

BALANCEO DE ECUACIONES REDOX.
MÉTODO DEL ION-ELECTRÓN

Dr. Aníbal Bascuñán Blaset
Departamento de Química Inorgánica y Nuclear

FACULTAD DE QUÍMICA

U.N.A.M
2007



BALANCEO DE ECUACIONES REDOX. MÉTODO DEL ION-ELECTRÓN

FACULTAD DE QUÍMICA UNAM

Dr. Aníbal Bascuñán Blaset

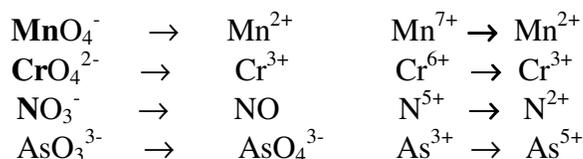
Introducción: De acuerdo a sus características químicas, las reacciones pueden ser agrupadas de muy diferentes maneras. Así es posible hablar de reacciones ácido-base, de síntesis, de doble descomposición o metatesis, de sustitución, de neutralización, de oxidación-reducción, etcétera.

En esta presentación nos abocaremos a la resolución de las ecuaciones mediante las cuales se representa a las **reacciones de oxidación-reducción**, y estudiaremos el balanceo de ecuaciones por el **método del ion-electrón**. El contenido está **destinado a estudiantes que se inician en este estudio**, razón por la cual se dan muchos detalles y algunas indicaciones, justamente para principiantes.

Este procedimiento es llamado "**método del ion-electrón**", porque en su resolución aparecen iones y electrones, por cuanto la mayor parte de las reacciones presentadas ocurren en medio acuoso. Aunque a veces también aparecen especies al estado sólido o líquido, las que se expresan por sus símbolos, sus fórmulas mínimas o sus fórmulas globales. Ej. Cu, Fe, Hg, As₂S₃, CuO, SO₂, H₂O, etcétera.

Durante el balanceo de las ecuaciones se emplean los iones y moléculas que cambian durante el proceso, es decir, aquellas especies químicas en las cuales **el elemento principal** (el elemento central de las especies poliatómicas) aumenta o disminuye su número de oxidación. En los iones poliatómicos se hace hincapié sobre el átomo central, porque es el que experimenta el cambio en el número de oxidación durante el proceso de óxido-reducción.

Ejemplos.



Lo anterior implica que en uno u otro miembro de la ecuación deberán aparecer los electrones necesarios para igualar las cargas presentes en ambos miembros de la misma. Por otra parte, como se trabaja en medio acuoso, estarán presentes el agua y los hidronios o los hidroxilos, según el caso, los que serán nuestras herramientas para el balanceo de las ecuaciones. Para facilitar la escritura se representa los hidronios H₃O⁺ por H⁺.

1. Reacciones de oxidación-reducción en medio ácido.

En este caso, las especies químicas auxiliares que pueden aparecer son: **H⁺**, **H₂O** y, por supuesto, los electrones **e⁻**.

Se parte del hecho de que **se conocen los reaccionantes** (reactivos agregados) y los productos **de la reacción química** (reactivos producidos).

En estas ecuaciones siempre están presentes una especie oxidante y una especie reductora, ya sea en los reactivos iniciales o en los productos obtenidos.

En el proceso, **el átomo principal de la especie oxidante** acepta electrones y se transforma en una especie de menor número de oxidación que se conoce como el estado reducido de la especie oxidante, por haber captado electrones. Ej. $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$

Por su parte, **el átomo principal de la especie reductora** cede electrones, se oxida, y se transforma en una especie oxidada. El átomo central o átomo principal ha aumentado así su número de oxidación.

A cada una de estas dos reacciones se las llama semireacciones de oxidación o de reducción, según el caso.



Examinemos algunas reacciones en que un oxidante acepta electrones y da origen una especie reducida.

Debemos insistir en que cuando *el oxidante* oxida a otra especie, él mismo *se reduce* al aceptar electrones. Ha disminuido su número de oxidación.

Ejemplos:

Especie oxidante			Especie Reducida	Pares Redox
Sn^{4+}	+	2e^-	Sn^{2+}	$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$
Fe^{3+}	+	$1\text{e}^- \rightarrow$	Fe^{2+}	$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$
$\frac{1}{2}\text{O}_2$	+	$2\text{e}^- \rightarrow$	O^{2-}	$\frac{1}{2} \text{O}_2/\text{O}^{2-}$
O_2	+	$2\text{e}^- \rightarrow$	O_2^{2-}	$\text{O}_2/\text{O}_2^{2-}$
O_2	+	$4\text{e}^- \rightarrow$	2O^{2-}	O_2/O^{2-}
S	+	$2\text{e}^- \rightarrow$	S^{2-}	S/S^{2-}
$\frac{1}{2}\text{Cl}_2$	+	$1\text{e}^- \rightarrow$	Cl^-	Cl_2/Cl^-
Cl_2	+	$2\text{e}^- \rightarrow$	2Cl^-	Cl_2/Cl^-

En los ejemplos anteriores, un ión o un átomo capta electrones, se reduce. A estas ecuaciones se las llama **semirreacciones de reducción**.

Para simplificar la presentación hemos omitido informaciones acerca de las condiciones de las especies. Así $\text{Sn}^{4+}_{(\text{ac})}$ se representa por Sn^{2+} , y $\text{Cl}_{2(\text{g})}$ se anota como Cl_2 .

Semirreacciones de reducción.

Ejercicios con especies monoatómicas:



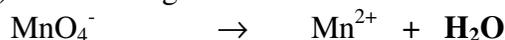
Enseguida, en un ejemplo más complejo, presentamos las etapas sucesivas que se pueden seguir cuando se trata de un ion poliatómico. De acuerdo con Gagné, esta secuencia simplifica la comprensión del proceso, lo que permite su mejor asimilación.



a) Se escribe las especies oxidadas (**oxidantes**) y los productos de su reducción.



b) Se anota agua en el miembro contrario al que tiene exceso de oxígeno.



c) Se iguala la cantidad de oxígenos. (Se anotan tantas moléculas de agua como oxígenos cede el oxidante)



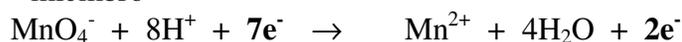
d) Para formar el agua se anotan protones (H^+) a la izquierda.



e) Se iguala el número de protones (H^+) (El N° de H^+ lo da el H_2O)



f) Se suman electrones en los dos miembros para llegar a cero cargas en cada miembro



g) Se restan los electrones ($7\text{e}^- - 2\text{e}^-$)



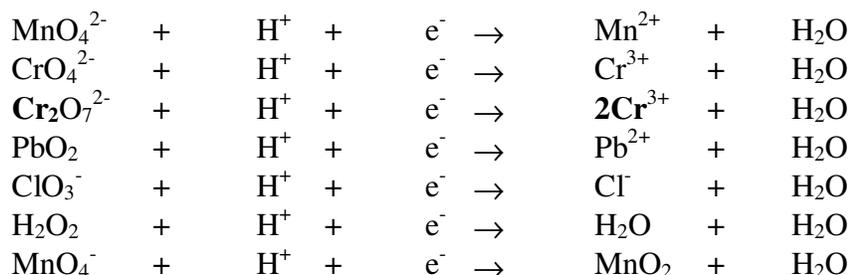
Esta es la semireacción de reducción ya igualada tanto desde el punto de vista de las especies participantes como de sus cargas (electrones)

A continuación completa las semirreacciones de acuerdo a lo que hemos visto hasta ahora.

A partir de estos ejemplos no olvides colocar, en primer término, los coeficientes para establecer la igualdad de los iones o moléculas, hacer un balance de masas, antes de balancear los electrones. (Balancea las ecuaciones)

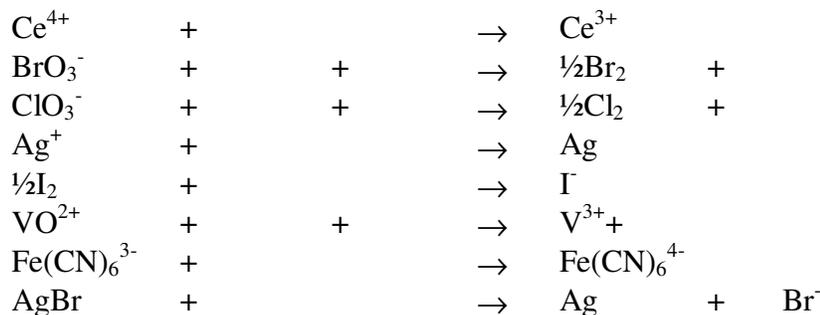
Presta especial atención al caso del dicromato.

Ejemplos:



Otros ejercicios.

A partir de estos ejemplos debes completar las semirreacciones y agregar H^+ , H_2O y electrones, según lo demande la reacción, y poner los coeficientes que correspondan.



Semirreacciones de oxidación.

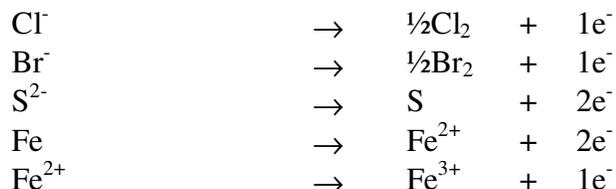
Ahora veremos semirreacciones en que una especie reductora se oxida al perder electrones. Se trata de las **semirreacciones de oxidación**. En las que el reductor cede electrones.

Nuestros auxiliares, tal como antes, para reacciones en medio ácido, son: e^- , H^+ y H_2O .

En este caso se trata de quitar o liberar electrones y en algunos casos de proporcionar oxígeno a la especie que se oxida (especie reductora)

Por cada H_2O agregada en el miembro izquierdo se cede un O y se producen $2H^+$, al mismo tiempo que se liberan electrones (estos irán a reducir al oxidante de la otra semirreacción)

Ejercicios con especies monoatómicas:



Ahora examinaremos algunos ejemplos más complejos, y nuevamente seguiremos la técnica didáctica de Gagné, que, según vimos, consiste en descomponer un proceso en varias fases.

Ejemplo:

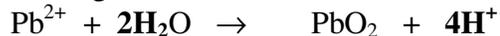
- a) Se anota a la izquierda la especie **reductora** (la que entrega electrones) y a la derecha la especie oxidada que resulta al ceder electrones (la especie que aumenta su número de oxidación)



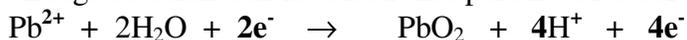
- b) Se anota H_2O a la izquierda y el coeficiente correspondiente para igualar los oxígenos en ambos miembros de la ecuación.



- c) Enseguida se anotan los H^+ a la derecha con su respectivo coeficiente.



d) Luego se balancean los electrones para **llevar a cero cargas**



e) Finalmente se restan los electrones.

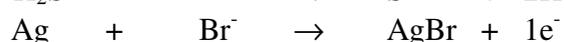


Otro ejemplo de semirreacción de oxidación:



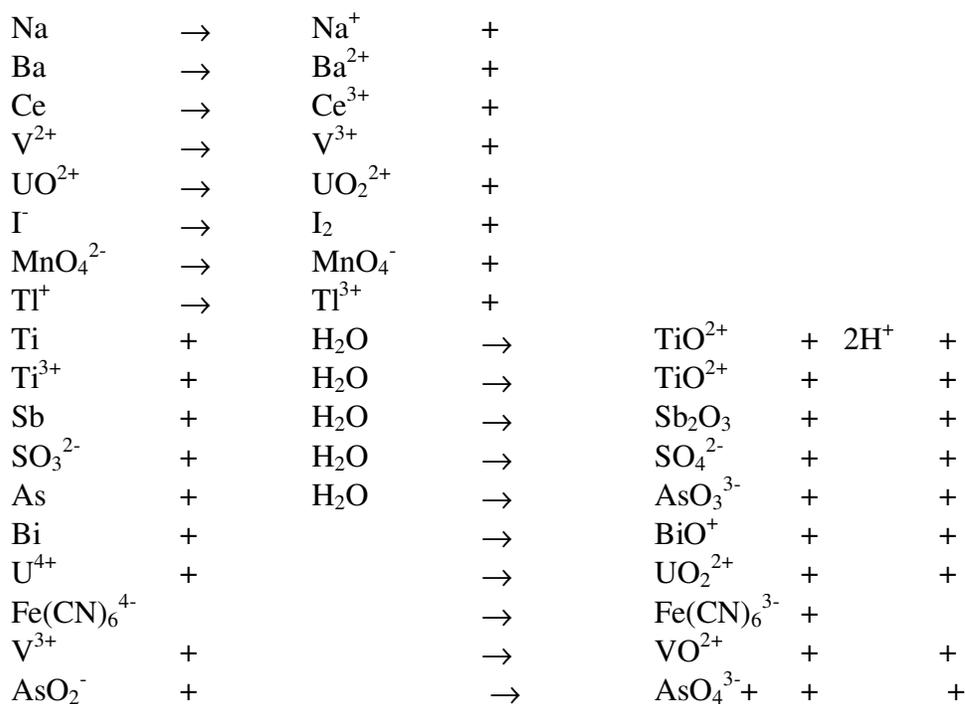
Ya con más experiencia cada semirreacción se escribe y resuelve en un sólo renglón.

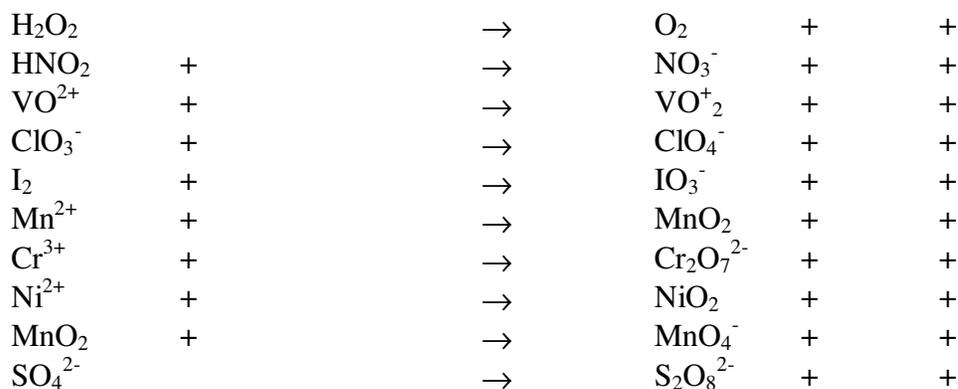
Otros ejemplos.



Ejercicios para resolver.

Completa e iguala las semirreacciones que se anotan a continuación:





Combinación de dos semirreacciones

Si has comprendido lo anterior y sientes que puedes resolver semirreacciones sin grandes dificultades puedes pasar a la siguiente etapa, en la que **un reductor actúa sobre una especie oxidante**, al mismo tiempo que él mismo se oxida. En este caso, **el reductor cede electrones al oxidante**.

El total de electrones cedidos por el reductor deberá ser igual al número de electrones aceptados por el oxidante.

Las dos semirreacciones en acción.

Cuando se nos da la ecuación completa para balancearla, podemos encontrar que contiene especies sólidas, líquidas, gaseosas y iónicas.

La primera decisión a tomar consiste en elegir los dos pares redox con que se va a trabajar. Para hacerlo examinamos qué especie tiene elementos comunes a la izquierda y a la derecha.

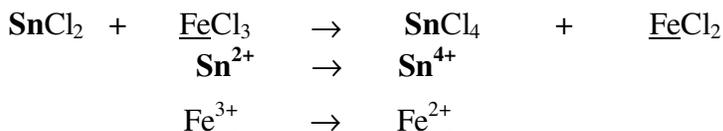
Ejemplo:



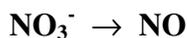
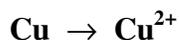
Todos las sales que aparecen en la ecuación están en disolución acuosa, y se caracterizan por estar presentes en forma de iones hidratados. Ej. Sn_{ac} Algunos autores escriben Sn_(aq)

Enseguida procedemos a elegir los pares de iones que conforman las ecuaciones:

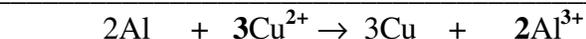
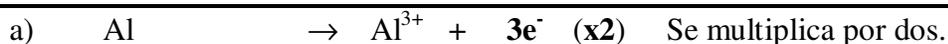
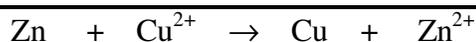
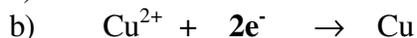
Ejemplo:



En este ejemplo aparece un sólido, el Cu metálico que cambia a cobre iónico. Y el ion nitrato que pasa al gas NO (óxido nítrico) Con ellos se establecen las dos semirreacciones.



Ejemplos:



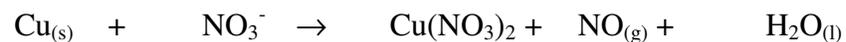
Nótese que **se tiene 6 equivalentes de cada ión**

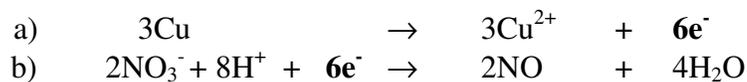
Quedan **6+** en ambos miembros de la ecuación. Está balanceada.

Resuelve los siguientes ejercicios: anota las dos semirreacciones (de reducción y de oxidación):



Enseguida presentamos algunos ejemplos con un nivel de mayor complejidad que los anteriores. Léelos y repítelos en hoja aparte hasta que asimiles los pasos que se siguen en cada caso.

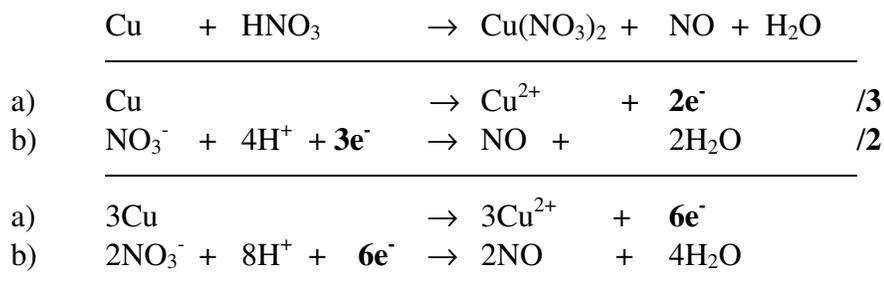




Ec. iónica $3\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ (Ecuación formular o formal)

Las ecuaciones anteriores son llamadas iónicas, por cuanto en ellas aparece uno o más iones. Sin embargo se ve que el cobre se presenta como $\text{Cu}_{(s)}$ por ser metálico y el agua por estar muy poco ionizada se presenta como $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ (molecular)

Examina el desarrollo que se anota a continuación y compara las semejanzas y diferencias que presenta con las ecuaciones que acabas de revisar.



Ec. iónica $3\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$

Ec. molecular: $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$

La última ecuación recibe el nombre de **ecuación molecular, formular o formal**. El nombre de molecular se le da porque aparecen las fórmulas de los compuestos participantes, algunos de los cuales son moleculares. En cambio, el nombre **formular** abarca por igual a las especies moleculares y a las especies iónicas, ya que se refiere tanto a las fórmulas moleculares presentes (ej. H_2O , NO) como a las fórmulas mínimas de los compuestos ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$) o a las fórmulas de los iones.

En esta segunda presentación (**Ec. molecular**), como ya lo habrás observado, al anotar los reactivos y los productos, escribimos HNO_3 y no NO_3^- , y $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ en vez de Cu^{2+} , es decir **la fórmula (mínima)** de los compuestos participantes, de allí que se puede llamar con toda propiedad, **ecuación formular**.

Al resolver las semirreacciones vemos que ambas son iguales en los dos procesos presentados, y que la ecuación iónica total es la misma en ambos casos.

Como se debe responder a lo solicitado en la primera reacción, tenemos que escribir la reacción total en forma molecular, que es la que se emplea en los cálculos estequiométricos.

Insistimos que en verdad no todas las especies son moleculares: el Cu es metálico, el HNO_3 está disociado en $\text{H}^+_{(ac)}$ y $\text{NO}_3^-_{(ac)}$ y otro tanto ocurre con el nitrato de cobre (II) que se presenta como $\text{Cu}^{2+}_{(ac)}$ y $\text{NO}_3^-_{(ac)}$, y hay especies moleculares propiamente tales como el NO y el H_2O .

Las ecuaciones se escriben como se presentan en el ejemplo para facilitar los cálculos estequiométricos, tal como se expresó anteriormente.

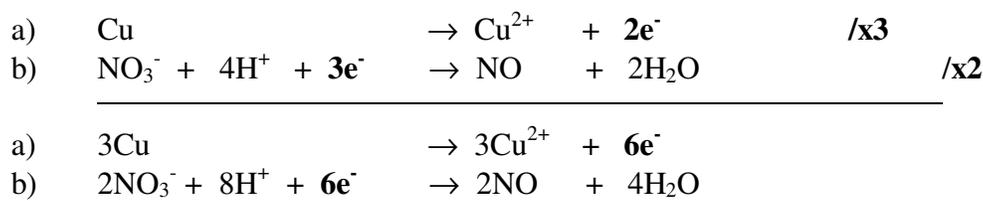
Al pasar de la ecuación iónica total a la ecuación molecular se anotan 8HNO_3 para que aparezcan involucrados los 8H^+ . Con esto, en lugar de los 2NO_3^- pedidos en la ecuación iónica se están anotando 8NO_3^- incluidos en los 8HNO_3 .

Si observamos el segundo miembro, vemos que 6NO_3^- están en la sal y 2NO_3^- son los que se redujeron y aparecen como 2NO .

Este método ofrece también la ventaja de que en todo proceso en que aparezcan como reaccionantes **los mismos oxidantes y reductores**, y que el proceso conlleve a la formación de **iguales productos de reducción y de oxidación**, respectivamente, **las ecuaciones a y b serán las mismas**.

Sólo cambia la ecuación molecular (formal o formular)

Otro ejercicio.

