

SUBUNIDAD 2.2: REACCIONES QUÍMICAS

Una reacción química es un proceso en el cual a partir de una o más sustancias se obtienen otra u otras sustancias distintas de las originales. A las primeras se les llama **reactivos** y a los segundos **productos**.



La masa de las sustancias participantes es la misma antes y después de la reacción, es decir, se **conserva**.

Representación de una reacción química: se representan *mediante ecuaciones químicas, es decir, fórmulas en las que se describen los reactivos participantes y los productos obtenidos*, a menudo indicando determinadas condiciones propias de la reacción, como *la presencia de calor, catalizadores, luz etc.*



Tipo de reacciones químicas:

Se agrupan en cinco clases, a saber:

1. Reacciones de descomposición;
2. Reacciones de desplazamiento;
3. Reacciones de combustión
4. Reacciones de metátesis o doble sustitución y,
5. Reacciones de óxido reducción.



1. Reacciones de síntesis o combinación

Es una reacción en la que dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto, generalmente se libera calor (Δ) (reacción exotérmica). La forma general de la ecuación para este tipo de reacciones es el siguiente:



Las reacciones que entran en esta categoría son:

– **Metal + oxígeno produce óxido metálico**



- **No metal + oxígeno produce óxido no metálico**



1. Reacciones de síntesis o combinación

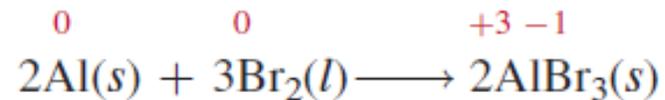
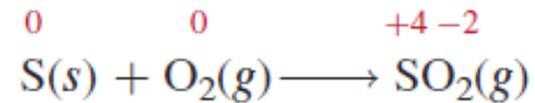
- **Óxido metálico + agua produce una base o hidróxido metálico**



- **Óxido no metálico + agua produce un oxiácido**



Ejemplos:



2. Reacciones de descomposición

Son lo opuesto de las reacciones de combinación. Una reacción de descomposición es la ruptura de un compuesto en dos o más componentes.

En las reacciones de descomposición una sustancia sufre una transformación para formar dos o más sustancias. La sustancia que se rompe siempre es un compuesto y los productos pueden ser elementos o compuestos. Muchas veces se necesita descomposición Térmica, Electrólisis, Hidrólisis para producir una reacción de descomposición.

Esto se puede representar con una ecuación general de esta reacción.



Donde A y Z son elementos o compuestos.

a) **Descomposición térmica.** - Descomposición del trióxido de azufre (SO₃) en dióxido de azufre (SO₂) y oxígeno (O₂), que precisa calor:



2. Reacciones de descomposición

Descomposiciones electrolíticas: Es una reacción química producida por la acción de una corriente eléctrica, cómo es el caso de la descomposición del agua (H₂O) en sus elementos constituyentes oxígeno (O₂) e hidrógeno (H₂) a través del proceso conocido como electrólisis:



Reacciones de descomposición de compuesto binarios.



El reactivo es un compuesto binario y la suma de carga es cero. Los productos son elementos puros de carga cero, pero pueden tener subíndices por ser moléculas diatómicas: (O₂, H₂, N₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂)

Ejemplo: el agua por electrólisis:



Reacciones de descomposición de compuestos ternario:



- Los reactivos pueden ser un compuesto ternario: un hidróxido **Na (OH)**, un ácido **H₂SO₄**, o una sal: **CaCO₃**.

2. Reacciones de descomposición

- Los productos serán dos compuestos binarios con oxígeno. Ejemplo:



- **Descomposición de ácido hidrácido.** - produce no metal más el hidrógeno



- **Descomposición de sales.** - produce Metal + No Metal



- **Descomposición de óxidos metálicos.** - producen metal + Oxígeno



- **Descomposición de óxidos no metálicos.** - produce no metal + Oxígeno



- **Descomposición de algunos cloratos.** – producen cloruros más el oxígeno



3. Reacciones de desplazamiento simple

En una *reacción de desplazamiento*, un ion (o átomo) de un compuesto se reemplaza por un ion (o átomo) de otro elemento: la mayoría de las reacciones de desplazamiento cae en una de tres categorías:



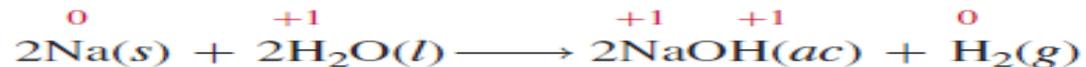
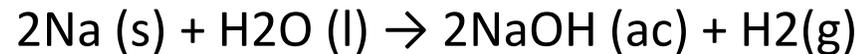
3.1 Desplazamiento de hidrógeno,

