65,73 \text{ g de Au} \dots\dots\dots 96\,500 \text{ C} \\ 0,4632 \text{ g de Au} \dots\dots\dots q \text{ C} \end{array} \right\} q = \frac{0,4632 \cdot 96\,500}{65,73} = 680 \text{ C}$$

Finalmente, despejando t en la fórmula: $q = I \cdot t$, y sustituyendo en la expresión obtenida los valores: $q = 680 \text{ C}$, $I = 1,3 \text{ A}$, resulta:

$$q = I \cdot t \Rightarrow t = \frac{q}{I} = \frac{680 \text{ C}}{1,3 \text{ A}} = 523 \text{ s} = 8 \text{ min } 43 \text{ s} \quad ; \quad t = 8 \text{ min } 43 \text{ s}$$

9. *Calcular el tiempo necesario para purificar 1 kg de cobre en la electrólisis del ejercicio 2, si se utiliza una corriente de 3 A de intensidad.*

En principio, considerando que un mol de cobre supone 63,5 g y que —según se deduce del ejercicio 2— la valencia de enlace es 2, calculamos el equivalente-gramo del cobre:

$$Eq = \frac{\text{Masa de un mol}}{\text{Valencia de enlace}} = \frac{63,5 \text{ g}}{2} = 31,75 \text{ g}$$

A continuación, basándonos en que —según la definición del Faraday— para depositar un equivalente-gramo (en este caso, 31,75 g) se precisan 96 500 C, calculamos la carga necesaria para depositar 1 kg del citado metal:

$$\left. \begin{array}{l} 31,75 \text{ g} \dots\dots\dots 96\,500 \text{ C} \\ 1\,000 \text{ g} \dots\dots\dots q \text{ C} \end{array} \right\} q = \frac{1\,000 \cdot 96\,500}{31,75} = 3\,039\,370 \text{ C}$$

Finalmente, despejando t en la fórmula: $q = I \cdot t$, y sustituyendo en la expresión obtenida los valores: $q = 3\,039\,370 \text{ C}$, $I = 3 \text{ A}$, resulta:

$$q = I \cdot t \Rightarrow t = \frac{q}{I} = \frac{3\,039\,370 \text{ C}}{3 \text{ A}} = 1\,013\,123 \text{ s} = 281 \text{ h } 25 \text{ min} \quad ; \quad t = 281 \text{ h } 25 \text{ min}$$

10. *En una cuba electrolítica, se colocan 5 l de disolución 0,1 M de ácido clorhídrico. Calcular la concentración del mismo después de que haya pasado, durante una hora, una corriente de 8,5 A.*

En principio, sustituyendo los valores: $I = 8,5 \text{ A}$, $t = 1 \text{ h} = 3\,600 \text{ s}$, en la fórmula correspondiente, calculamos la cantidad de electricidad que ha circulado:

$$q = I \cdot t = 8,5 \cdot 3\,600 = 30\,600 \text{ C}$$

A continuación, considerando que la valencia de unión del ácido clorhídrico es 1, calculamos el número de moles descompuestos por el paso de la carga expresada:

$$n_d = \frac{30\,600 \text{ C}}{96\,500 \text{ C}} = 0,317 \text{ moles}$$

Como el número de moles inicialmente presentes en el electrolito eran:

$$n_i = 0,1 \text{ M} \cdot 5 \text{ l} = 0,5 \text{ moles}$$

es evidente que, después del paso de la corriente, quedarán por descomponer:

$$n = n_i - n_d = 0,5 - 0,317 = 0,183 \text{ moles}$$

Finalmente, puesto que estos moles sin descomponer están disueltos en 5 l, la concentración de la disolución después del paso de la corriente es:

$$c = \frac{0,183 \text{ moles}}{5 \text{ litros}} = 0,037 \text{ M} \quad ; \quad c = 0,037 \text{ M}$$