



UNIDAD N° 4: COMPUESTOS INORGÁNICOS

A diferencia de los compuestos orgánicos, típicos de la química de la vida, los compuestos inorgánicos son aquellos cuya composición no gira en torno al carbono, sino que involucra diversos tipos de elementos, casi todos los conocidos de la tabla periódica.

Estos compuestos se forman a través de reacciones y fenómenos físicos presentes en la naturaleza, tales como la energía solar, la acción de la electricidad o del calor, etc., los cuales permiten la creación de todas las sustancias que se conocen.

A pesar de la variedad de elementos disponibles, los compuestos inorgánicos son bastante menos abundantes y diversos que los orgánicos. Del mismo modo, tienen una nomenclatura distinta y suelen estar involucrados en procesos diferentes.

NÚMEROS DE OXIDACIÓN

Como ya se explicó en la unidad anterior, los números de oxidación indican la cantidad de electrones que se ganan o se pierdan, por un átomo, en un enlace químico. Estos, van a depender de lleno de los elementos que entren en contacto, y del tipo de enlace que se forme.

En todas las tablas periódicas, se indican el número de oxidación de todos los elementos químicos. Pero, de todos modos, es necesario conocer algunas reglas que van a facilitar el razonamiento del enlace producido y de la fórmula química correspondiente.

Por lo general, los números de oxidación de cada elemento que forma un compuesto en particular, se asignan de la siguiente manera:

1. En todos los compuestos neutros, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos que forman el compuesto, multiplicados por sus respectivos subíndices, debe ser cero.
2. El número de oxidación de cualquier sustancia simple debe ser cero.
3. Los metales alcalinos (Grupo 1), presentan en todos sus compuestos, número de oxidación +1.
4. Los metales alcalino-térreos (Grupo 2), presentan en todos sus compuestos, número de oxidación +2.
5. El flúor, F, presenta en todos sus compuestos, número de oxidación -1.
6. El oxígeno, O, presenta en todos sus compuestos, número de oxidación -2. Excepto cuando forma parte de peróxidos, superóxidos o en combinación con el F.
7. El hidrógeno, H, presenta en todos sus compuestos con otros no metales, número de oxidación +1. En compuestos binarios con metales presenta número de oxidación -1.
8. Los halógenos (Grupo 17), o sea, el cloro, Cl, yodo, I, y bromo, Br, en los compuestos binarios tienen número de oxidación -1. En los compuestos oxigenados binarios y en los ternarios con O, H o metales, tienen número de oxidación +1, +3, +5 o +7.

Cumplir estas reglas, sobre todo la primera, servirá para escribir correctamente las fórmulas químicas de cada compuesto. Además, observando la tabla periódica, hay que tener en cuenta que el ordenamiento de los elementos no es caprichoso sino función de propiedades periódicas. Por lo tanto, los grupos reúnen elementos con propiedades químicas similares, de modo que, si conoce la fórmula y nombre de los compuestos de algún elemento, los de su grupo serán análogos.

CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS

La clasificación más sencilla que hace con los compuestos inorgánicos es teniendo en cuenta la cantidad de elementos que lo forman. De ahí se obtienen:

1. Compuestos binarios:

Es un compuesto químico formado por átomos de solo dos elementos, como es el caso del agua, que está compuesta por hidrógeno y oxígeno, se muestra en la figura 5.1. Estos a su vez se clasifican en:

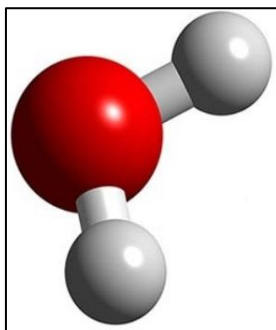


Figura 5.1: Molécula de agua.

Fuente: Química, R. Chang. 10° Edición.

a) Compuestos binarios tipo I:

Son compuestos que están formados por un metal y un no metal. La característica principal de este tipo de compuestos, es que están formados por un catión monoatómico y un anión monoatómico. Este grupo engloba a los óxidos metálicos, hidruros, halogenuros, sulfuros, peróxidos, superóxidos, nitruros, entre otros.

b) Compuestos binarios tipo II:

Son sustancias que también están formadas por un metal y un no metal, con la diferencia, que, en estos compuestos, el metal generador del catión puede formar cationes metálicos con diferentes valores de carga positivas. En esta clasificación entran las mismas categorías de los compuestos binarios tipo I, pero se nombran de otra forma, como se verá más adelante.

c) Compuestos binarios tipo III:

Se denominan compuestos binarios tipo III, a aquellos formados por la unión de dos elementos no metálicos. Entre ellos se encuentran, los óxidos, halogenuros y sulfuros, de no metales.

2. Compuestos ternarios:

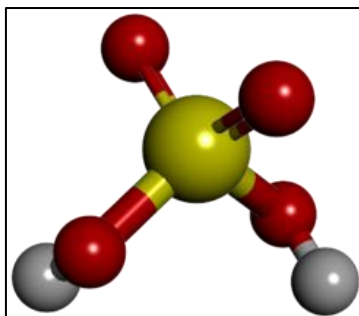


Figura 5.2: Molécula de ácido sulfúrico.

Fuente: Química, R. Chang. 10° Edición.



Las combinaciones ternarias son aquellas en cuyas moléculas intervienen átomos de tres elementos distintos. Normalmente, forma parte de su combinación el oxígeno, que actúa con número de oxidación -2. Dentro de los compuestos ternarios se distinguen tres grupos principales: hidróxidos, oxoácidos u oxácidos y oxosales. Sus moléculas son como se muestra en la figura 5.2.

NOMENCLATURA DE LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS

Cuando se habla de nomenclatura, se habla de un conjunto de reglas o fórmulas que se utilizan para nombrar los compuestos químicos. La IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada; en inglés International Union of Pure and Applied Chemistry) es la máxima autoridad en esta materia, y se encarga de establecer las reglas correspondientes.

Para que se entienda mejor el tema, se van a dividir los compuestos inorgánicos en distintas categorías y a partir de ahí, se conocerán la fórmula química y nomenclatura de cada uno de ellos.

Óxidos

Los óxidos son compuestos binarios formados por un elemento "X" y el elemento oxígeno. La fórmula química general de los óxidos es:



Donde n es la valencia del elemento X.

1. Nomenclatura IUPAC:

Las reglas IUPAC utilizan prefijos griegos para indicar el número de átomos de cada elemento en el compuesto:

- LiO_2 : monóxido de dilitio.
- MgO : monóxido de magnesio.
- Ti_2O_3 : trióxido de dititanio.
- Mn_2O_7 : heptóxido de dimanganeso.