3.2 Desplazamiento de metal (de acuerdo a la actividad)

3.3 Desplazamiento de halógeno (VII) (de acuerdo a la actividad)

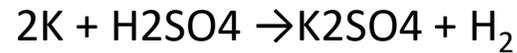
3.1 Desplazamiento de hidrógeno.-

3.1.1.Desplazamiento del hidrógeno del agua.- todos los metales alcalinos y algunos metales alcalinotérreos (Ca, Sr y Ba), que son los más reactivos de los elementos metálicos, desplazarán al hidrógeno del agua fría :



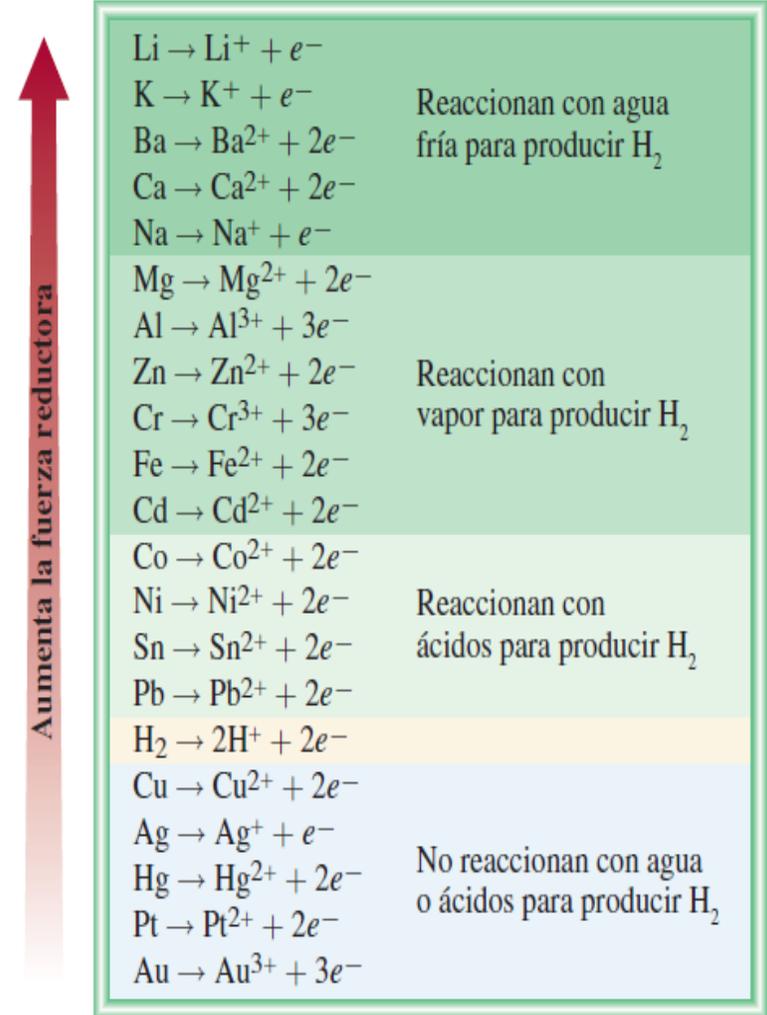
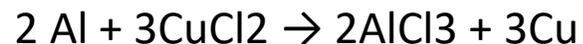
3. Reacciones de desplazamiento simple

3.1.2 Desplazamiento del hidrógeno de un ácido.- de igual forma los metales pueden desplazar el hidrógeno de un ácido: Ejemplo



3.2 Desplazamiento de metal. - un metal de un compuesto también puede ser desplazado por otro metal en estado libre. **La actividad de los metales está relacionada con su tendencia a perder electrones para formar iones positivos.**

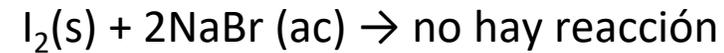
La serie de actividad se muestra en la figura 4.16. Según la serie, **cualquier metal que se ubique arriba del hidrógeno lo desplazará del agua o de un ácido, pero los metales situados abajo del hidrógeno no reaccionarán ni con agua ni con ácidos.** Cualquier especie de la serie reaccionará con alguna otra especie (en un compuesto) que se encuentre abajo de ella. Por ejemplo, el Zn está arriba del Cu, por tanto, el zinc metálico desplazará a los iones cobre del sulfato de cobre. Ejemplo: $\text{Na} + \text{KCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{K}$



