

CBS

Colegio Bautista Shalom



Química

Quinto PED

Tercer Bimestre

Contenidos

FORMULA QUÍMICA

- ✓ FÓRMULA EMPÍRICA.
- ✓ FÓRMULA MOLECULAR.
- ✓ FÓRMULA SEMIESTRUCTURAL O SEMIDESARROLLADA.
- ✓ FÓRMULA ESTRUCTURAL.
- ✓ FÓRMULA DE LEWIS.
- ✓ PROYECCIÓN DE NEWMAN.

REACCIÓN QUÍMICA

ECUACIÓN QUÍMICA

- ✓ SÍMBOLOS AUXILIARES DE LA ECUACIÓN QUÍMICA.
- ✓ TIPOS DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.
- ✓ BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS.
 - MÉTODOS PARA BALANCEAR ECUACIONES.
 - MÉTODO DE LAS APROXIMACIONES O ENSAYO Y ERROR O TANTEO.
 - MÉTODO DE ÓXIDO-REDUCCIÓN O REDOX.

NOTA: conforme avances en tu aprendizaje tu catedrático(a) indicará la actividad o ejercicio a realizar. Sigue sus instrucciones.

FORMULA QUÍMICA

Es la expresión de una ley o de un principio general por medio de símbolos o letras. La fórmula química es la representación simbólica de los elementos que forman un compuesto y la proporción en que se encuentran los átomos que forman una molécula.

Existen varios tipos de fórmulas químicas:

FÓRMULA EMPÍRICA

En química la fórmula empírica es una expresión que representa la proporción más simple en la que están presentes los átomos que forman un compuesto químico. Es por tanto la representación más sencilla de un compuesto. Por ello, a veces, se le llama fórmula mínima y se representa con "fm".

Peróxido de hidrógeno

HO Fórmula empírica

Así la fórmula empírica de la glucosa es **CH₂O**, lo cual indica que por cada átomo de C, hay dos átomos de H y un átomo de O. Los subíndices siempre son números enteros y si es igual a 1, no se escribe.

H₂O₂ Fórmula molecular

FÓRMULA MOLECULAR

La fórmula molecular expresa el número real de átomos que forman una molécula a diferencia de la fórmula química que es la representación convencional de los elementos que forman una molécula o compuesto químico. Una fórmula molecular se compone de símbolos y subíndices numéricos; los símbolos corresponden a los elementos que forman el compuesto químico representado y los subíndices son la cantidad de átomos presentes de cada elemento en el compuesto.

HO-OH Fórmula semidesarrollada

Así, por ejemplo, una molécula de ácido sulfúrico, descrita por la fórmula molecular **H₂SO₄** posee dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno.

Así la fórmula molecular de la glucosa es **C₆H₁₂O₆**, lo cual indica que cada molécula está formada por 6 átomos de C, 12 átomos de H y 6 átomos de O, unidos siempre de una determinada manera.

FÓRMULA SEMIESTRUCTURAL O SEMIDESARROLLADA

Es posiblemente la fórmula química más empleada en química orgánica, aunque no permite ver la geometría real de las moléculas. La fórmula semidesarrollada es similar a la anterior, pero indicando los enlaces entre los diferentes grupos de átomos para resaltar, sobre todo, los grupos funcionales que aparecen en la molécula. La fórmula semidesarrollada muestra todos los átomos que forman una molécula covalente, y los enlaces entre átomos de carbono (en compuestos orgánicos) o de otros tipos de átomos.

Así, la glucosa tendría la siguiente fórmula semidesarrollada: **CH₂OH – CHOH – CHOH – CHOH – CHOH – CHO**

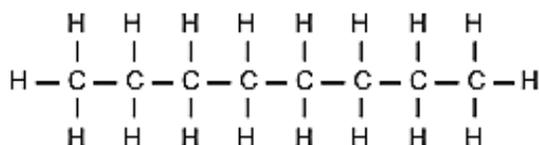
Por ejemplo, el octano tiene como fórmula molecular **C₈H₁₈**:

Formula **CH₃ – CH₂ – CH₂ – CH₂ – CH₂ – CH₂ – CH₂ – CH₃** desarrollada:

La fórmula desarrollada es más compleja que la fórmula semidesarrollada. Indica todos los enlaces representados sobre un plano cartesiano, que permite observar ciertos detalles de la estructura que resultan de gran interés.

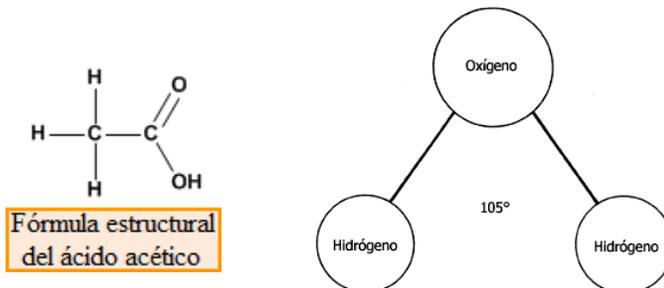
Por ejemplo, el octano tiene como fórmula molecular **C₈H₁₈**:

Fórmula desarrollada :

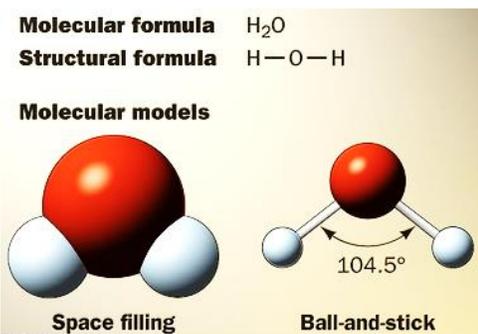


FÓRMULA ESTRUCTURAL

La fórmula estructural de un compuesto químico es una representación gráfica de la estructura molecular, que muestra cómo se ordenan o distribuyen espacialmente los átomos. Se muestran los enlaces químicos dentro de la molécula, ya sea explícita o implícitamente. Por tanto, aporta más información que la fórmula molecular o la fórmula desarrollada. La fórmula estructural es similar a las anteriores, la diferencia está en que indica la geometría espacial de la molécula mediante la indicación de distancias, ángulos o perspectivas en diagramas dimensionales o tridimensionales.



FÓRMULA DE LEWIS



La estructura de Lewis, también llamada diagrama de punto y raya diagonal, modelo de Lewis, representación de Lewis o fórmula de Lewis, es una representación gráfica que muestra los pares de electrones de enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir.

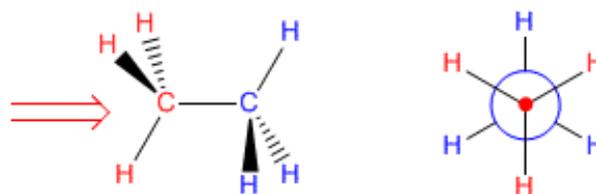


Estructura de Lewis de la molécula de agua

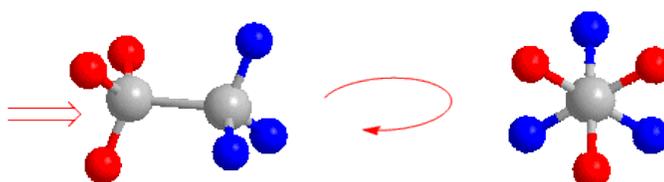
Son representaciones adecuadas y sencillas de iones y compuestos, que facilitan el recuento exacto de electrones y constituyen una base importante, estable y relativa. Esta representación se usa para saber la cantidad de electrones de valencia de un elemento que interactúan con otros o entre su misma especie, formando enlaces ya sea simples, dobles, o triples y estos se encuentran en cada enlace formado.

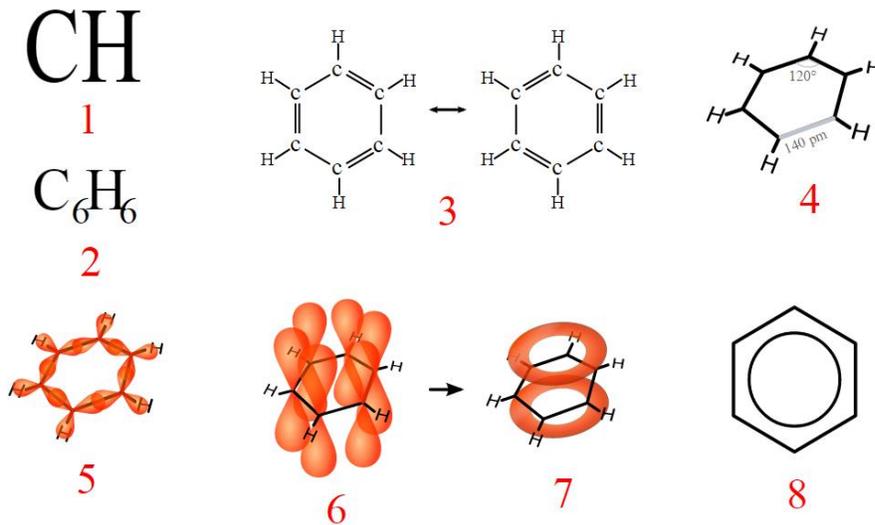
PROYECCIÓN DE NEWMAN

La proyección de Newman se obtiene al mirar la molécula a lo largo del eje C-C. El carbono frontal se representa por un punto, del que parten los tres enlaces que lo unen a los sustituyentes. El carbono de atrás se representa por un círculo y los enlaces que salen de este carbono se dibujan a partir de este círculo.