2. Nomenclatura tradicional:

Las reglas tradicionales indican que el nombre se arma agregando a las palabras "óxido de..." y el nombre del elemento. Sólo hay que tener cuidado cuando el elemento posee dos valores de valencia, en estos casos se usa el sufijo "oso" para la menor valencia y el sufijo "ico" para la mayor.

- Na_2O : óxido de sodio.
- CaO : óxido de calcio.
- FeO : óxido ferroso.
- Fe_2O_3 : óxido férrico.

3. Nomenclatura Stockes:

Este tipo de nomenclatura es una alternativa a la anterior, especialmente cuando el elemento X posee más de una valencia. Esta propone escribir el nombre del compuesto como "óxido de ...", y el nombre del elemento X seguido de la valencia con la está actuando entre paréntesis y en números romanos.

- MnO : óxido de manganeso (II)
- Mn_2O_3 : óxido de manganeso (III)
- MnO_2 : óxido de manganeso (IV)
- MnO_3 : óxido de manganeso (VI)
- Mn_2O_7 : óxido de manganeso (VII)



Compuestos binarios que no son óxidos: hidruros, halogenuros, sulfuros...

Son compuestos binarios que no están formados el oxígeno, sino que por dos elementos distintos a él.

Siendo X el elemento de mayor electronegatividad, e Y el elemento de menor electronegatividad; y m y n, las valencias de éstos, respectivamente; la fórmula química general es:



Nomenclaturas:

Para nombrar estos compuestos, se le agrega el sufijo “uro” al elemento más electronegativo, vendría a ser el elemento que “ocupa” el lugar del oxígeno. Todas las nomenclaturas se realizan igual que para los óxidos.

- Na_2S : monosulfuro de sodio o sulfuro de sodio.
- Fe_2S_3 : trisulfuro de dihierro o sulfuro férrico o sulfuro de hierro (III).
- SiC : monocarburo de silicio o carburo de silicio.
- HCl : monocloruro de hidrogeno o cloruro de hidrógeno.
- CaH_2 : dihidruro de calcio o hidruro de calcio.
- SF_6 : hexafluoruro de azufre o fluoruro sulfúrico o fluoruro de azufre (VI).

Hidruros:

Los hidruros son compuestos binarios formados por hidrogeno y un elemento menos electronegativo. Ellos a su vez se clasifican en hidruros salinos e hidruros metálicos.

Hidrácidos:

Los hidrácidos son compuestos binarios formados por el hidrógeno y un elemento más electronegativo, que actúa con el mínimo valor de valencia. Estos compuestos presentan soluciones acuosas ácidas, por eso se denominan así.

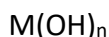
La nomenclatura de estas sustancias, en soluciones acuosas, dice que el nombre se forma con la palabra “ácido” seguido con el nombre del elemento no metal, algo modificado con el sufijo “hídrico”.

- | | |
|--|-------------------------------------|
| • HF (l): monofluoruro de hidrógeno. | • HF (ac): ácido fluorhídrico. |
| • HCl (g): monocloruro de hidrógeno. | • HCl (ac): ácido clorhídrico. |
| • HBr (g): monobromuro de hidrógeno. | • HBr (ac): ácido bromhídrico. |
| • HI (g): monoioduro de hidrógeno. | • HI (ac): ácido iodhídrico. |
| • H_2S (g): monosulfuro de dihidrógeno. | • H_2S (ac): ácido sulfhídrico. |
| • H_2Se (g): monoseleniuro de dihidrógeno. | • H_2Se (ac): ácido selenhídrico. |

Hidróxidos

Los hidróxidos son compuestos sólidos ternarios en los que el catión de un metal se encuentra unido a un número de aniones del grupo hidróxilo “OH⁻”, también llamado oxhidrilo, igual a la carga eléctrica del catión, la que a su vez coincide con la valencia del metal.

Siendo M el símbolo químico del metal y n la valencia del mismo (no puede ser mayor a 3), la fórmula química general de los hidróxidos es:





Nomenclatura:

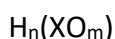
Para nombrar estos compuestos se ponen las palabras “hidróxido de ...” seguidas por el nombre del metal. En el caso de que el metal tenga dos o más valencias, se procede de la misma forma que los compuestos anteriores.

- NaOH: hidróxido de sodio.
- Ca(OH)₂: hidróxido de calcio.
- Fe(OH)₂: hidróxido de hierro (II) o hidróxido ferroso.
- Fe(OH)₃: hidróxido de hierro (III) o hidróxido férrico.

Oxoácidos

Los oxoácidos son compuestos ternarios con propiedades ácidas, están formados por tres elementos: hidrógeno, oxígeno y algún elemento no metálico o un metal que se comporta químicamente como un no metal (por ejemplo: Be, Zn, Al, Sn, Pb, etc).

Siendo X el símbolo químico del no metal, n el número de átomos de hidrógeno y m el número de átomos de oxígeno; la fórmula química general de los oxoácidos es:



Nomenclatura:

Para nombrar estos compuestos se pone la palabra “ácido ...” seguida por el nombre del no metal, pero algo modificado, según las siguientes reglas:

1. Cuando el no metal tiene un único número de valencia, a la raíz del nombre se le añade la terminación “ico”.
2. Para los no metales con dos números de valencia, se añade la terminación “oso” cuando actúa con la menor valencia e “ico, cuando actúa con la mayor.
3. Si, en cambio, tiene tres valencias, se añade el prefijo “hipo” y el sufijo “oso, cuando actúa con la menor de ellas; se agrega únicamente el sufijo “oso” cuando actúa con el valor intermedio; y se agrega el sufijo “ico” cuando actúa con la valencia más grande.
4. El último caso se da cuando el elemento no metálico tiene cuatro valencias. Para ellas, se utiliza el sufijo “oso” para las dos primeras y el sufijo “ico” para las dos segundas. A su vez, se añade al prefijo “hipo” para la valencia más chica de todas, y el prefijo “per” para la valencia más alta de todas.