$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + e^-$	
$\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + e^-$	Reaccionan con agua fría para producir H_2
$\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$	
$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$	Reaccionan con vapor para producir H_2
$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-$	
$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3e^-$	
$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Co} \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2e^-$	Reaccionan con ácidos para producir H_2
$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2e^-$	
$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2e^-$	
$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$	No reaccionan con agua o ácidos para producir H_2
$\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + e^-$	
$\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Pt} \rightarrow \text{Pt}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Au} \rightarrow \text{Au}^{3+} + 3e^-$	

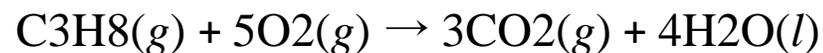
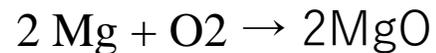
3. Reacciones de desplazamiento simple

3.3 Desplazamiento del Halógeno. - La actividad de los no metales está relacionada con su habilidad de ganar electrones y formar iones negativos, la serie será: flúor > cloro > bromo > yodo. Así que el cloro libre desplazará al bromo de un compuesto y el bromo desplazará al yodo de un compuesto. Cuando se escriben reacciones de simple desplazamiento en donde participan los halógeno, tenga en cuenta que en estado libre todos los halógenos existen como moléculas diatómicas (F₂, Cl₂, Br₂, I₂). Considere los siguientes ejemplos:



4. Reacciones de combustión

es una reacción en la cual **la sustancia reacciona con el oxígeno, por lo general con la liberación de calor y luz, para producir una flama.** Las reacciones entre el magnesio y el azufre con el oxígeno, descritas anteriormente, son reacciones de combustión. otro ejemplo es la combustión del propano (C₃H₈), un componente del gas natural que se utiliza para cocinar y para la calefacción doméstica:



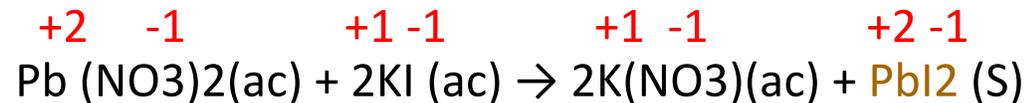
5. Reacciones de metátesis o doble sustitución

Sucedan cuando las partes de dos compuestos iónicos se intercambian, produciendo dos compuestos nuevos. El patrón general de las reacciones de desplazamiento doble se ve así:



En estas reacciones se intercambian los cationes o los aniones, El solvente de las reacciones de desplazamiento doble casi siempre es agua y los reactivos y productos normalmente son compuestos **iónicos**, aunque también pueden ser ácidos o bases. Dentro de las reacciones de metátesis o doble sustitución tenemos las reacciones de precipitación y neutralización.

5.1 Reacciones de precipitación.- cuando dos compuestos iónicos acuosos forman un nuevo compuesto iónico que no es soluble en agua. La reacción del nitrato de plomo [Pb (NO₃)₂] con una disolución acuosa de yoduro de potasio (KI), se forma un precipitado amarillo de yoduro de plomo (PbI₂):



Es una reacción que implica el intercambio de partes entre dos compuestos. (Los cationes en los dos compuestos intercambian aniones, de manera que Pb²⁺ termina con el I⁻ como PbI₂ y K⁺ termina con NO₃⁻ como KNO₃).

Un precipitado es un sólido insoluble que se separa de la disolución y en la reacción se le identifica con (s).



En el ejemplo 4.1 se aplican las reglas de solubilidad descritas en la tabla 4.2.

5. Reacciones de metátesis o doble sustitución

Solubilidad.- En las reacciones de precipitación se debe analizar la **solubilidad** del soluto, que se define como **la máxima cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura específica**, así se describen a las sustancias como **solubles, ligeramente solubles o insolubles** en términos cualitativos. Una sustancia **es soluble si se disuelve visiblemente una cantidad suficiente cuando se agrega al agua**. Si no es así, la sustancia se describe como **ligeramente soluble o insoluble**. Aunque **todos los compuestos iónicos son electrólitos fuertes, no todos tienen la misma solubilidad**. En la tabla 4.2 se clasifican algunos compuestos iónicos **como solubles o insolubles**.

TABLA 4.2 Reglas de solubilidad para compuestos iónicos comunes en agua a 25°C

Compuestos solubles	Excepciones
Compuestos que contienen iones de metales alcalinos (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) y el ion amonio (NH_4^+)	
Nitratos (NO_3^-), bicarbonatos (HCO_3^-) y cloratos (ClO_3^-)	
Halogenuros (Cl^- , Br^- , I^-)	Halogenuros de Ag^+ , Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
Sulfatos (SO_4^{2-})	Sulfatos de Ag^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
Compuestos insolubles	Excepciones
Carbonatos (CO_3^{2-}), fosfatos (PO_4^{3-}), cromatos (CrO_4^{2-}) y sulfuros (S^{2-})	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion amonio
Hidróxidos (OH^-)	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion Ba^{2+}

5. Reacciones de metátesis o doble sustitución

Ejemplo : Clasifique los siguientes compuestos como solubles o insolubles a) sulfato de plata (Ag_2SO_4), b) carbonato de calcio CaCO_3 c) fosfato de sodio Na_3PO_4 .