A continuación, dibujaremos la proyección de Newman del etano alternado. Miramos la molécula situándonos en la posición de la flecha. Representamos el carbono que tenemos enfrente por un punto y sacamos los enlaces que parten hacia los hidrógenos. El carbono que está al fondo no podemos verlo, aunque si vemos los hidrógenos que parten de él (representados en rojo). Lo representamos por un círculo y sacamos los enlaces que lo unen a los hidrógenos (representados en azul).





Fórmula empírica (1), Fórmula Molecular (2) y varias fórmulas desarrolladas de la molécula de Benceno; 3=Estructuras de Kekulé (Isómeros de resonancia); 4=Estructura hexagonal Plana, mostrando la longitud y el ángulo de enlace; 5=Enlaces Sigma entre orbitales híbridos sp²; 6=Orbitales atómicos pz; 7=Orbital molecular pi deslocalizado; 8=Anillo bencénico

REACCIÓN QUÍMICA

Definiciones:

1. La reacción química es aquel proceso químico en el cual dos sustancias o más, denominados reactivos, por la acción de un factor energético, se convierten en otras sustancias designadas como productos. Las sustancias pueden ser elementos químicos (materia constituida por átomos de la misma clase) o compuestos químicos (sustancia que resulta de la unión de dos o más elementos de la tabla periódica).
2. Una reacción química, cambio o fenómeno químicos, es todo proceso termodinámico en el cual una o más sustancias (llamadas reactantes o "reactivos"), se transforman, cambiando su estructura molecular y sus enlaces, en otras sustancias llamadas productos. Los reactantes pueden ser elementos o compuestos.
3. Una reacción química se refiere a las alteraciones que, por diversos factores, pueden experimentar ciertas sustancias. Una reacción química, por lo tanto, hace que una sustancia adquiera propiedades diferentes, con cambios en sus enlaces y su estructura. Puede entenderse la reacción química, en definitiva, como el proceso que lleva a una sustancia (denominada reactivo) a transformarse en otra con propiedades que resultan diferentes. A esta segunda sustancia se la conoce como producto.
4. Una reacción química es cualquier proceso en el que los átomos, las moléculas o los iones de unas sustancias se transforman en los átomos, las moléculas o los iones de unas sustancias químicas distintas. Las sustancias iniciales que se transforman se denominan reactivos y las nuevas sustancias que se originan productos.

Una reacción química es un proceso mediante el cual distintas sustancias cambian su composición formando sustancias nuevas. Este tipo de proceso está presente constantemente en la naturaleza y es el causante de muchos de los fenómenos que cotidianamente percibimos. Así, lo que podemos observar cuando se produce una determinada reacción química es que determinadas sustancias desaparecen para dar lugar a otras con propiedades distintas. Este tipo de fenómeno se debe a la recombinación de átomos como consecuencia de una ruptura de enlaces y la creación de otros nuevos. Las reacciones químicas tienen una serie de características mediante las cuales es posible identificarlas; así, por ejemplo, se desprende o se absorbe energía y las sustancias generadas se distinguen de las originales.

Características o evidencias de una Reacción Química:

- ✓ Formación de precipitados.
- ✓ Formación de gases acompañados de cambios de temperatura.
- ✓ Desprendimiento de luz y de energía.

Reglas:

- ✓ En toda reacción se conservan los átomos y las cargas (si hay iones)
- ✓ No puede ocurrir un proceso de oxidación o de reducción aislado, ambos ocurren simultáneamente.
- ✓ No se pueden formar productos que reaccionen energéticamente con alguno de los productos obtenidos.

A la representación simbólica de las reacciones se les denomina ecuaciones químicas.

ECUACIÓN QUÍMICA

Una ecuación es una igualdad entre expresiones. Las ecuaciones se resuelven. Una ecuación química es una descripción simbólica de una reacción química. Muestra las sustancias que reaccionan (llamadas **reactivos o reactantes**) y las sustancias que se originan (llamadas **productos**). La ecuación química ayuda a ver y visualizar los reactivos que son los que tendrán una reacción química y el producto, que es la sustancia que se obtiene de este proceso. Además, se puede ubicar los símbolos químicos de cada uno de los elementos o compuestos que estén dentro de la ecuación y poder balancearlos con mayor facilidad.