En la tabla 5.1 se agregan varios ejemplos de estos compuestos:

Tabla 5.1: Ejemplos oxoácidos			
Elemento no metal	Valencia	Fórmula oxoácido	Nombre del oxoácido
Cloro (Cl)	1	HClO	Ácido hipocloroso
	3	HClO ₂	Ácido cloroso
	5	HClO ₃	Ácido clórico
	7	HClO ₄	Ácido perclórico
Azufre (S)	2	H ₂ SO ₂	Ácido hiposulfuroso
	4	H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso
	6	H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
Nitrógeno (N)	3	HNO ₂	Ácido nitroso
	5	HNO ₃	Ácido nítrico



Carbono (C)	2	H ₂ CO ₂	Ácido carbonoso
	4	H ₂ CO ₃	Ácido carbónico

Oxisales

Las oxisales son compuestos ternarios con propiedades neutras, estos se forman cuando se sustituye el o los hidrógenos de las sales binarias ácidas (serían los hidruros), o de los oxoácidos, por cationes metálicos, o no metálicos.

Al retirar los hidrógenos de los oxoácidos se forma el siguiente radical:



Y posteriormente, el mismo se une al catión metálico, o al grupo catiónico no metálico, por ejemplo, el amonio: (NH₄)⁺.

Nomenclatura:

Para nombrar estos compuestos primero se coloca el nombre del radical con el cual se está trabajando, seguido el nombre del metal.

1. Al nombre del radical se le hace la siguiente modificación: se cambia el sufijo del nombre del radical en el ácido, si el mismo era “oso” ahora es “ito”; y si era “ico”, ahora será “ato”
2. Se siguen utilizando los prefijos “hipo” y “per” cuando hay más de dos valencias.

En la tabla 5.2 se observa como varía el nombre de los radicales, en los ácidos y en las oxosales:

Tabla 5.2: Nombre de radicales				
Radical	Valencia en ácido	Ácido formado	Nombre en ácido	Nombre en sal
(BrO ₃) ⁻	5	HBrO ₃	Ác. brómico	Bromato de ...
(ClO) ⁻	1	HClO	Ác. hipocloroso	Hipoclorito de ...
(ClO ₃) ⁻	5	HClO ₃	Ác. clórico	Clorito de ...
(ClO ₄) ⁻	7	HClO ₄	Ác. perclórico	Perclorato de ...
(PO ₄) ⁻³	5	H ₃ PO ₄	Ác. fosforico	Fosfato de ...
(NO ₃) ⁻	5	HNO ₃	Ác. nítrico	Nitrato de ...
(NO ₂) ⁻	3	HNO ₂	Ác. nitroso	Nitrito de ...
(CrO ₄) ⁻²	6	H ₂ CrO ₄	Ác. crómico	Cromato de ...
(IO) ⁻	1	HIO	Ác. hipoyodoso	Hipoyodito de ...
(SO ₄) ⁻²	6	H ₂ SO ₄	Ác. sulfúrico	Sulfato de ...
(BiO ₃) ⁻	5	HBiO ₃	Ác. bismútico	Bismutato de ...
(AsO ₃) ⁻³	3	H ₃ AsO ₃	Ác. arsenioso	Arseniato de ...

En la tabla 5.3, se muestran ejemplos de oxosales.

Tabla 5.3: Ejemplos oxosales				
Radical	Catión	Fórmula sal	Nombre radical	Nombre sal
(NO ₃) ⁻	Na ⁺	Na(NO ₃)	Nitrato	Nitrato de sodio
(NO ₂) ⁻	Na ⁺	Na(NO ₂)	Nitrito	Nitrito de sodio
(ClO ₃) ⁻	K ⁺	K(ClO ₃)	Clorato	Clorato de potasio



$(\text{ClO})^-$	Ca^{+2}	$\text{Ca}(\text{ClO})_2$	Hipoclorito	Hipoclorito de calcio
$(\text{PO}_4)^{-3}$	Mg^{+2}	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$	Fosfato	Fosfato de magnesio
$(\text{BrO}_3)^-$	Na^+	$\text{Na}(\text{BrO}_3)$	Bromato	Bromato de sodio
$(\text{SiO}_3)^{-2}$	Co^{+2}	$\text{Co}(\text{SiO}_3)$	Silicato	Silicato cobaltoso
				Silicato de cobalto (II)
$(\text{CrO}_4)^{-2}$	Pb^{+2}	$\text{Pb}(\text{CrO}_4)$	Cromato	Cromato plumboso
				Cromato de plomo (II)
$(\text{IO})^-$	Al^{+3}	$\text{Al}(\text{IO})_3$	Hipoyodito	Hipoyodito aluminico
$(\text{SO}_4)^{-2}$	Cu^{+2}	$\text{Cu}(\text{SO}_4)$	Sulfato	Sulfato cúprico
				Sulfato de cobre (II)
$(\text{BiO}_3)^-$	Ag^+	$\text{Ag}(\text{BiO}_3)$	Bismutato	Bismutato de plata
$(\text{AsO}_3)^{-3}$	Ca^{+2}	$\text{Ca}_3(\text{AsO}_3)_2$	Arseniato	Arseniato de calcio

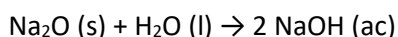
CARACTERÍSTICAS DE LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS

Óxidos

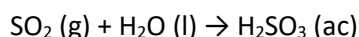
Los óxidos se pueden clasificar, según sus propiedades químicas, en los siguientes grupos:

- 1. Óxidos básicos:** son los óxidos de los metales con valencias no mayores a 3: Na_2O , CaO , CrO , MnO , Mn_2O_3 , FeO , Fe_2O_3 , Bi_2O_3 .
- 2. Óxidos ácidos:** son los óxidos de los no metales y los óxidos de metales con valencias mayores a 3: B_2O_2 , CO_2 , N_2O_3 , P_2O_3 , Bi_2O_5 , Cl_2O_5 , Cl_2O_7 , Mn_2O_7 .
- 3. Óxidos anfóteros:** se comportan, según las condiciones, como óxidos básicos o como óxidos ácidos: BeO , ZnO , Cr_2O_3 , Al_2O_3 , SnO , PbO .
- 4. Óxidos neutros:** no se comportan ni como óxidos básicos ni como óxidos ácidos: CO , NO , N_2O , MnO_2 .

Los óxidos básicos, por lo general, no tienen la capacidad de disolverse en agua, los únicos que pueden hacerlo son los óxidos de los metales Li , Na , K , Rb , Cs , Ca , Sr y Ba , estos se disuelven en ella y reaccionan formando hidróxidos. El resto de los óxidos se disuelven tan escasamente que se consideran insolubles. Un ejemplo de la reacción de un óxido básico en agua es el siguiente:



Los óxidos ácidos que se disuelven en el agua son solamente los siguientes: B_2O_3 , CO_2 , óxidos de nitrógeno (exceptos los neutros), óxidos de fósforo y arsénico, SO_2 , SO_3 , los óxidos de cloro, bromo y yodo; y los óxidos de metales como CrO_3 , MnO_3 , Mn_2O_7 . Estos, al disolverse en el agua, se transforman en ácidos, por medio de reacciones similares a la que se muestra a continuación:



Mientras que los óxidos anfóteros y neutros, tienen muy escasa solubilidad en el agua, y se los considera compuestos insolubles en ella.