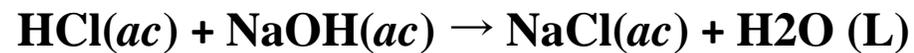
Estrategia: Tener presente las siguientes reglas útiles:

Todos los compuestos iónicos que contienen cationes de metales alcalinos, el ion amonio, nitrato, bicarbonatos y cloratos, son solubles. Por tanto:

Solución: a) de acuerdo con la tabla anterior 4.2 en AgNO_3 es insoluble, b) este es un carbonato y el Calcio es un metal del grupo 2 A, por tanto el CaCO_3 es insoluble c) el sodio es un metal alcalino del grupo 1ª, por tanto el Na_3PO_4 , es soluble.

5.2 Reacciones ácido-base:

Son reacciones de **desplazamiento doble que ocurre entre un ácido y una base en soluciones acuosas, para formar agua y una sal**, que es *un compuesto iónico formado por un catión distinto del H^+ y un anión distinto del OH^- u O^{2-}* : La siguiente reacción es un ejemplo:



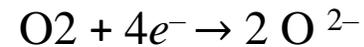
6. Reacciones de oxidación-reducción

Se consideran como reacciones de transferencia de electrones. Entre las reacciones más comunes de oxidación-reducción se encuentran las reacciones de combinación, de descomposición, de combustión y de desplazamiento. Las reacciones redox se pueden identificar buscando los *cambios* en los números de oxidación a lo largo del curso de una reacción. Ej.:

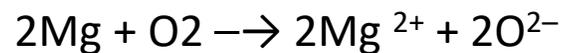
Considere la formación del óxido de magnesio (MgO) a partir del magnesio y el oxígeno:



En la reacción, 2 átomos de Mg ceden 4 electrones a dos átomos de O₂. El proceso se visualiza como en dos etapas o 2 semirreacciones, una implica la pérdida de 4 electrones de parte de los dos átomos de Mg, y la otra, la ganancia de los 4 electrones por una molécula de O₂: La suma de las semirreacciones produce la reacción global.



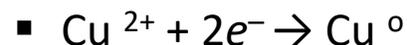
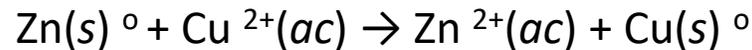
Si se cancelan los electrones que aparecen en ambos lados de la ecuación,



6. Reacciones de oxidación-reducción

- El término la reacción **de oxidación** se refiere a la *semirreacción que implica la pérdida de electrones*, en la formación del óxido de magnesio, el magnesio se oxida. Se dice que actúa como **agente reductor** porque *dona electrones* al oxígeno y hace que se reduzca.
- Una **reacción de reducción** es una *semirreacción que implica una ganancia de electrones*. El oxígeno se reduce y actúa como un **agente oxidante** porque *acepta electrones* del magnesio y hace que éste se oxide.
- Observe que la magnitud de la **oxidación en una reacción redox debe ser igual a la magnitud de la reducción**, es decir, el **número de electrones que pierde un agente reductor debe ser igual al número de electrones ganados por un agente oxidante**.

Ejemplo: En el proceso, la disolución pierde el color azul que denota la presencia de iones Cu^{2+} hidratados.



Ecuaciones moleculares y ecuaciones iónicas

Es necesario conocer la escritura de las ecuaciones iónicas y moleculares, para lo cual seguimos los siguientes pasos:

1. Escribe la ecuación molecular balanceada para la reacción, incluyendo el estado de cada sustancia.
2. Usa tu conocimiento de las reglas de solubilidad, ácidos y bases fuertes para volver a escribir la ecuación molecular como una ecuación iónica completa que muestra cuáles son los compuestos que están disociados en iones.
3. Los ácidos y bases fuertes se disocian completamente en iones en solución. Cualquier ácido o base que no sea fuerte se llama un ácido o base débil.

Cuando los compuestos iónicos se disuelven en agua, se separan por completo en los cationes y aniones que los componen, y se debe indicar la disociación de los compuestos iónicos en sus iones. Así, en la reacción entre yoduro de potasio y nitrato de plomo (II) escribiríamos:

