



REACCIONES Y ECUACIONES

QUÍMICAS



Las transformaciones químicas son procesos mediante los que desaparecen unas sustancias o reactivos para aparecer otras nuevas o productos.

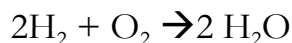
Un **Reactivo** es cualquier sustancia inicialmente presente que se transforma durante una reacción química.

Un **Producto** es cualquier sustancia que se forme durante una reacción química.

Las **Ecuaciones Químicas** son representaciones de las reacciones químicas en términos de símbolos y fórmulas de los elementos y compuestos involucrados.

Una ecuación química muestra las fórmulas de los reactivos y después de una flecha, las fórmulas de los productos, teniendo que existir el mismo número de átomos de cada elemento a la izquierda y a la derecha de la flecha.

Por ejemplo: la ecuación balanceada para la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno para producir agua se escribe:



Estos procesos conllevan un cambio en las propiedades de los reactivos, teniendo otras distintas los productos obtenidos. Además, van acompañados de una variación de energía, que se absorbe o se desprende durante la transformación en forma de luz o calor, principalmente.

Las reacciones o transformaciones se representan mediante ecuaciones químicas con dos miembros; en el primero se encuentran los reactivos y en el segundo los productos, entre ellos se coloca el signo \rightarrow para indicar el sentido en el que se produce la reacción.

Las ecuaciones químicas dan los resultados de la experimentación. Lo que puede al parecer razonable en el papel, no es necesariamente lo que ocurre en el laboratorio.

CÓMO SE PRODUCE UNA REACCIÓN QUÍMICA

Para que una reacción química se produzca, deben entrar en contacto las sustancias químicas que se van a transformar, las cuales se denominan REACTIVOS.

Estas especies (átomos, moléculas o iones) chocan entre sí y, si las colisiones son efectivas, se rompen los enlaces químicos que unen los átomos y se forman nuevas uniones. Se generarán, así, nuevas sustancias que se denominan PRODUCTOS.

REACCIONES QUÍMICAS Y ENERGÍA

Cuando se produce una reacción química, no sólo desaparecen unas sustancias y se forman otras, sino que también ocurren transformaciones energéticas relacionadas con esos cambios.

La ruptura de los enlaces químicos de los reactivos y la formación de nuevos enlaces en los productos van acompañados por la liberación o absorción de energía.

Las fuerzas que mantienen a los átomos unidos en la molécula están relacionadas con la **energía química** o **de enlace**. Cuanto mayor es la fuerza de unión existente entre dos átomos, más es la energía contenida en el enlace. Cada compuesto químico representa una reserva de energía, que dependerá del tipo de átomos que lo formen, como también de las uniones existentes entre ellos.

REACCIONES EXERGÓNICAS Y ENDERGÓNICAS

Durante una reacción química, se modifican los enlaces entre los átomos, esto es, se rompen unos y se forman otros nuevos. Se puede esperar, entonces, que, al producirse la reacción, se modifique la energía. En algunos casos, la energía de los compuestos iniciales es mayor que la de los compuestos finales y la reacción se produce con liberación de energía.

Se llama **REACCIONES EXERGÓNICAS** a aquellas que liberan energía.

En otros casos la energía de los reactivos es menor que la de los productos, y la reacción ocurre sólo si se le suministra energía.

Se llama **REACCIONES ENDERGÓNICAS** a aquellas que requieren del aporte de energía.

REACCIONES EXOTÉRMICAS Y ENDOTÉRMICAS

Las reacciones químicas se producen con absorción o con desprendimiento de calor, estas últimas son las más comunes.

- Las reacciones químicas que se producen con liberación de calor se llaman **EXOTÉRMICAS**. Ejemplo: combustiones.
- Las reacciones químicas que se producen con absorción de calor se llaman **ENDOTÉRMICAS**.

En las reacciones exotérmicas, la energía total de los productos es menor que la de los reactivos, pues una parte de la ella se pierde en forma de calor.

En las endotérmicas, sucede lo contrario. La energía de los productos es mayor, pues han absorbido calor, que es una forma de energía.

Un proceso que sea exotérmico en una dirección es siempre endotérmico en la dirección opuesta.

Si la o las sustancias cambian de tal manera que los alrededores reciben energía, el cambio se llama **Exotérmico** (se produce calor). La terminación “*térmico*” se refería originalmente a energía calorífica, pero la palabra exotérmico implica hoy en día un cambio en el cual se desprende cualquier tipo de energía.

Por ejemplo: cuando el magnesio se quema en presencia de oxígeno para producir óxido de magnesio, la energía química se convierte en energías calorífica y lumínica emitidas a los alrededores. Esto corresponde a un cambio químico exotérmico. Cuando un plato de sopa caliente transfiere calor a la mesa sobre la cual está colocado, el enfriamiento de dicho plato es un cambio físico exotérmico.

Cuando el dióxido de carbono y el agua se transforman en glucosa en una planta, la energía radiante del Sol se convierte en energía química. Estos cambios en los cuales los materiales absorben energía de los alrededores se denominan **Endotérmicos**. La formación de glucosa es una reacción química endotérmica. En el ejemplo del plato de sopa caliente, la absorción de calor por parte de la mesa es un cambio físico endotérmico. Para el plato el cambio es exotérmico, pero para la mesa es endotérmico.

La reacción del magnesio y del oxígeno para formar óxido de magnesio es exotérmica, mientras que la descomposición del óxido de magnesio para producir magnesio y oxígeno es un cambio endotérmico. De hecho, la cantidad de energía que se requiere para descomponer una determinada cantidad de óxido de magnesio es igual a la cantidad de energía que se desprende cuando se forma la misma cantidad de óxido de magnesio. Este ejemplo ilustra un principio fundamental.

Un proceso que sea exotérmico en una dirección es siempre endotérmico en la dirección opuesta.

REACCIONES REVERSIBLES E IRREVERSIBLES

Las transformaciones químicas pueden ser reversibles (equilibrios químicos) o irreversibles. En las primeras, a partir de los productos se pueden obtener de nuevo los reactivos, por lo que se dan en ambos sentidos. Esto no sucede en las irreversibles, ya que se producen en un solo sentido.

Ejemplos:



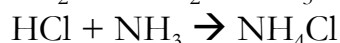
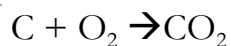
Una Explosión de gas puede ser un ejemplo de reacción irreversible.

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

De una forma más general, se describen a continuación los tipos más frecuentes de reacciones químicas.

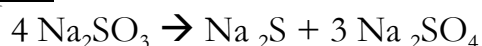
- a) **Síntesis:** Es la combinación entre dos o más sustancias para obtener un único compuesto. Estas dos sustancias pueden ser dos elementos, un elemento y un compuesto o dos compuestos.

Ejemplos:



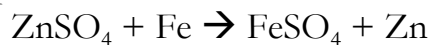
- b) **Descomposición:** Es la formación de dos o más sustancias a partir de un solo compuesto. Se pueden considerar opuestas a las anteriores. La descomposición puede lograrse mediante el aporte de algún tipo de energía, como la térmica, la eléctrica, etc.

Ejemplos:



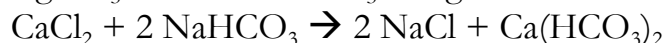
c) **Desplazamiento o Sustitución:** Es la reacción que se produce entre un compuesto y un elemento, uniéndose este al compuesto y liberándose un elemento que formaba parte de él, siendo, por tanto, desplazado.

Ejemplos:



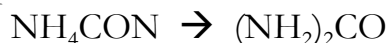
d) **Doble Descomposición o Metátesis:** Es la reacción que se produce entre dos compuestos con un doble intercambio o sustitución entre ambos.

Ejemplos:



e) **Reagrupamiento Interno o Cambio Isomérico:** es la transformación de un compuesto en otro, manteniéndose la cantidad inicial de cada uno de los elementos.

Ejemplo:



MANIFESTACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Cuando se produce una reacción química, generalmente ocurren cambios que pueden percibirse a través de los sentidos.

- Si durante la reacción se libera calor se trata de una reacción **exotérmica**.
- Si durante la reacción se absorbe calor, entonces es una reacción **endotérmica**.
- Si se produce una llama, es una reacción **luminosa** o lumínica.
- Si aparece una coloración o cambio de color, es una **reacción de coloración**.
- Si se observa la aparición de burbujas, lo que indica que se forman una o más sustancias gaseosas es una **reacción de desprendimiento gaseoso**.
- Si se forma un sólido que se separa y se deposita en el fondo del recipiente, la reacción es de **precipitación**.
- Si se forma un sólido que no se deposita, sino que queda en suspensión, será una reacción de **turbidez**.

LEY DE CONSERVACIÓN DE LOS ELEMENTOS

Durante una reacción química, los átomos de las moléculas que forman las sustancias reaccionantes se ordena y se unen en distinta forma, pero no aparecen ni desaparecen. Esta es la LEY DE CONSERVACIÓN DE LOS ELEMENTOS y dice que: el número de átomos de cada elemento presente inicialmente en los reactivos será el mismo que se encuentre en los productos al finalizar la reacción. O sea, se conserva el tipo y número de átomos antes y después de la reacción.

BALANCE DE ECUACIONES

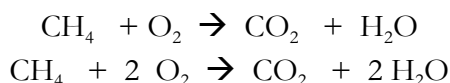
Para balancear una ecuación, primero se debe contar los átomos de cada elemento a la izquierda de la flecha. Luego, se hace lo mismo con los de la derecha. Y se compara.

Los elementos se balancean uno por uno agregando coeficientes delante de las fórmulas de los compuestos. Este coeficiente multiplica a todos los átomos de esa fórmula química, pero no los de la que le sigue.

Recordar que:

1. Se trabaja únicamente con los coeficientes
2. No se agregan coeficientes “dentro” de la fórmula de las moléculas.

Ejemplo:



EJERCITACIÓN:

1. $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
2. $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$
3. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
5. $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{N}_2 + \text{O}_2$
6. $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{FeO}$
7. $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} + \text{O}_2$
8. $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
9. $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$
10. $\text{Al} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{AlBr}_3$
11. $\text{Mg} + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{Fe}$
12. $\text{CS}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_4 + \text{S}_2\text{Cl}_2$
13. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$
14. $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
15. $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
16. $\text{I}_2\text{O}_5 + \text{CO} \rightarrow \text{I}_2 + \text{CO}_2$
17. $\text{NH}_3 + \text{F}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{F}_4 + \text{HF}$
18. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
19. $\text{Bi} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_3$
20. $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{C}_2$
21. $\text{P}_4\text{O}_{10} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
22. $\text{CaO} + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
23. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
24. $\text{AgNO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{AgCl} + \text{Ca(NO}_3)_2$
25. $\text{SnCl}_2 + \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{Hg}_2\text{Cl}_2$
26. $\text{CaBr}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaBr} + \text{CaCO}_3$
27. $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
28. $\text{KBr} + \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaBr}_2 + \text{KHCO}_3$
29. $\text{NaClO}_3 \rightarrow \text{NaCl} + \text{O}_2$
30. $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$
31. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$

BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS

El primer paso para escribir una ecuación química es determinar los productos de la reacción en cuestión. Luego hay que balancearla: deben existir tantos átomos de cada elemento, combinado o sin combinar, indicados en el lado izquierdo como en el lado derecho de la ecuación. Para balancear las ecuaciones nos valemos de coeficientes que indican la cantidad de átomos presentes en cada molécula.

En algunas reacciones químicas es necesario aclarar el estado físico de las sustancias intervinientes, utilizándose los siguientes símbolos:

(s) = sólido.

(l) = líquido.

(g) = gas.

(aq) = sustancia en solución acuosa.

Por razones prácticas se acostumbra evitar el uso de coeficientes fraccionarios en las ecuaciones químicas.

Puede indicarse también, mediante flechas, la formación de un precipitado o el desprendimiento de un gas.

Para escribir una ecuación balanceada se puede usar un proceso de tres etapas:

- (1) Se escriben los nombres de los reactantes y, seguidos de una flecha, los nombres de los productos;
- (2) Se vuelve a escribir la expresión usando la fórmula de cada sustancia; y
- (3) Se balancea la ecuación, seleccionando el coeficiente numérico entero apropiado para cada fórmula. Este proceso de tres etapas puede ilustrarse con la combustión del metano, que es el principal constituyente del gas natural:

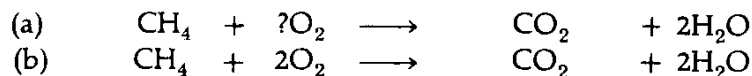
• *Etapas 1*

metano + oxígeno → dióxido de carbono + agua

• *Etapas 2*



• *Etapas 3*



(ecuación balanceada)

En la etapa 3(a) se muestran dos moléculas de agua a la derecha, para balancear los cuatro átomos de H del CH₄. En este momento aparecen cuatro átomos de O a la derecha de la flecha.

En la etapa 3(b) se escoge el coeficiente apropiado para el O₂, de tal manera que también aparezcan cuatro átomos de oxígeno a la izquierda de la flecha.

Al balancear la ecuación en la etapa 3, por ningún motivo deben modificarse los subíndices de las fórmulas correctas asentadas en la etapa 2.

Al comenzar a practicar ecuaciones, resulta frustrante tener que aprender

nombres y fórmulas al mismo tiempo que se trata de balancear las ecuaciones. Sin embargo, es necesario comprender que incluso los químicos más experimentados no pueden escribir una ecuación sin consultar (o recordar) los reactantes, los productos y sus fórmulas. Sólo los técnicos más experimentados pueden predecir qué productos se formarán a partir de ciertos reactantes y aun así, la experiencia no garantiza que la predicción resulte correcta.

MÉTODOS DE AJUSTE DE ECUACIONES:

1. **Al tanteo.**

2. **Método Algebraico:**

Se procede en varias etapas:

- a) A cada sustancia se le asigna una letra que corresponde al coeficiente desconocido.



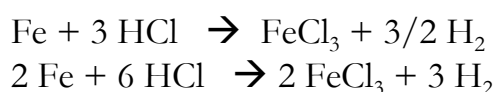
- b) Se iguala el número de átomos de cada elemento presente en cada miembro de la ecuación. Para el Hierro se tienen a átomos en el primer miembro y c átomos en el segundo, por lo tanto:

$$\begin{aligned} & a = c \\ \text{para el cloro:} & \quad b = 3c \\ \text{para el hidrógeno:} & \quad b = 2d \end{aligned}$$

- c) Como se tienen tres ecuaciones con cuatro incógnitas, se estableció que uno de los coeficientes adopte un valor arbitrario (¿por qué?). Por ejemplo: $a = 1$. Reemplazando:

$$\begin{aligned} \text{i) } & c = 1 \\ \text{ii) } & b = 3 \quad c = 3 \times 1 = 3 \\ \text{iii) } & b = 2d \\ \text{pero de iii) resulta que:} & \quad d = b/2 = 3/2 \end{aligned}$$

- d) Se reemplazan en la ecuación química los valores obtenidos para a, b, c y d.



Ejemplo 2:



$$\begin{array}{ll} \text{Mn:} & a = c \\ \text{O:} & 2a = e \\ \text{H:} & b = 2e \\ \text{Cl:} & b = 2c + 2d \end{array}$$

Si asignamos $b = 1$, tendremos:

$$\begin{array}{ll} \text{i)} & a = c \\ \text{ii)} & 2a = e \\ \text{iii)} & 1 = 2e \\ \text{iv)} & 1 = 2c + 2d \end{array}$$

Por lo tanto:

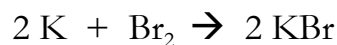
$$\text{(de iii)} e = 1/2; \text{(de ii)} a = 1/4; \text{(de i)} c = 1/4; \text{(de iv)} d = \frac{1 - 2c}{2} = 1/4$$

Con el fin de obtener coeficientes enteros, multiplicamos a cada uno de ellos por cuatro, quedando entonces:

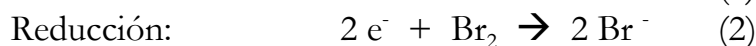
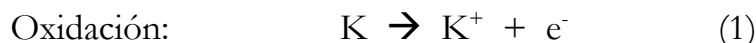
$$a = 1; b = 4; c = 1; d = 1; e = 2$$

3. **Hemirreacciones. Método ión-electrón:** este método se usa para ajustar ecuaciones que involucren reacciones de oxidorreducción.

Una ecuación química que describe un proceso redox puede representarse por la combinación de dos hemirreacciones. Una correspondiente al proceso de reducción y la otra al de oxidación. Para la reacción:

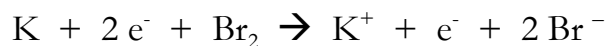


se la describirá del siguiente modo:



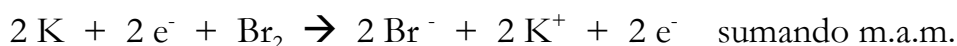
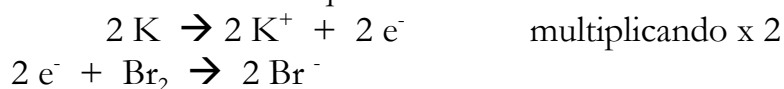
En (1) el Potasio perdió un electrón, transformándose en K^+ . En (2) el Bromo (molécula diatómica) ha ganado dos electrones, dando lugar a la formación de dos iones Br^- .

Para obtener una reacción completa, se suman (1) y (2):

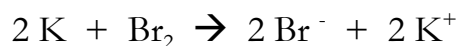


Simplificando el número de e^- : $\text{K} + \text{e}^- + \text{Br}_2 \rightarrow \text{K}^+ + 2 \text{Br}^-$

Se observa que la ecuación está balanceada en cuanto a masas y número total de cargas (a ambos lados de una carga negativa neta). Pero como no podemos admitir que como resultado de la reacción global haya un excedente de electrones debemos corregir la igualación. No deben quedar electrones como reactivos ni como productos en la ecuación final, se multiplica la hemirreacción (1) por el número 2 de tal manera que:



Como hay igual número de electrones a izquierda y derecha se pueden cancelar.
Entonces:

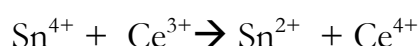


El Bromo se ha comportado como “Oxidante” (se ha reducido) y el Potasio como “Reductor” (se ha oxidado).

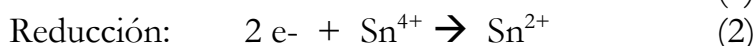
Por lo tanto el proceso redox completo fue obtenido a partir de las correspondientes hemirreacciones.

➤ Ejemplo:

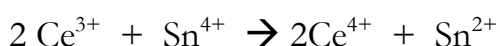
Obtener la ecuación redox balanceada en cargas y en masas para el proceso:



Las hemirreacciones correspondientes son:



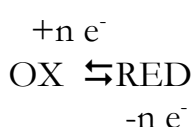
Multiplicando (1) por 2 y sumando (2) se obtiene:



El proceso de igualación consistió en balancear las cargas en cada hemirreacción. Las masas en este ejemplo quedaron automáticamente balanceadas, tanto en las hemirreacciones como en la ecuación global.

4. Ajuste de ecuaciones redox

En general tenemos:



CONCEPTO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN

N° DE OXIDACIÓN: es la carga asignada a cada átomo del elemento en cuestión en un compuesto, considerando que todas las uniones químicas en él son iónicas. Esto da lugar a la aparición de valores positivos y negativos para los números de oxidación. Asimismo, pueden aparecer diferentes números de oxidación para un mismo elemento en diferentes compuestos.

Por razones prácticas se usa la definición operacional de **número de oxidación**; que surge de establecer un conjunto de reglas de asignación para aplicarlas de modo sistemático:

1. A los elementos en su estado no combinado (sustancias simples) se les asigna número de oxidación cero.

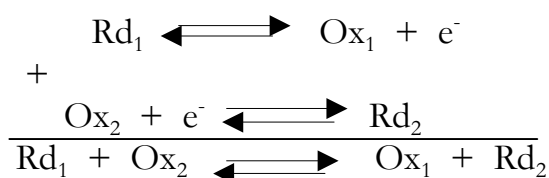
Ejemplos: Metales: Fe, Li, Na, Hg

No metales: O₂, F₂, N₂, He, P, S

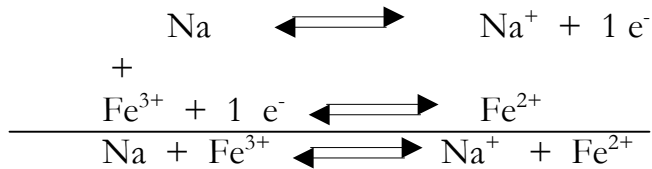
2. Para compuestos neutros, la suma algebraica de los elementos involucrados, multiplicados por sus respectivas atomicidades, debe ser igual a cero. (Atomicidad: número de átomos de un elemento dado que forman parte de una molécula).
3. Para iones, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos involucrados, multiplicados por las respectivas atomicidades, debe ser igual a la carga neta del ión.
4. El hidrógeno presenta habitualmente número de oxidación +1. ejemplo: HF, HCl, H₂SO₄.
Excepción: cuando se combina con metales dando lugar a compuestos binarios, su número de oxidación es -1. ejemplo: LiH, CaH₂, AlH₃.
5. El oxígeno presenta habitualmente número de oxidación -2. Ejemplo: CaO, Na₂O, Na₂SO₄.
Excepciones:
 - a. Cuando el oxígeno forma peróxidos o peroxiderivados su número de oxidación es -1. Ejemplo: H₂O₂, CaO₂, Na₂S₂O₈.
 - b. Cuando el oxígeno forma superóxidos, su número de oxidación es - 1/2. Ejemplo: NaO₂, CaO₄.
 - c. Cuando el oxígeno se combina con el fluor, su número de oxidación es +2. Ejemplo: OF₂.
6. Los elementos del grupo IA, presentan el número de oxidación +1.
7. Los elementos del grupo IIA presentan número de oxidación +2.
8. El elemento más electronegativo, el flúor, presenta número de oxidación -1 en todos sus compuestos.
9. Los elementos Cl, Br y I presentan habitualmente número de oxidación -1.
Excepción:
 - a. Cuando forman compuestos ternarios con el oxígeno y metal o hidrógeno pueden presentar números de oxidación +1, +3, +5, +7. Ejemplo: NaClO₃, Ba(BrO₃)₂, HClO, KClO₄.
 - b. Cuando se unen entre sí formando los compuestos llamados interhalógenos, los números de oxidación pueden también tomar los valores +1, +3, +5, +7. Ejemplo: IF₇, ICl₃, ClF₃, ICl, BrF.