De acuerdo a la clasificación anterior, los óxidos básicos pueden reaccionar con todas aquellas sustancias de propiedades ácidas, ya sean óxidos ácidos, óxidos anfóteros o



directamente ácidos, para formar sales. En cambio, los óxidos ácidos reaccionan con todas aquellas sustancias de propiedades básicas, como son los óxidos básicos, los óxidos anfóteros y los hidróxidos, también para formar sales. A continuación, se muestran ejemplos:

- Óx. básico y óx. ácido: $\text{CaO (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CaCO}_3 \text{ (ac)}$
- Óx. básico y óx. anfótero: $\text{Na}_2\text{O (s)} + \text{ZnO (l)} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \text{ (ac)}$
- Óx. básico y ácido: $\text{FeO (s)} + 2 \text{HCl (ac)} \rightarrow \text{FeCl}_2 \text{ (ac)} + \text{H}_2\text{O (l)}$
- Óx. ácido y óx. básico: $\text{SO}_3 \text{ (g)} + \text{CuO (s)} \rightarrow \text{CuSO}_4 \text{ (s)}$
- Óx. ácido y óx anfótero: $\text{SiO}_2 \text{ (g)} + \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ (s)} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3 \text{ (s)}$
- Óx. ácido e hidróxido: $\text{P}_2\text{O}_5 \text{ (s)} + 3 \text{Ca(OH)}_2 \text{ (s)} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \text{ (s)} + 3 \text{H}_2\text{O (l)}$

Con respecto a las propiedades físicas, estas son extraordinariamente variadas. Algunos son gases a temperatura ambiente, otros son sólidos con valores relativamente elevados de temperaturas de fusión, y otros se presentan en estado líquido.

Compuestos binarios que no son óxidos: hidruros, haluros, sulfuros...

Como ya se sabe, estos compuestos, están formados por dos elementos, donde ninguno de ellos es el oxígeno. De acuerdo a cuál es el elemento más electronegativo, estos compuestos pueden agruparse en una gran cantidad de clases diferentes. Entre los más conocidos se encuentran: hidruros, aluminuros, carburos, siliciuros, nitruros, fosfuros, arseniuros, antimoniuros, sulfuros, seleniuros, fluoruros, cloruros, bromuros y yoduros. A continuación, se van a analizar algunos de ellos.

Hidruros:

Los hidruros se forman con el hidrógeno y un elemento menos electronegativo. Entre ellos se encuentran:

1. Hidruros salinos: son sólidos, de color blanco o gris, que no conducen la corriente eléctrica, algunos ejemplos son: LiH, NaH, KH, RbH, CsH, MgH₂, CaH₂, SrH₂, BaH₂.

2. Hidruros metálicos: son sólidos que, como los metales, conducen bien la corriente eléctrica. El hidrógeno se une a un metal como: Sc, Ti, V, Cr, Cu, Zn, entre otros. Estos compuestos presentan un alto punto de fusión, incluso la mayoría sufre su descomposición antes de alcanza el punto de fusión. Además, son muy reactivos con el agua.

En líneas generales, los hidruros son compuestos térmicamente inestables y algunos explotan al contacto con el aire o la humedad.

Haluros:

También llamados halogenuros, son sales formadas por un halógeno (F, Br, Cl o Y). los mismos se caracterizan por tener una baja dureza, sus puntos de fusión van desde moderados a elevados y son solubles en agua. Como conductores de calor, son bastantes malos, así como tampoco conducen la electricidad si se encuentran en estado sólido; situación que se revierte con el calentamiento.

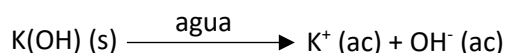
Sulfuros:

Los sulfuros surgen de la combinación del azufre con otro elemento, por lo general presentan gran conductividad calorífica y eléctrica, sus densidades son elevadas, la dureza de estos depende de la estructura que forman.

En cuanto a la solubilidad, los sulfuros de metales pesados son insolubles, mientras que los sulfuros de metales alcalinos o alcalino-térreos presenten una gran solubilidad, hasta el punto de llegar a ser higroscópicos.

Hidróxidos

Los únicos hidróxidos que se puede considerar solubles en el agua son los de los metales Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr y Ba. Cuando ocurre la disolución de estos hidróxidos, el agua separa los iones que los forman, liberando intensas fuerzas atractivas que los mantenían unidos en su fase sólida. Ya en solución, estos iones estarán libres, o disociados, y se podrán trasladar libremente uno de otros; en un campo eléctrico conducirán la corriente eléctrica, es decir, se comportarán como conductores de electrolitos. Un ejemplo de esta disociación iónica se muestra a continuación.



Esta disociación indica que, en las soluciones acuosas obtenidas al mezclar hidróxidos solubles con agua, no existen los hidróxidos propiamente dichos, sino sus iones libres. Para indicar que los hidróxidos han sido disueltos en agua y que ya no existen como tales, sino que son sus iones los que están presentes, se recurre a escribir la fórmula química de dicho hidróxido acompañada con la notación (ac). En tal caso, el miembro que está a la derecha de la flecha, en el ejemplo anterior, se podría escribir como $\text{K(OH)} (ac)$.

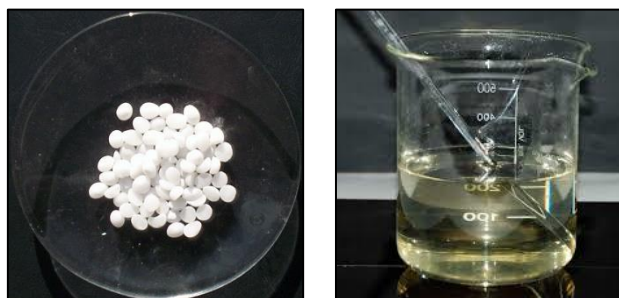


Figura 5.3: KOH antes y después de la disolución.

De todas formas, la mayoría de los hidróxidos tienen una muy baja solubilidad en el agua; sus soluciones tienen, tan pocos iones libres que se consideran electrolitos débiles, o no electrolitos, entonces, son malos conductores de la electricidad.

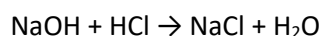


Figura 5.4: Cu(OH)_2 antes y después de la disolución.

Lo que ocurre al mezclar estos hidróxidos poco solubles con agua es que se forma un sistema que al principio es turbio y con el tiempo muestra el hidróxido sólido en el fondo del recipiente, a este sedimento formado se lo denomina, genéricamente, precipitado. Esto se muestra en la figura 5.4.



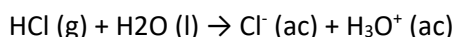
Los hidróxidos son sustancias con propiedades básicas, el responsable de esto es el anión OH^- . De esta forma es de esperar que los hidróxidos reaccionen químicamente con las sustancias que presenten propiedades ácidas, y formen sales. A continuación, se muestra un ejemplo.



Ácidos

Estos compuestos, obviamente, que tienen propiedades ácidas, esto significa que tienen la capacidad de liberar un catión hidrógeno, H^+ , que luego es tomado por la otra especie, que se comporta como base.

Cuando un ácido se disuelve en agua, ésta actúa como base, es decir acepta el H^+ liberado por el ácido. Como resultado de esta transferencia aparecen iones por lo que el fenómeno descrito se lo denomina ionización. Uno de estos iones es el catión hidronio H_3O^+ y el otro es el anión del ácido; como estos iones en solución se encuentran libres o disociados, pueden moverse libremente, por lo que las soluciones de ácidos pueden actuar como electrolitos. Un ejemplo de esta disociación, es el que se muestra a continuación.



Pero no todos los ácidos transfieren fuertemente sus H^+ , de aquí se separan en dos grupos:

1. Ácidos fuertes: son ácidos que tienen una gran capacidad de disociación, y la reacción que se produce es como la del ejemplo anterior.

2. Ácidos débiles: son ácidos que tienen una escasa tendencia a transferir un catión H^+ a cada molécula de agua. Las ecuaciones de las reacciones dadas por ácidos débiles, se denotan con una flecha en doble sentido, \leftrightarrow . Por otro lado, las soluciones de estos ácidos se comportan como electrolitos débiles, lo que significa que son malos conductores de la corriente eléctrica.

Sales

En condiciones normales de presión y temperatura, las sales son sustancias sólidas. Muchas de ellas se disuelven fácilmente en agua, esto ocurre porque las moléculas de agua debilitan las intensas fuerzas de atracción que, en el sólido, mantenían unidos los cationes con los aniones, los separa y los disocia. Al igual que con los hidróxidos, una vez que se obtienen las soluciones acuosas de las sales, ya no se tienen más esas sales propiamente dichas, sino que sus iones libres; para expresar esto, también se coloca el símbolo (ac) después de la fórmula química.

Pero, también existen muchas sales que son poco o muy poco solubles en agua, esto ocurre porque las moléculas de agua no logran separar los iones, por lo que éstos se mantienen en estado sólido. Al mezclar las sales con agua, se puede formar un sistema de agua y la sal precipitada.

MASA MOLAR

Como ya se vio, en unidades anteriores, la masa de un átomo depende del número que contiene de electrones, protones y neutrones. Sin embargo, los átomos son partículas extremadamente pequeñas, lo que se hace imposible poder pesar una unidad de ellas. Para



poder solucionar esto se realizaron varios métodos experimentales, que lograron asignar un valor a la masa de un átomo.

Masa atómica

Por acuerdo internacional, la masa atómica (a veces llamada peso atómico) es la masa de un átomo, en unidades de masa atómica (uma). Una unidad de masa atómica se define como una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12. El carbono-12 es un isótopo del carbono que tiene seis protones y seis neutrones. Al fijar la masa del mismo como 12 uma, se tiene el átomo que se usa de referencia para medir la masa de los demás elementos.

Número de Avogadro

Si bien esto brinda información importante acerca de los elementos, en ningún momento de la vida cotidiana se trabaja con un átomo. Por consiguiente, conviene tener una unidad especial para referirse a una gran cantidad de átomos. Esta idea no es nueva; por ejemplo, el par y la docena son unidades de uso común. La unidad que los químicos usan para los átomos y las moléculas es el mol.

En el SI, el mol es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g (o 0,012 kg) del isótopo de carbono-12. El número real de átomos en 12 g de carbono-12 se determina experimentalmente. Este número se denomina número de Avogadro (N_A), en honor del científico italiano Amadeo Avogadro. El valor comúnmente aceptado es:

$$N_A = 6,0221415 \times 10^{23}$$

Por lo general, este número se redondea a $6,022 \times 10^{23}$. Así, igual que una docena de naranjas contiene 12 naranjas. Un mol de átomos de hidrógeno contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos de H.

Masa molar

Visto todo esto, se puede empezar a hablar de masa molar, la cual se define como la masa, en gramos o kilogramos, de 1 mol de unidades, ya sea átomos o moléculas, de una sustancia. Por ejemplo, la masa atómica del sodio es de 22,99 uma, y su masa molar es de 22,99 g; del mismo modo, la masa atómica del fósforo es de 30,97 uma, y su masa molar es de 30,97 g. Por lo tanto, si se conoce la masa atómica de un elemento, se conoce también su masa molar.

Si a partir de esto, se quieren encontrar las conversiones de uma a g y viceversa, serán las siguientes:

$$1 \text{ g} = 6,022 \times 10^{23} \text{ uma}$$

$$1 \text{ uma} = 1,661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Estas conversiones muestran que el número de Avogadro se puede utilizar para convertir unidades de masa atómica a masa molar, y viceversa.

Masa molecular

La masa molecular, o peso molecular, es la suma de las masas atómicas, en uma, de los átomos que forman una molécula. Por ejemplo, la masa molecular del H_2O es:

$$\text{Masa molecular} = 2 \times (\text{masa atómica H}) + (\text{masa atómica O})$$

$$\text{Masa molecular} = 2 \times 1,008 \text{ uma} + 16,00 \text{ uma}$$

$$\text{Masa molecular} = 18,02 \text{ uma}$$



En líneas generales, hay que multiplicar la masa atómica de cada elemento por el número de átomos de ese elemento y sumar todos los resultados.

A partir de la masa molecular se puede determinar la masa molar de una molécula o un compuesto, la misma es numéricamente igual a la masa molecular, pero en g. Entonces, si se retoma al ejemplo anterior, si la masa molecular del H₂O es 18,02 uma, la masa molar de este compuesto es 18,02 g.

Composición porcentual de los compuestos

Como ya se ha visto, la fórmula de un compuesto indica el número de átomos de cada elemento presentes en cada unidad del compuesto, por lo tanto, a partir de ella es posible calcular el porcentaje con que contribuye cada elemento a la masa total del compuesto.