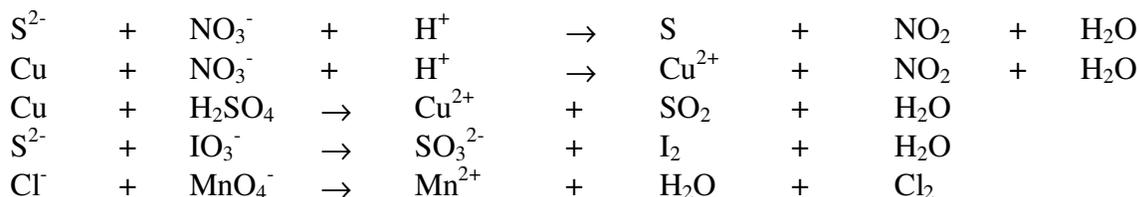


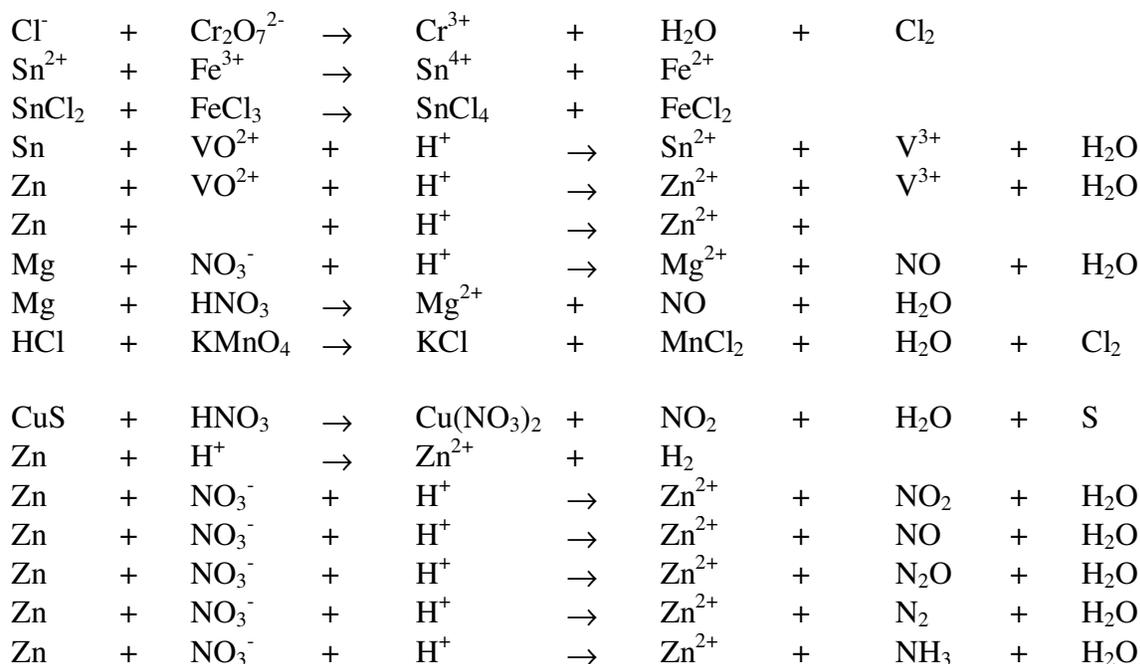
En este ejemplo, al pasar a la ecuación molecular (**formular**), presentamos a los 2NO_3^- como 2NaNO_3 , tal como se plantea en la ecuación dada, y los 8H^+ los tomamos anotando $4\text{H}_2\text{SO}_4$ que es el ácido presente en el proceso.

Insistimos. En el párrafo anterior anotamos entre paréntesis la palabra **formular** (o formal para otros autores) Con ella expresamos que hemos anotado la “fórmula mínima” del elemento o del compuesto que participa. De manera que si aparece la expresión formular o formal sabemos que se refiere a una molécula (NO, H₂O), a los átomos componentes de un cristal metálico (Cu) o a los iones componentes de un cristal [Cu(NO₃)₂], o bien que aunque están como tales en la solución los tomamos en su estado no disociado para el mejor manejo de la ecuación y/o de los cálculos estequiométricos.

Ejercicios redox para resolver por ión electrón

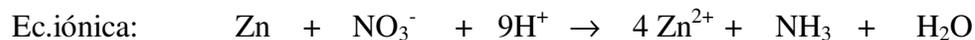
Repasa, escribiéndolos en hojas de borrador, los ejercicios que has resuelto hasta ahora. Enseguida resuelve las ecuaciones que se anotan a continuación, siguiendo los pasos señalados. No olvides que, puedes agregar **e⁻, H₂O o H⁺**, si la ecuación lo requiera:



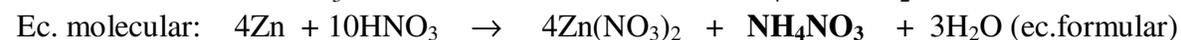


Reacciones secundarias: después de obtener la ecuación molecular.

Ecuación: resuelve esta ecuación.

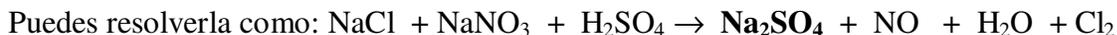
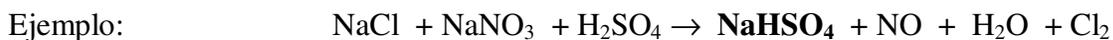


Si hubiera exceso de HNO₃, el amoníaco aparecerá como nitrato de amonio, y las ecuaciones anteriores quedan así:

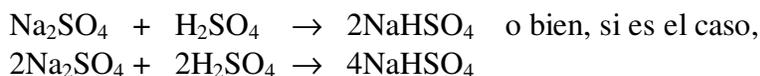


Hay casos en que justamente se solicita el **NH₄NO₃**

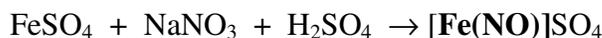
Hay reacciones en que **se forma una sal ácida**. Si no puedes resolverla directamente de esta forma (escribiendo la sal ácida), resuélvela con la formación de la sal neutra y enseguida procede a razonar en forma análoga a como lo hiciste en la reacción en que se formó NH₄NO₃.



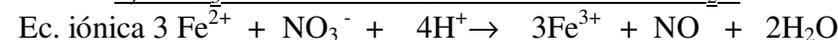
En este caso, cuando llegues a la ecuación iónica total y quieras pasar a la ecuación “formular”, hazlo anotando Na₂SO₄. Hecha la igualdad en la ecuación formular(molecular), agrega a la izquierda la cantidad de H₂SO₄ necesario para que se dé el siguiente proceso:



Algo similar ocurre cuando se da la reacción siguiente, en la que **se forma un ión complejo**:

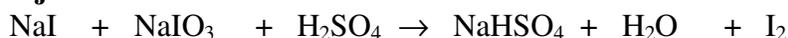


Tal como en los casos anteriores se llega a la ecuación formular (molecular) en que aparece FeSO₄

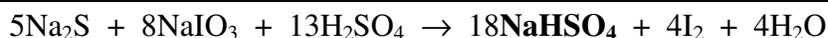
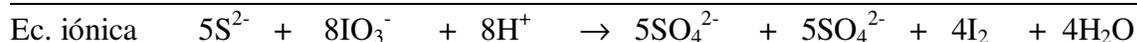
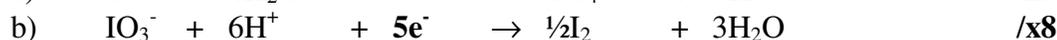
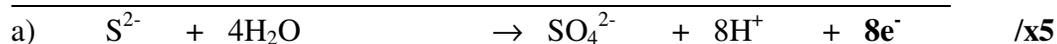
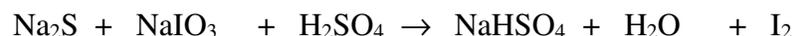


Luego se plantea una nueva ecuación: **FeSO₄ + NO** → [Fe(NO)] SO₄ (Sulfato ferroso de nitrosilo) para cumplir con lo pedido en el enunciado. Completa el proceso para lograr la ecuación estequiométrica formular (molecular).

Resuelve estos ejercicios:



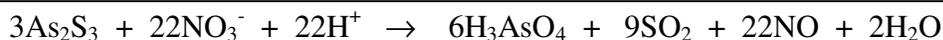
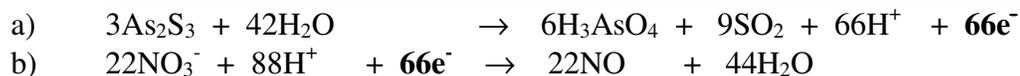
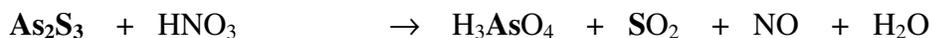
Otro ejercicio resuelto. Revísalo:



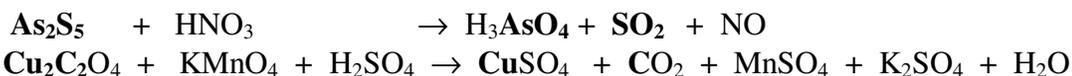
Un compuesto con dos reductores potenciales.

Entre los ejercicios que se presentan puede ocurrir que los dos componentes de una especie binaria o los tres de una ternaria sufran oxidación. En tal caso se anota la fórmula completa de esa especie. **Ejemplos:** As₂S₃; As₂S₅; Sb₂S₃; Sb₂S₅

En el ejercicio que viene a continuación, en primer término se balancea el As y el S (se hace por tanteo). Ambos elementos fueron oxidados por el NO₃⁻



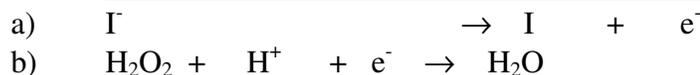
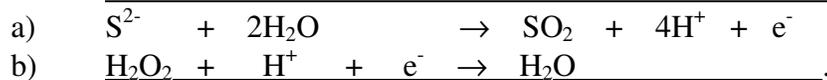
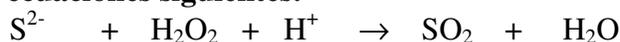
Resuelve los ejemplos siguientes:



Reacciones de oxidación con H₂O₂ en un medio ácido:

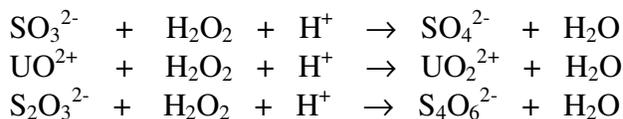
El agua oxigenada se caracteriza por ser un buen oxidante y así actúa cuando se agrega H₂O₂ a una sustancia reductora.