REACCIONES REDOX

Una reacción redox es aquella en la cual hay transferencia de electrones desde las especies que se oxidan (reductores) hacia las que especies que se reducen (oxidantes). Puede analizarse la combinación de dos pares conjugados:



Ejemplo:



MÉTODO DEL JÓN ELECTRÓN

Es un método que permite balancear correctamente las ecuaciones redox y además da una idea clara de los procesos parciales de oxidación y de reducción. Se pueden hacer en medio ácido o básico, según la situación en que se sitúe.

Reglas:

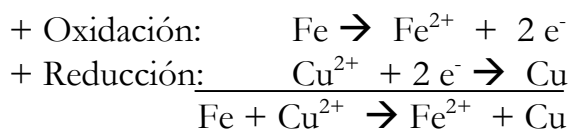
1. Determinar los estados de oxidación de los distintos átomos participantes para encontrar cuales se oxidaron y cuales se redujeron.
2. Escribir por separado las hemirreacciones de oxidación y de reducción.
3. Se igualan átomos. Ejemplo: I₂, Cl₂, etc.
4. Se igualan los átomos de Hidrógeno.
5. En base al cambio de estados de oxidación se colocan los electrones que corresponden, a la derecha en las oxidaciones (hay pérdida de electrones) y a la izquierda en las reducciones (hay ganancia de electrones).
6. Se igualan cargas:
 - a. Si se trabaja en medio ácido, se igualan átomos empleando H₂O para igualar átomos de oxígeno, y H⁺ para terminar igualando cargas y átomos de hidrógeno. Se agregan la mitad de agua que de H⁺. O la cantidad de H⁺ que se agregan es el doble de las molécula de H₂O.
 - b. En medio alcalino se emplean OH⁻ para igualar cargas y finalmente H₂O para balancear átomos. Se agregan tantos OH⁻ como moléculas de H₂O se hayan agregado.
7. Se multiplican las hemirreacciones por el número de electrones de la otra hemirreacción porque el número total de electrones cedidos tiene que ser igual al número total de electrones captados.
8. Se suman ambas hemirreacciones miembro a miembro y se cancelan términos semejantes.
9. En caso de haber varias oxidaciones simultaneas (o reducciones) se las balancea por separado y luego se las suma miembro a miembro, de manera que se obtiene una única ecuación de oxidación (o de reducción) que incluye todas las anteriores. Luego se prosigue como en el caso anterior.

NOTA: Muchas veces es necesario igualar las formas moleculares, sabiendo cuales son los compuestos de partida o sin saberlo, no hay para esto una regla fija, lo analizaremos en los ejemplos.

Ejemplos:

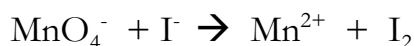


vemos que el Cu se reduce de +2 a 0 y el Fe se oxida de 0 a +2, escribiendo por separado:



Lo que llevado a la forma molecular da la ecuación original que ya estaba igualada.

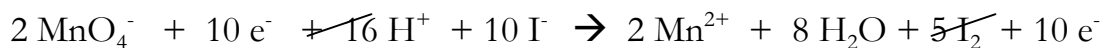
EJEMPLO:



Vemos que el I⁻ se oxida de -1 a 0 en el I₂, y que el Mn se reduce de +7 en el permanganato a +2 en el Mn²⁺.

- 1°) $\text{MnO}_4^- + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ para pasar de +7 a +2 se requieren 5 e⁻
2°) $\text{MnO}_4^- + 5 \text{e}^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$ 8 H⁺ para igualar cargas (-1-5+8 a la izq y 2+ a la derecha)
3°) $\text{MnO}_4^- + 5 \text{e}^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ agregar la mitad de H⁺ en H₂O

- 1°) $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2$ se igualan los I₂
2°) $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$ Se igualan las cargas agregando e⁻



la 1° ecuación se multiplicó por los electrones de la 2° y la 2° por los electrones de la 1° para que así se igualen los electrones ganados y cedidos.

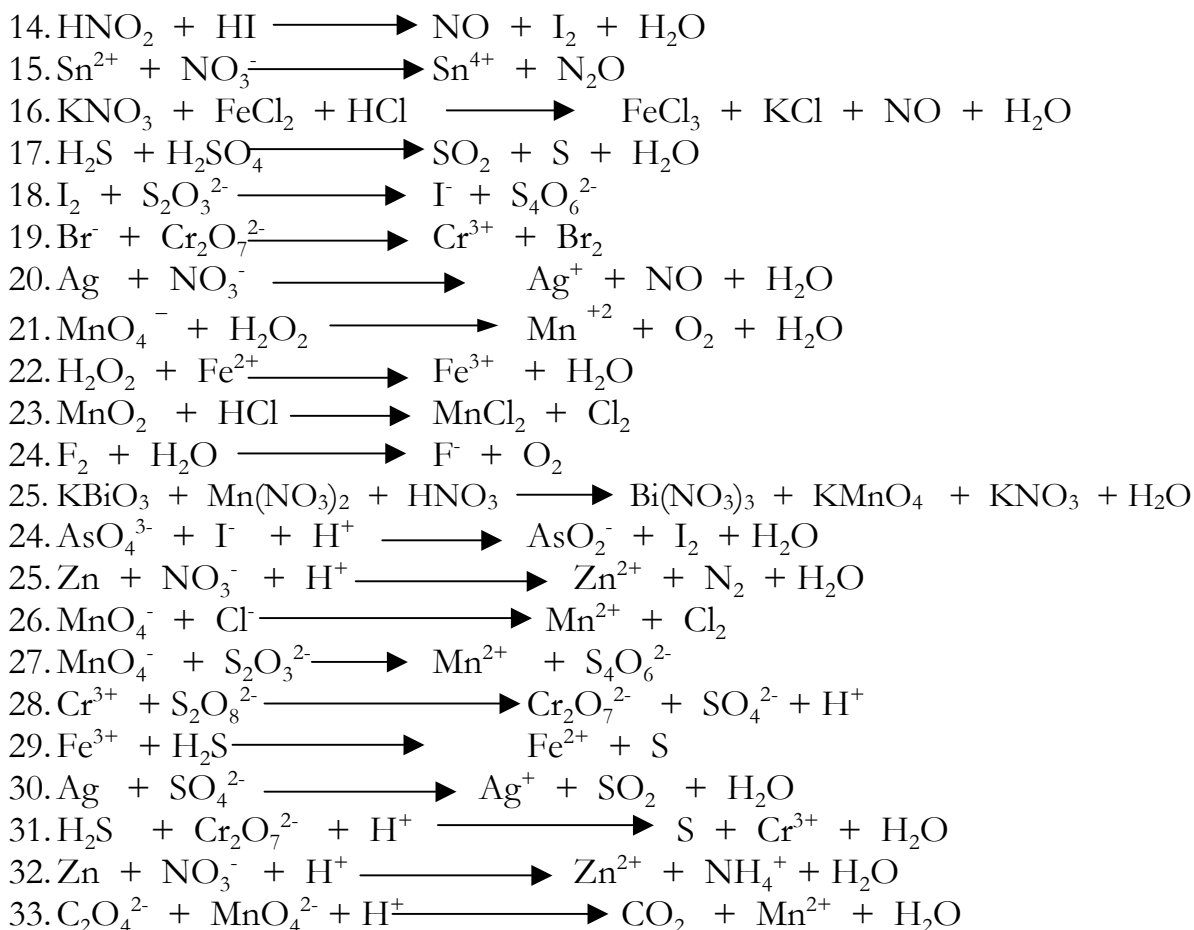
EJERCITACIÓN

A. Igualar por el método del ión-electrón las siguientes hemirreacciones:

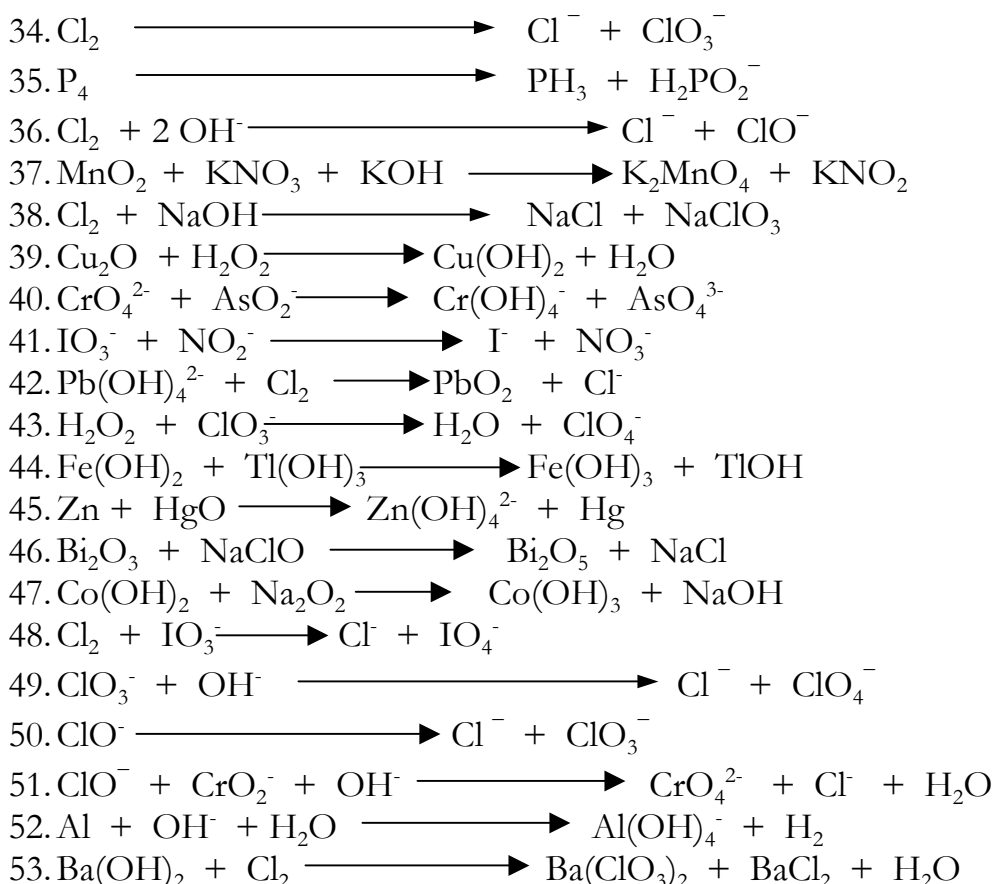
- $\text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{Mn}^{+2}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow \text{Cr}^{+3}$
- $\text{BrO}_3^- \longrightarrow \text{Br}^-$
- $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{NH}_4^+$
- $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{O}_2$
- $\text{NO}_2^- \longrightarrow \text{NO}_3^-$
- $\text{I}_2 \longrightarrow \text{IO}_3^-$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$
- $\text{Cr}^{+3} \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-}$
- $\text{CN}^- \longrightarrow \text{CNO}^-$
- $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \longrightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$
- $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \longrightarrow \text{CO}_2$
- $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} \longrightarrow \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{NH}_2\text{OH}$
- $\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{NO}$
- $\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{NO}_2$
- $\text{MnO}_2 + \text{OH}^- \longrightarrow \text{MnO}_4^-$
- $\text{ClO}^- + \text{OH}^- \longrightarrow \text{Cl}^-$
- $\text{Cl}_2 + \text{OH}^- \longrightarrow \text{ClO}^-$
- $\text{Cl}_2 + \text{OH}^- \longrightarrow \text{ClO}_3^-$
- $\text{IO}_3^- \longrightarrow \text{IO}_4^-$
- $\text{Cu}_2\text{O} \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$

B. Igualar por el método del ión-electrón las siguientes reacciones redox en medio ácido:

- $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} \longrightarrow \text{Mn}^{+2} + \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{Cr}^{+3} + \text{ClO}_3^- \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^-$
- $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}^- \longrightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3$
- $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{HgCl}_2 \longrightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$
- $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$
- $\text{I}^- + \text{NO}_3^- \longrightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{CrO}_4$
- $\text{NO}_2^- + \text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{NO}_3^- + \text{Mn}^{2+}$
- $\text{HNO}_2 \longrightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$
- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{S} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$



C. Iguala por el método del ión-electrón las siguientes reacciones redox en medio alcalino:



C. Iguala por el método del ión-electrón las siguientes reacciones redox