La composición porcentual en masa es el porcentaje en masa de cada elemento presente en un compuesto. La misma se obtiene al dividir la masa de cada elemento contenida en un mol del compuesto entre la masa molar del compuesto y multiplicando por 100 %. Esto se expresa matemáticamente como sigue:

$$X\% = \frac{n \times \text{masa molar EQ}}{\text{masa molar compuesto}} \times 100 \%$$

donde: X% es la composición porcentual, y n es el número de moles de átomo del elemento químico (EQ) estudiado.

Por ejemplo, en una molécula de peróxido de hidrógeno (H₂O₂) hay 2 átomos de H y 2 de O; entonces en un mol de H₂O₂, hay 2 moles de átomos de H y 2 O. La composición porcentual de cada uno se calcula como sigue

$$H\% = \frac{2 \times 1,008 \text{ g H}}{34,02 \text{ g H}_2\text{O}_2} \times 100 \% = 5,926 \%$$

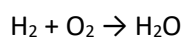
$$O\% = \frac{2 \times 16,00 \text{ g O}}{34,02 \text{ g H}_2\text{O}_2} \times 100 \% = 94,06 \%$$

REACCIONES QUÍMICAS Y ECUACIONES QUÍMICAS

Una reacción química es un proceso en el que una sustancia, o sustancias, inicial cambia para formar una o más sustancias nuevas. Estos cambios se representan por medio de ecuaciones químicas. Una ecuación química utiliza símbolos químicos para mostrar qué sucede durante una reacción química.

Escritura de las ecuaciones químicas

Si se considera lo que sucede cuando el hidrógeno gaseoso, H₂, se quema en presencia de aire, que contiene O₂, para formar agua, H₂O. Esta reacción se representa mediante la siguiente ecuación química:



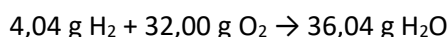
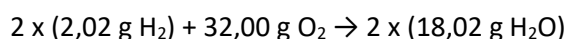
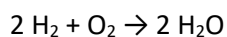
En la misma, el signo “+” significa “reacciona con” y la “flecha” significa “produce”. Así, esta expresión se lee: el hidrógeno molecular reacciona con el oxígeno molecular para producir agua.

Sin embargo, la ecuación anterior no está completa, ya que del lado izquierdo de la flecha hay más átomos de oxígeno que del lado derecho. Para estar de acuerdo con la ley de la



conservación de la materia, debe haber el mismo número de cada tipo de átomos en ambos lados de la flecha, es decir, debe haber tantos átomos al finalizar la reacción como los que había antes de que se iniciara.

Para ello hay que balancear la ecuación presentada con anterioridad, y lo mismo se hace agregando un 2 antes del H₂ y del H₂O. Por lo tanto, quedaría de la siguiente manera:



La ecuación química balanceada muestra que 2 moléculas de H₂ reaccionan con 1 molécula de O₂ para formar 2 moléculas de H₂O; o lo que es lo mismo: 2 moles de H₂ reaccionan con 1 mol de O₂ para formar 2 moles de H₂O. Por lo que se puede interpretar, también, que 4,04 g de H₂ reaccionan con 32,00 g de O₂ y forman 36,04 g de H₂O.

En este ejemplo, se puede observar con claridad que el H₂ y el O₂ son los reactivos, o sea, las sustancias iniciales en una reacción química; y el H₂O es el producto, o sea, la sustancia formada como resultado de la reacción química.

Entonces, en términos generales una ecuación química es la descripción abreviada de una reacción química, donde los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha de la flecha. Como se ve a continuación:

Reactivos → Productos

Vale agregar, que, con frecuencia, en las ecuaciones químicas también se indica el estado físico de los reactivos y productos por medio de las letras *g*, *l*, *s* y *ac*; para los estados gaseosos, líquidos, sólidos y disoluciones acuosas, respectivamente; al lado de la fórmula química de las sustancias que intervienen.

Ley de conservación de la materia

La ley de conservación de la materia, conocida también como ley de conservación de la masa o simplemente como ley Lomonósov-Lavoisier (en honor a los científicos que la postularon), es aquel principio de la química que plantea que la materia no se crea ni se destruye durante una reacción química, sólo se transforma.

Esto significa que las cantidades de las masas involucradas en una reacción determinada deberán ser constantes a lo largo de la misma, es decir, no habrán cambiado en sus proporciones cuando la reacción culmine, aunque sí se pueden haber transformado.

Este principio fundamental de las ciencias naturales fue postulado por dos científicos de manera simultánea e independiente: el ruso Mijaíl Lomonósov en 1748 y el francés Antoine Lavoisier en 1785. Llama la atención que esto ocurriera antes del descubrimiento del átomo y la postulación de la teoría atómica, con la cual es mucho más sencillo explicar e ilustrar el fenómeno.

La excepción a la regla la constituyen las reacciones nucleares, en las que es posible convertir masa en energía y viceversa, pudiendo “crearlas” y “destruirlas” a conveniencia, aunque realmente se esté transformando materia en energía y viceversa.



Balaceo de ecuaciones químicas

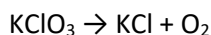
Cuando se realiza una reacción química, siempre se conocen los reactivos, pero es más difícil establecer la identidad de los productos. Con frecuencia, en reacciones sencillas, es posible predecirlos. Lo que sea hace mucho más complicado en reacciones en las que se forman tres o más productos, se necesitarán hacer otras pruebas para establecer que compuestos están presentes.

Una vez que se han identificado todos los compuestos participantes de la reacción y se han escritos sus respectivas fórmulas químicas, colocando los reactivos a la izquierda y los productos a la derecha, de la flecha; es posible que la ecuación esté sin balancear, es decir, que el número de cada tipo de átomos sea diferente en ambos lados de la flecha.

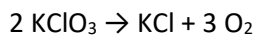
En general, el balanceo de una ecuación química se verifica mediante los siguientes pasos:

1. Se identifican todos los reactivos y productos, y se escriben sus fórmulas como corresponde en la ecuación.
2. El balanceo se comienza probando diferentes coeficientes para igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. Se van cambiando los coeficientes, o sea, los números que se ponen antes de las fórmulas, no los subíndices que forman parte de las fórmulas.
3. Primero se buscan los elementos que aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación y con igual subíndice: estas fórmulas tienen que tener los mismos coeficientes.
4. Se sigue con los elementos que aparecen una sola vez, pero con subíndice distinto, por lo tanto, estos elementos no tendrán el mismo coeficiente en ambos lados.
5. Por último, se balancean los elementos que aparecen en dos o más fórmulas del mismo lado de la ecuación.
6. Se verifica la ecuación balanceada, para asegurarse de que hay el mismo número de cada tipo de átomos en cada lado de la ecuación.

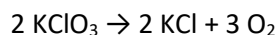
El próximo ejemplo ayuda a entender esto. Se parte de la siguiente ecuación:



Tanto el K, como el Cl, tienen en ambos lados de la ecuación la misma cantidad de átomos. En cambio, con el O esto no ocurre, en el reactivo hay 3 átomos de O y en los productos 2; por lo tanto, para balancearlo hay que agregar el coeficiente 2 adelante del reactivo y el coeficiente 3 antes del producto O₂. La ecuación quedaría así:



Pero, agregando estos coeficientes, se desbalancearon los otros dos elementos, ahora se tienen 2 átomos de K y Cl a la izquierda, pero sólo uno de cada uno de ellos en la parte derecha. Para solucionar esto, hay que agregarle el coeficiente 2 al producto KCl. Finalmente, la ecuación queda:



Para verificar se presta atención a cada uno de los elementos que intervienen:

- K: $2 \rightarrow 2$
- Cl: $2 \rightarrow 2$
- O: $2 \times 3 \rightarrow 3 \times 2 : 6 \rightarrow 6$

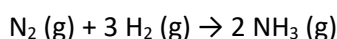


ESTEQUIOMETRÍA

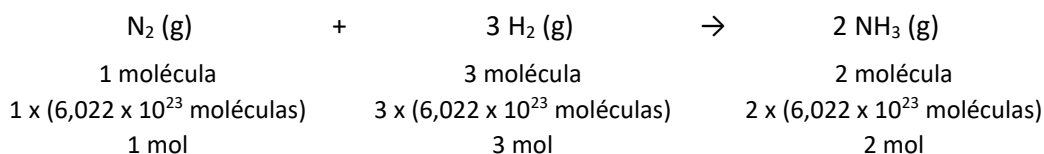
Una pregunta que suelen surgir a la hora de realizar una reacción química es: ¿qué cantidad de producto se obtendrá a partir de cantidades específicas de reactivos? O, más bien la inversa, ¿Qué cantidad de reactivos se necesita para producir una determinada cantidad de producto? Estas preguntas se responden con conocimientos en estequiometría. La estequiometría es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química.

Independientemente de que las unidades utilizadas para los reactivos, o productos, sean moles, gramos, litros, u otras unidades; para calcular la cantidad de producto formado en una ecuación se utilizan moles. Este método se denomina método del mol, que indica que los coeficientes estequiométricos en una reacción química se pueden interpretar como el número de moles de cada sustancia.

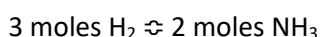
Para entender esto se utiliza el ejemplo de la síntesis industrial del amoníaco, que tiene la siguiente ecuación química.



Los coeficientes estequiométricos muestran que una molécula de N_2 reacciona con 3 moléculas de H_2 para formar 2 moléculas de NH_3 . Si se multiplican todos ellos por $6,022 \times 10^{23}$, se obtendrán las mismas relaciones, pero en moles.



Por lo tanto, esta ecuación se lee como: “1 mol de gas N_2 se combina con 3 moles de gas H_2 para formar 2 moles de gas NH_3 ”. En cálculos estequiométricos, se dice que 3 moles de H_2 equivalen a 2 moles de NH_3 , es decir:



Donde el símbolo \rightleftharpoons significa, “estequiométricamente equivalente a ...” esta relación permite escribir los siguientes factores de conversión:

$$\frac{3 \text{ moles H}_2}{2 \text{ moles NH}_3} \quad \text{y} \quad \frac{2 \text{ moles NH}_3}{3 \text{ moles H}_2}$$

Del mismo modo, se tiene 1 mol de $\text{N}_2 \rightleftharpoons 2$ moles de NH_3 y 3 moles de $\text{H}_2 \rightleftharpoons 1$ mol de N_2 .

Ahora, se considera que se tienen 6 moles de H_2 que reaccionan completamente con N_2 para formar NH_3 . Por medio de los factores de conversión mostrados anteriormente se puede conocer la cantidad producida de NH_3 . De la siguiente manera:

$$6 \text{ moles H}_2 \times \frac{2 \text{ moles NH}_3}{3 \text{ moles H}_2} = 4 \text{ moles NH}_3$$

O, de la misma manera, se puede considerar que se tienen 16,0 g de H_2 que reaccionan completamente con N_2 para formar NH_3 . ¿Cuántos gramos de NH_3 se formarán? Para este caso, antes de aplicar el factor de conversión ya conocido, es necesario pasar los g de H_2 a moles de



H₂. Esta conversión se hace por medio de la masa molar, la cual dice que 1 mol de H₂ pesa 2,016 g. entonces:

$$16,0 \text{ g } H_2 \times \frac{1 \text{ moles } H_2}{2,016 \text{ g } H_2} = 7,94 \text{ moles } H_2$$

Ahora, se pueden calcular los moles de NH₃ formados:

$$7,94 \text{ moles } H_2 \times \frac{2 \text{ moles } NH_3}{3 \text{ moles } H_2} = 5,29 \text{ moles } NH_3$$

Finalmente, conociendo la masa molar del NH₃, se puede calcular la masa en gramos de NH₃ producido:

$$5,29 \text{ moles de } H_2 \times \frac{17,03 \text{ g } NH_3}{1 \text{ moles } NH_3} = 90,10 \text{ g } NH_3$$

Esto en realidad, se puede hacer en un solo paso:

$$16,0 \text{ g de } H_2 \times \frac{1 \text{ moles } H_2}{2,016 \text{ g } H_2} \times \frac{2 \text{ moles } NH_3}{3 \text{ moles } H_2} \times \frac{17,03 \text{ g de } NH_3}{1 \text{ moles } NH_3} = 90,10 \text{ g } NH_3$$

Entonces, a modo de resumen:

1. Conociendo la estequiometría de la reacción se puede conocer cómo se relacionan en proporciones tanto los reactivos, como los productos.
2. A partir de esas relaciones, se arman los distintos factores de conversión.
3. Si el dato conocido está en moles, y la incógnita también, simplemente se aplica el factor de conversión correspondiente.
4. Si el dato conocido está en moles, y la incógnita en gramos, primero se calculan los moles de la incógnita, y después, se pasan estos moles a gramos a partir de la masa molar.
5. Si el dato conocido está en gramos, y la incógnita en gramos, primero se pasan los gramos del dato a moles, después por medio del factor de conversión entre el dato y la incógnita se calculan los moles de la incógnita, y finalmente, se pasan estos moles de la incógnita a gramos a partir de la masa molar.
6. Vale aclarar, que cada vez que se habla de gramos, se podría estar hablando de otra unidad, como kg o litro.