Completa las ecuaciones siguientes:



Como puedes ver en estos ejemplos, **el H₂O₂ al actuar como oxidante no desprende O₂.**

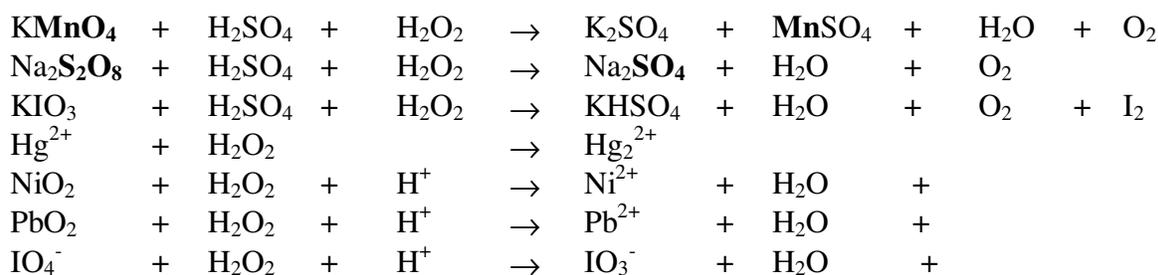
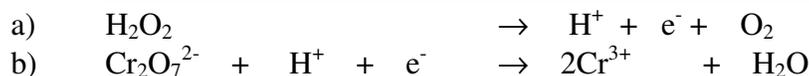
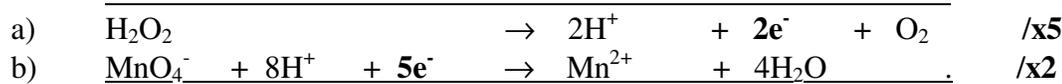
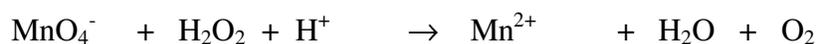
Resuelve estos ejercicios:



Reacciones de reducción con H₂O₂ en un medio ácido:

En cambio, en contacto con oxidantes enérgicos, el agua oxigenada se comporta como un reductor. **En este caso se desprende O₂.**

Completa las siguientes ecuaciones redox:

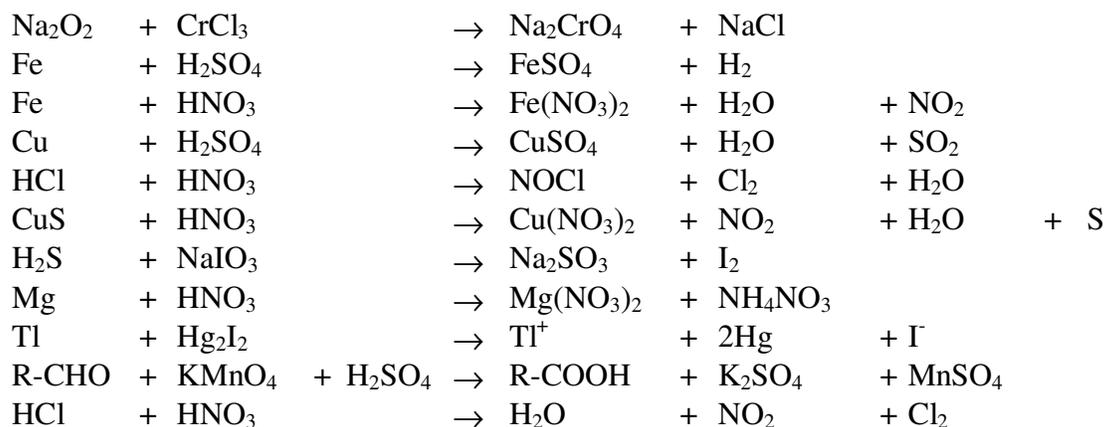


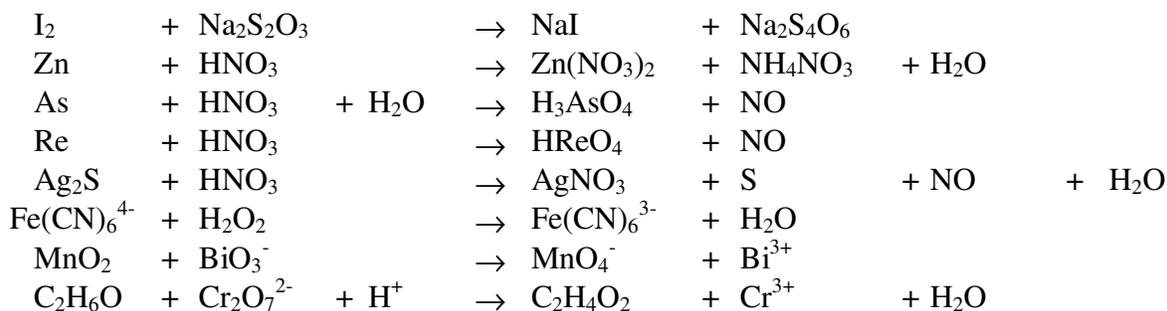
Como has visto en estos ejemplos, **al actuar como reductora el agua oxigenada desprende O_2 .**

Recomendación: cuando trabajes con H_2O_2 *resuelve primero la otra ecuación*, eso te ayudará para resolver la ecuación del H_2O_2 . Para empezar te señalará en que miembro de la ecuación van los electrones.

Resuelve los siguientes ejercicios de oxidación-reducción, en que las reacciones ocurren en medio ácido.

Si el ácido no está anotado o sólo aparece H^+ puedes agregar H_2SO_4 , siempre que sea necesario.



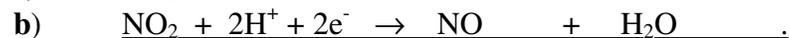
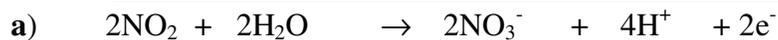
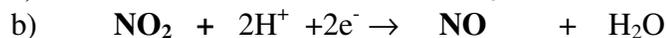


Desproporción de una especie química.

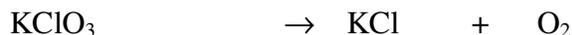
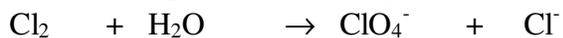
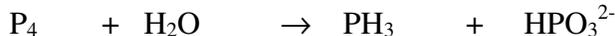
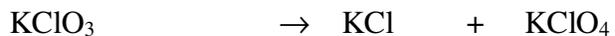
Existen procesos químicos en que una misma especie sufre tanto oxidación como reducción. En estos casos se habla de “**desproporción**”, por cuanto se pierde la proporción de combinación inicial entre los elementos constituyentes de la sustancia que se desproporciona.

También se habla de **dismutación** o mutación a dos especies (mutare = cambiar, dis = dos).

Ej. Dismutación del NO_2



Balanza las siguientes ecuaciones por el método del ion-electrón:



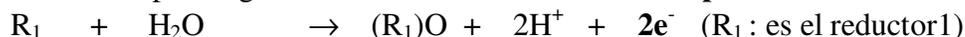
Esta última ecuación se puede resolver combinando una ecuación en que el ClO_3^- forme ClO_4^- con otra en que el ClO_3^- forme Cl_2

Como síntesis de esta primera parte podemos señalar que: En todas las semirreacciones se emplean electrones y que los reductores ceden electrones y los oxidantes aceptan electrones.

En la suma de dos semirreacciones, una de oxidación y otra de reducción, debe tenerse presente que el oxidante capta los electrones y el reductor los cede en la misma

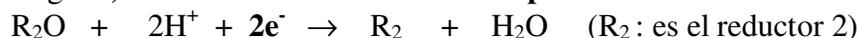
cantidad. **Para que haya equivalencia se llevan a un mínimo común múltiplo.** En buenas cuentas se está manejando el mismo número de equivalentes químicos.

Si el reductor acepta oxígeno las semirreacciones son del tipo:



Un átomo central (o principal) componente de R_1 aumenta su número de oxidación. Por ejemplo, en el K_2SO_3 el S es el átomo central ($SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$)

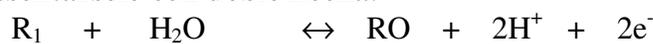
Si el oxidante cede oxígeno, las semirreacciones son del tipo:



En este caso, un componente del “radical” R_2 disminuye su número de oxidación. Por ejemplo cuando MnO_4^- pasa a Mn^{2+}

NOTA: Recuerden que no todas las reacciones redox requieren la participación del O.

Cada semirreacción puede verse como un proceso reversible, por lo cual podría representárselo con doble flecha.



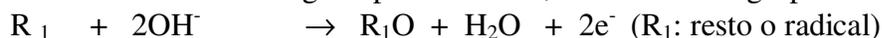
No se hace de esta manera porque en el proceso que se trate (reacción), la semirreacción se toma en uno de sus sentidos.

2. Reacciones de oxidación-reducción en medio alcalino.

Estas reacciones, en disolución acuosa, ocurren en presencia de OH^- . En consecuencia, además de los electrones intercambiados por las dos semirreacciones, se pueden agregar o producir OH^- y/o H_2O . (Auxiliares: e^- , H_2O y OH^-)

Los procesos principales son:

- ❖ Hay intercambio de electrones: el reductor cede electrones y el oxidante los captura.
- ❖ La cantidad de electrones cedidos es igual a la cantidad de electrones aceptados.
- ❖ Si el reductor toma oxígeno para oxidarse, lo toma de los grupos OH^- .

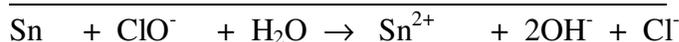
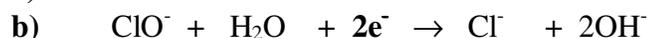
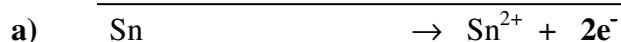
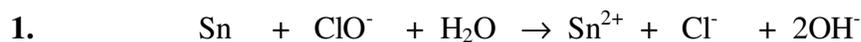


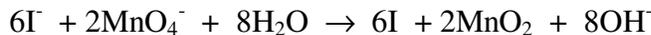
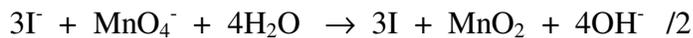
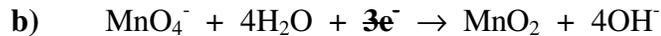
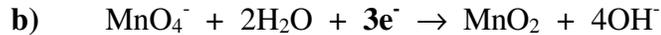
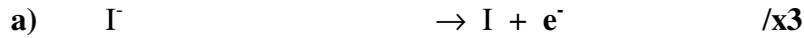
Si el oxidante cede oxígenos estos se unen al agua para formar OH^-



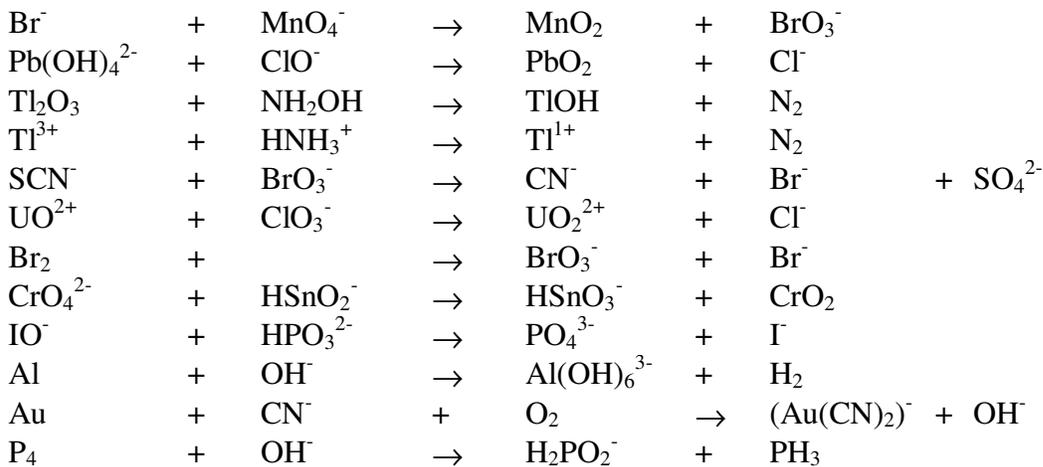
Las dos semirreacciones representan procesos reversibles (\rightleftharpoons), pero se usa la flecha en el sentido en que lo pide la semi-reacción (\rightarrow).

Ejemplos.





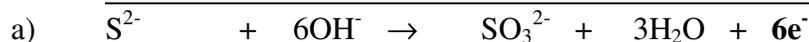
Resuelve los siguientes ejercicios. Trátalos todos en medio alcalino. Agrega H_2O u OH^- cuando sea necesario, y ,por supuesto los electrones que sean requeridos:



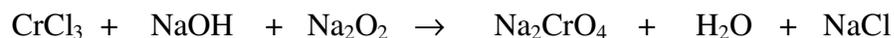
El agua oxigenada como oxidante en medio alcalino. Tal como ocurre en medio ácido, en medio alcalino el agua oxigenada puede actuar como oxidante o como reductora, según con qué reactivo interaccione.

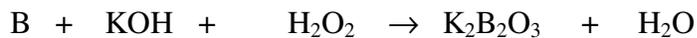
El agua oxigenada al actuar como oxidante no desprende O_2 .

Completar las ecuaciones siguientes:



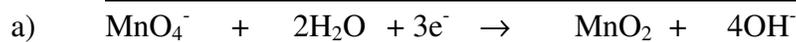
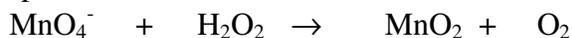
Ejercicios.





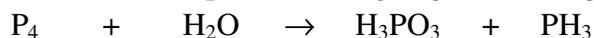
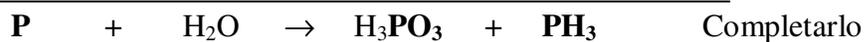
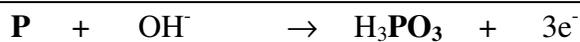
El agua oxigenada como reductora en medio alcalino (desprende O₂).

Ejemplo. Completarlo.



Reacciones de desproporción (dismutación) en medio alcalino.

En estas reacciones la misma especie actúa como oxidante y como reductora.



SERIE DE ECUACIONES REDOX

En los ejercicios que se proponen a continuación son mayoritariamente los que ocurren en disolución acuosa, pero también se incluyen otros que, sin que se lleven a cabo en estas condiciones, se pueden balancear por el método del ión-eletrón.