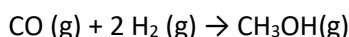
REACTIVO LIMITANTE

Por lo general, cuando se realiza una reacción, los reactivos no están presentes en las cantidades estequiométricas exactas, es decir, en las proporciones que indica la ecuación química balanceada. Esto es consecuencia de que el objetivo de una reacción es producir la cantidad máxima posible de un compuesto a partir de las materias primas, por lo tanto, con frecuencia se suministra un gran exceso de uno de los reactivos para asegurar que el reactivo más costoso se convierta por completo en el producto deseado. Es así, que una parte del reactivo suministrado en exceso sobre al final de la reacción.

El reactivo que se consume completamente en la reacción se denomina reactivo limitante, ya que la máxima cantidad de producto que se forma depende de la cantidad original de este reactivo; cuando el reactivo limitante se consumió por completo, no se puede formar más producto. En cambio, los reactivos en exceso son aquellos reactivos presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante.



Como ejemplo, se considera la síntesis industrial del metanol, a partir de monóxido de carbono e hidrógeno a altas temperaturas:



Se supone que se tiene en un inicio 4 moles de CO y 6 moles de H₂. Una forma de determinar cuál de los dos reactivos es el limitante, es calcular el número de moles de CH₃OH obtenidos a partir de CO y H₂. Con base en la definición, se puede saber que el reactivo limitante producirá menos cantidad de producto.

Entonces se calcula la cantidad producida de CH₃OH, por cada reactivo:

$$4 \text{ moles CO} \times \frac{1 \text{ moles CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol CO}} = 4 \text{ moles CH}_3\text{OH}$$

$$6 \text{ moles H}_2 \times \frac{1 \text{ moles CH}_3\text{OH}}{2 \text{ mol H}_2} = 3 \text{ moles CH}_3\text{OH}$$

Como el H₂ genera una cantidad menor de CH₃OH, se sabe que debe ser el reactivo limitante. Por lo tanto, el CO es el reactivo en exceso. Si lo que se quiere saber es cuánto queda en exceso, simplemente se resta a la cantidad inicial la cantidad utilizada.

Para este ejemplo, ya se sabe que el reactivo limitante es el H₂, y que se van a formar 3 moles de CH₃OH; a partir de estos datos se puede conocer la masa en exceso del CO.

$$3 \text{ moles CH}_3\text{OH} \times \frac{1 \text{ moles CO}}{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}} = 3 \text{ moles CO}$$

Si la cantidad inicial de CO es de 6 moles, y se usan 3 moles para producir CH₃OH; por consiguiente 3 moles de CO quedan en exceso.

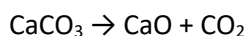
Para este tipo de problemas, lo primero que hay que hacer es descubrir cual es el reactivo limitante; en el caso de que los datos sean las masas en gramos de los reactivos, las mismas se convierten en moles, y se procede a resolver la situación problemática como se hizo anteriormente.

PUREZA DE LOS REACTIVOS

La mayoría de los reactivos que se utilizan en las reacciones químicas no están puras, sino que contienen distintas cantidades de impurezas, que obviamente no van a reaccionar en un futuro. Debido a esto, es importante que antes de realizar los cálculos, se determine cuánto se tiene realmente de cada reactivo.

Por lo general, esta información viene en la etiqueta del reactivo. Pero, algunas veces, justamente se realiza la reacción para conocer cuál es el porcentaje de pureza. Y el modo de operar es el inverso al anterior.

Para entenderlo mejor, se usa la descomposición de la piedra caliza para obtener la conocida cal, CaO. Se supone que se utilizan 200 g de caliza que tiene una pureza de CaCO₃ del 92 % y se quiere saber cuántos gramos se van a formar de cal.





Como ya se mencionó, lo que primero se debe hacer es calcular la masa real que va a reaccionar de reactivo. Si se sabe que la pureza es del 92 %, esto quiere decir, que sólo el 92 % de los 200 g son CaCO_3 , y que el 8 % restante son impurezas. Entonces:

$$200 \text{ g piedra caliza} \times \frac{92 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g piedra caliza}} = 184 \text{ g CaCO}_3$$

Ahora, se debe conocer cuántos moles de CaCO_3 hay en 184 g, lo que se logra aplicando la masa molar.

$$184 \text{ g CaCO}_3 \times \frac{1 \text{ moles CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} = 1,83 \text{ moles CaCO}_3$$

Sabiendo que la estequiometría de la reacción es 1 : 1, o sea, 1 mol de CaCO_3 se desintegra en un mol de CaO ; si se utilizan 1,83 moles de CaCO_3 , se van a obtener 1,83 moles de CaO . Finalmente, sólo queda calcular la masa en gramos de la cal formada.

$$1,83 \text{ moles CaO} \times \frac{56,08 \text{ g CaO}}{1 \text{ moles CaO}} = 102,63 \text{ g CaO}$$

RENDIMIENTO DE REACCIÓN

La cantidad de reactivo limitante presente al inicio de una reacción determina el rendimiento teórico de la reacción, es decir, la cantidad de producto que se obtendría si reaccionara todo el reactivo limitante. Por lo tanto, el rendimiento teórico es el rendimiento máximo que se puede obtener, que se calcula a partir de la ecuación balanceada.

En la práctica, el rendimiento real, es decir, la cantidad de producto que se obtiene en una reacción, casi siempre es menor que el rendimiento teórico. Existen muchas razones para explicar la diferencia entre ambos rendimientos.

Por ejemplo, muchas reacciones son reversibles, por lo no proceden al 100% de izquierda a derecha. Aún si la reacción se da al 100 %, no siempre es sencillo separar los productos finales. Algunas reacciones son complicadas, en el sentido de que los productos pueden reaccionar entre sí, y dar otros productos. Todas estas razones, y más, hacen que el rendimiento de la reacción no sea el 100 %.

Para determinar la eficiencia de una reacción específica se utiliza el porcentaje de rendimiento, que indica la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico. Se calcula como sigue:

$$\% \text{ de rendimiento} = \eta = \frac{\text{producción real}}{\text{producción teórica}} \times 100 \%$$

El intervalo del porcentaje de rendimiento puede fluctuar desde 1 % hasta 100 %, y justamente siempre lo que se busca es aumentar este porcentaje de rendimiento, haciendo variar distintos factores, como la presión y la temperatura, entre otros.