1. $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Al(OH)}_6^{3-} + \text{H}_2\uparrow$
3. $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaAl(OH)}_4 + \text{H}_2\uparrow$
4. $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al(NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KH}_2\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KCl}$
6. $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{Au} + \text{KCN} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K[Au(CN)}_2] + \text{OH}^-$
8. $\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AuCl}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$ (agua regia)
9. $\text{H}_3\text{SbO}_4 + \text{HI} \rightarrow \text{H}_3\text{SbO}_3 + \text{I}_2$
10. $\text{SbCl}_5 + \text{KI} \rightarrow \text{SbCl}_3 + \text{KCl} + \text{I}_2$
11. $\text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{HI} \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{I}_2$
12. $\text{Sb}_2\text{S}_5 + \text{HCl} \rightarrow \text{SbCl}_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{S}$
13. $\text{H}_3\text{SbO}_3 + \text{KIO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{SbO}_4 + \text{KCl} + \text{ICl}$
14. $\text{NaSbO}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{NaSbO}_2 + \text{I}_2$
15. $\text{H}_3\text{SbO}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{SbO}_4 + \text{HI}$
16. $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5\downarrow + \text{HI}$
17. $\text{SbCl}_3 + \text{I}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{SbCl}_5 + \text{HI}$
18. $\text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{SbO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
19. $\text{NaSbO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaSbO}_3 + \text{HI}$

20. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4$
21. $\text{HBO}_2 + \text{KIO}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{KBO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
22. $\text{Ba}(\text{BrO})_2 + \text{H}_3\text{CeO}_3 \rightarrow \text{BaBr}_2 + \text{H}_3\text{CeO}_4$
23. $\text{ClO}_2 \rightarrow \text{ClO}_2^- + \text{ClO}_3^-$
24. $\text{CdS} + \text{I}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CdCl}_2 + \text{HI} + \text{S}$
25. $\text{CaC}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{CO}_2 \uparrow$
26. $\text{KCN} + \text{I}_2 \rightarrow \text{KI} + \text{CNI}$
27. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{KI} \rightarrow \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{I}_2$
28. $\text{KCNS} + \text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{AlCl}_3 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{C} + \text{H}_2\text{S}$
29. $\text{HCNS} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HCN} + \text{H}_2\text{O}$
30. $\text{CeO}_2 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{CeCl}_3 + \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
31. $\text{Cl}_2 + \text{KI} \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2$
32. $\text{I}_2 + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}$
33. $\text{I}_2 + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
34. $\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$
35. $\text{Ca}(\text{OCl})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{Cl}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
36. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{KCl}$
37. $\text{KClO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
38. $\text{KClO}_3 + \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{HCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
39. $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_3] + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
40. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
41. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
42. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$

43. $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
44. $\text{CrO}_2^{2-} + \text{ClO}^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
45. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{C}_2\text{H}_4\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
46. $\text{BaCrO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
47. $\text{CuSO}_4 + \text{KI} \rightarrow \text{CuI} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2$
48. $\text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 + \text{KI} \rightarrow \text{CuI} + \text{KC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{I}_2$
49. $\text{CuSO}_4 + \text{KCNS} + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuCN} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
50. $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{KCN} \rightarrow \text{K}_3\text{NH}_4[\text{Cu}_2(\text{CN})_6] + \text{NH}_4\text{CNO} + \text{NH}_3$
 $+ \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
51. $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
52. $\text{CuCl}_3^- + \text{KI} \rightarrow \text{CuCl} + \text{KCl} + \text{I}_2$
53. $\text{CuS}_{(s)} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{NO}$
54. $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cu} + \text{K}_2\text{SO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_3 + \text{NH}_3$
55. $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
56. $\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
57. $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
58. $\text{KIO}_4 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
59. $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}^+ + \text{I}^- + \text{S}$
60. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
61. $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{KCl} + \text{FeCl}_2 + \text{I}_2$
62. $\text{P}_4 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_2 + \text{PH}_3$
63. $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
64. $\text{Pb} + \text{O}_2 \uparrow \rightarrow \text{Pb}_3\text{O}_4$

65. $\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{PbO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
66. $\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{PbSO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
67. $\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow \text{PbO}_2$
68. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$
69. $\text{PbO}_2 + \text{KI} \rightarrow \text{PbI}_2 + \text{KOH} + \text{I}_2$
70. $\text{K}_4[\text{Mn}(\text{CN})_6] + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_3[\text{Mn}(\text{CN})_6] + \text{K}_2\text{SO}_4$
71. $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 \uparrow$
72. $\text{KMnO}_4 + \text{KCN} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KCNO}$
73. $\text{KMnO}_4 + \text{NaHSO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KHSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
74. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Cl}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$
75. $\text{Mn}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
76. $\text{NaMnO}_4 + \text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
77. $\text{MnO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
78. $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{MnO}_4)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
79. $\text{Mn}(\text{NO}_3)_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{MnO}_4 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
80. $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
81. $\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
82. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
83. $\text{HgCl} + \text{KI} + \text{I}_2 \rightarrow \text{K}_2(\text{HgI}_4) + 2\text{KCl}$
84. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{HgCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \cdot x\text{HgS} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \text{ (dismuta)}$
85. $\text{HgCl}_2 + \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{HgCl} + \text{FeCl}_3$
 $\text{HgCl}_2 + \text{N}_2\text{H}_4 \text{ (hidracina)} \rightarrow \text{Hg} + \text{HCl} + \text{N}_2$
86. $\text{Hg}(\text{CN})_2 + \text{I}_2 \rightarrow \text{HgI}_2 + \text{CNI}$
87. $\text{MoO}_3 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mo}_2\text{O}_3 + \text{ZnSO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$

88. $\text{Mo}_2\text{O}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MoO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$
89. $\text{MoO}_3 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{MoO}_2\text{I} + \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
90. $\text{HNO}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
91. $\text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NOCl} + \text{Cl}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
92. $\text{HNO}_3 + \text{MnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{NO} + \text{MnCl}_4 + \text{H}_2\text{O}$
93. $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
94. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2\uparrow$
95. $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
96. $\text{HNO}_2 + \text{HI} \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
97. $\text{HNO}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{NO} + \text{MnCl}_4 + \text{H}_2\text{O}$
98. $\text{KMnO}_4 + \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
99. $\text{BaO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\uparrow$
100. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}(\text{OH})_4 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
101. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KHSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
102. $\text{H}_2\text{SO}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
103. $\text{NaHS}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4$
104. $\text{K}_2\text{SeO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{K}_2\text{SeO}_3 + \text{Br}_2$
105. $\text{K}_2\text{SeO}_3 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{Se} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
106. $\text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 \rightarrow \text{HI} + \text{S}$
106. $\text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KMnO}_4$
107. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HI}$
108. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{KIO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{ICl} + \text{H}_2\text{O}$

109. $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2\uparrow$
110. $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$
111. $\text{Na}_2\text{TeO}_3 + \text{NaI} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{Te} + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$
112. $\text{Na}_2\text{TeO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{TeO}_3 + \text{NaCl} + \text{Cl}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
113. $\text{Sn}^{2+} + \text{O}_2\uparrow \rightarrow \text{SnO}_2$
114. $\text{SnCl}_2 + \text{I}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + 2\text{HI}$
115. $\text{SnCl}_2 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{KCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
116. $\text{SnCl}_2 + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$
117. $\text{U}(\text{SO}_4)_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{MnSO}_4 + (\text{UO}_2)\text{SO}_4$
118. $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{V}_2\text{O}_4 + \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
119. $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{V}_2\text{O}_4 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
120. $\text{V}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{V}_2\text{O}_5 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
121. $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{SO}_2 \rightarrow \text{V}_2\text{O}_4 + \text{SO}_3$
122. $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{HI} \rightarrow \text{V}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
123. $\text{V}_2\text{O}_4 + \text{HI} \rightarrow \text{V}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
124. $\text{V}_2\text{O}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{KOH} \rightarrow \text{V}_2\text{O}_5 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{H}_2\text{O}$
125. $\text{V}_2\text{O}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{V}_2\text{O}_5 + \text{HI}$
126. $\text{KVO}_2 + \text{CrSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{VO}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
127. $\text{H}_3\text{VO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{V}_2\text{O}_2(\text{SO}_4)_2 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
128. $\text{V}_2\text{O}_2(\text{SO}_4)_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{VO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
129. $\text{Zn} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2$
130. $\text{Zn} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{ZnSO}_4$
131. $\text{ZnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{ZnSO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$

132. $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
133. $\text{Zn} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
134. $\text{Zn} + \text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2] \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4] + \text{Au}$
135. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \rightarrow$
 $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
136. $\text{N}_2\text{H}_4(\text{hidracina}) + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
137. $\text{N}_2\text{H}_3\text{CH}_3 + \text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (combustible cohetes espaciales)
138. $\text{I}_2\text{O}_5 + \text{CO} \rightarrow \text{I}_2 + \text{CO}_2$
139. $\text{R-CH}_2\text{OH} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{R-CHO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_2$
140. $\text{R-CH}_2\text{OH} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{R-COOH} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_2$
141. $\text{R-CHOH-R} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{R-CO-R} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_2$
142. $\text{R-CHOH-CHOH-R} + \text{HIO}_4 \rightarrow \text{R-CHO} + \text{CHO-R} + \text{HIO}_3$
143. $\text{R-CH}_2\text{OH} + \text{NaBO}_3 \rightarrow \text{R-COOH} + \text{NaBO}_2$

Otras aplicaciones

Pilas, celdas, baterías.. Te invito a que resuelvas los siguientes ejercicios. Se trata de las reacciones que ocurren para producir corriente continua.

Recuerda que se llama batería a una celda electroquímica o a un conjunto de celdas electroquímicas combinadas que pueden servir como fuente de corriente eléctrica directa a un voltaje constante. La ventaja de las celdas electroquímicas consiste en que los componentes están convenientemente compactados y no necesitan auxiliares para su funcionamiento. Intenta resolver las ecuaciones que corresponden a las reacciones de óxido-reducción que ocurren en cada caso.

- **Celda de Le Clanché:** Ánodo de Zn
 Cátodo: $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{ac})} + \text{MnO}_{2(\text{s})}$
- ❖ **Celda de mercurio(Batería):** Ánodo de $\text{Zn}(\text{Hg}) + \text{OH}^-$
 Cátodo de $\text{HgO}_{(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- ❖ **Acumulador de plomo:** Ánodo de $\text{Pb}_{(\text{s})} + \text{HSO}_4^-_{(\text{ac})}$
 Cátodo $\text{PbO}_{2(\text{s})} + \text{H}^+_{(\text{ac})} + \text{HSO}_4^-$
- ❖ **Pilas de combustible:** Ánodo de $(\text{C}/\text{Ni})/(\text{H}_{2(\text{g})} + \text{OH}^-)$
 Cátodo de $(\text{C}/\text{Ni}/\text{NiO}(\text{poroso}))/(\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{O}_{2(\text{g})})$
- Ánodo de $(\text{C}/\text{Ni})/(\text{CH}_{4(\text{g})} + \text{OH}^-)$
 Cátodo de $(\text{C}/\text{Ni}/\text{NiO}(\text{poroso}))/(\text{O}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})})$
- Ánodo $(\text{C}/\text{Ni})/(\text{C}_3\text{H}_{8(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})})$
 Cátodo $(\text{O}_{2(\text{g})} + \text{OH}^-)$
- ❖ **Pila de níquel/cadmio** Ánodo de $(\text{Cd} + \text{OH}^-)$
 Cátodo de $(\text{Ni}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})})$
- ❖ **Pila alcalina de Li** Ánodo de Li
 Cátodo de S
- ❖ **Batería Alcalina** Ánodo $\text{Zn} + \text{OH}^-$
 Ánodo $(\text{MnO}_2/\text{grafito}) + \text{H}_2\text{O}$

Bibliografía

- Benson, Chang, R. *Chemistry*. McGraw-Hill. U.S.A., Séptima Edición, 2002
- Ebbing D.D. "Química General". McGraw-Hill. México, DF. 1998
- S. W., *Cálculos Químicos*, Editorial Limusa, México, 1974.
- Brady, J. E., Humiston, G. E, *Química Básica*, LIMUSA, Grupo Noriega Editores, México, DF, 1993.
- Brick, W.H., *Chemistry*, W.W- Norton and Company, New York, 1993. Brown, Th. L., Le May, H. E. Jr., Bursten, B. E., Burdge, J. R., *Química. La Ciencia Central*, 9º Edición, Pearson Educación, México, 2004.
- Dickerson, R. E., *Principios de Química*, Reverté, S. A., España, 1976.
- Frey, P. R., *Problemas de Química y Cómo resolverlos*, Compañía editorial continental, S. A., de C. V., 17ª Reimpresión, México, 1998.
- Garriz, A., Chamizo, J. A. *Química*. Addison-Wesley Iberoamericana, S.A. Wilmington, Delaware, E.U.A. 1994.
- Hein, M. *Química*. Grupo Editorial Iberoamericana. México. 1992
- Ibarz, J., *Problemas de Química General*, Manuel Marin y Cia., Barcelona, España, 1965.
- Keenan, Ch.W., Kleifelter, D.C., Wood, J. H. *Química General Universitaria*. Compañía Editorial Continental, S: A: de C.V., México, 1987.
- Lang, G.G. y Hentz, F.C., *Química General. Problemas y Ejercicios*, Addison-Wesley Iberoamericana, México, 1991.
- Luna, R.R., *Química Básica Aplicada y Fundamentos de Estequiometría.*, Limusa, México, 1985.
- Mahan, B.M., Myers, R.J. *Química. Curso universitario*. Addison-Weslwy. Iberoamericana. 1990.
- Masterton, W. L., Slowinski, E. J., *Química General Superior*, 3a Edición, Interamericana, 1964.
- Moore, J.W., Davies, W.G., Collins, R.W. *Química*. McGraw-Hill. Bogotá. Colombia. 1978.
- Moore, J. W., Kotz, J. C., Stanitski, C. L., Joesten, M. D., Wood, J. L., *El Mundo de la Química*, Pearson Educación, 2ª Edición, México, 2000.
- Mortimer, E.M. *Química*, Grupo Editorial Iberoamericana. México, DF., 1983
- O'Connor, R. Y Mickey, C., *Problemas de Química Aplicada*, Harla, México, 1976
- Pauling, L. *Química General*. (9ª Edición) Aguilar S.A. de Ediciones. Madrid España. 1971.
- Petrucci, R.H., Hartwood, W.S. *Química General*. 7ª Edición. PrenticePrentice may Iberia, Madrid, 1999
- Umland, J. B., Bellama, J.M. *Química General*. 3ª Edición. International Thomson Editores, S. A.
- Redmore, F. H., *Fundamentos de Química*, Prentice/Hall Internacional, Colombia, 1981.
- Russell, J.B. *Química General*. McGraw-Hill. México, DF. 1986
- Spencer, J. N., Bodner, G. M., Rickard, L. H., *Química: Estructura y Dinámica*, Compañía Editorial Continental, 1ª Edición, México, D. F., 2000.
- Umland, J. B., Bellama, J. M., *Química General*, 3ª Edición, International Thompson Editores, México, D. F., 2000.
- Whitten, K. W., Dvis, R.E., PecK, M.L. y Stanley, G.G. *Chemistry*, Thomson Broks/Cole, USA, 2007

I N D I C E

Introducción	
1.0 <u>Reacciones en medio ácido</u>	1
<u>Semirreacciones de reducción</u>	2
Ejemplos de semireacciones de Reducción	3
<u>Semirreacciones de oxidación</u>	4
Ejercicios con especies monoatómicas	4
Oxidación	4
Ejercicios para resolver	5
<u>Combinación de 2 semirreacciones</u>	6
Ejercicios redox para resolver.	9
<u>Reacciones secundarias:</u>	10
Después de obtener la ecuación formular(molecular)	
Formación de una sal ácida	
Formación de un complejo	
<u>Un compuesto con dos reductores potenciales</u>	11
<u>Reacciones de oxidación con H₂O₂ en medio ácido</u>	12
<u>Reacciones de reducción con H₂O₂ en medio ácido</u>	12
<u>Desproporciónación</u> de una especie química _(dismutación)	14
2. <u>Reacciones de óxidorreducción en medio alcalino</u>	15
Resuelve los siguientes ejercicios	
El agua oxigenada como oxidante, en medio alcalino	16
El agua oxigenada como reductora, en medio alcalino	17
<u>Reacciones de desproporciónación</u>	
Dismutación en medio alcalino	17
<u>SERIE DE ECUACIONES REDOX</u>	18-24
<u>Otras aplicaciones</u>	
Pilas, celdas, baterías	25
<u>Bibliografía</u>	26