Una ecuación química debe:

- ✓ **Cumplir con la ley de conservación de la materia:** la ley de conservación de la masa, ley de conservación de la materia o ley de Lomonósov-Lavoisier es una de las leyes fundamentales en todas las ciencias naturales. Fue elaborada independientemente por Mijaíl Lomonósov en 1748 y por Antoine Lavoisier en 1785. Se puede enunciar como: En una reacción química ordinaria, la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos.
- ✓ **Cumplir con la ley de conservación de la carga:** establece que no hay destrucción ni creación neta de carga eléctrica, y afirma que en todo proceso electromagnético la carga total de un sistema aislado se conserva.
- ✓ **Cumplir con la ley o principio de conservación de la energía:** la ley de la conservación de la energía afirma que la cantidad total de energía en cualquier sistema físico aislado (sin interacción con ningún otro sistema) permanece invariable con el tiempo, aunque dicha energía puede transformarse en otra forma de energía. En resumen, la ley de la conservación de la energía afirma que la energía no puede crearse ni destruirse, sólo se puede cambiar de una forma a otra, por ejemplo, cuando la energía eléctrica se transforma en energía calorífica en un calefactor. En termodinámica, constituye el primer principio de la termodinámica (la primera ley de la termodinámica).
- ✓ **Corresponder a un proceso real.**

Una reacción química es un proceso en el cual una o más sustancias al interactuar forman otras, como consecuencias de la ruptura de algunos enlaces y la formación de otros nuevos.

Tal es el ejemplo del dióxido de azufre, que se forma por la unión química del S con el O.

Esta reacción puede representarse mediante una ecuación química, representando las sustancias participantes por medio de símbolos y formulas químicas:



O bien mediante un modelo matemático, utilizando literales para representar las sustancias participantes en una reacción química:



Una ecuación química consta de 2 partes fundamentales:

- ✓ 1er miembro donde se encuentran las sustancias iniciales que intervienen en una reacción, llamadas reactivos o reactantes y
- ✓ el 2do miembro donde están las sustancias que se obtienen al final de la reacción denominados productos, estas se encuentran separados por una flecha que indica el sentido en se lleva a cabo la reacción; así el 1er miembro se encuentra ubicado a la izquierda de la flecha y el 2do miembro se encuentra ubicado a la derecha de la flecha

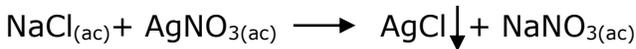
SÍMBOLOS AUXILIARES DE LA ECUACIÓN QUÍMICA

Los símbolos auxiliares se utilizan para que una ecuación química represente lo más exactamente posible una reacción, el sentido y la condiciones en se realiza. Entre los símbolos más visuales tenemos:

- a) **Flechas:** una nos indica el sentido de la reacción, cuando e emplean 2 flechas con sentidos opuestos para separar los reactivos de los productos indica que la reacción es reversible:



- b) **Signo algebraico (+):** se emplea entre las fórmulas de los reactivos que intervienen, significando combinación y entre las fórmulas de los productos, para indicar la separación del número de sustancias que se forman en el caso que se obtengan 2 o más;



- c) **Δ** Arriba o debajo de la flecha: indica que la reacción necesita calor para que se efectúe:



- d) **Letras: s, l, g, ac.** Para indicar el estado físico de los reactivos y productos se indica con letras entre paréntesis, como subíndice, al lado derecho de las fórmulas de los compuesto (s) para el estado sólido, (l) liquido, (g) gaseoso y (ac) para los compuestos que se encuentran en solución acuosa:



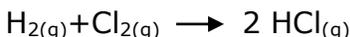
- e) **↓↑** Cuando el producto de una reacción es un gas que se desprende, se utiliza una flecha señalando hacia arriba (↑) y si es un sólido precipitando, una flecha hacia abajo (↓), ambas se escriben al lado derecho de la fórmula del compuesto:



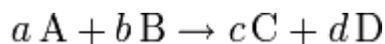
- f) **Coefficientes:** Números colocados a la izquierda de los símbolos o fórmulas para indicar las cantidades de las sustancias; cuando no aparece el coeficiente numérico, se entiende que es la unidad y por lo tanto, no se escribe:



- g) **Subíndices:** números pequeños colocados en el extremo derecho inferior de un símbolo, nos indican el número de átomos de los elementos que forman la reacción:



En la formula siguiente:



Reactivos

Productos

Dónde:

- ✓ **A, B, C, D,** representan los símbolos químicos de las moléculas o átomos que reaccionan (lado izquierdo) y los que se producen (lado derecho).
- ✓ **a, b, c, d,** representan los coeficientes estequiométricos, que deben ser ajustados de manera que sean reflejo de la ley de conservación de la masa.

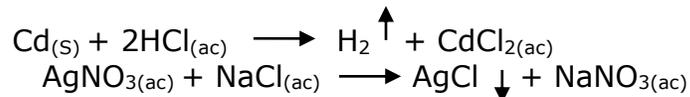
TIPOS DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Toda reacción química viene caracterizada por:

- 1. Una variación de energía:** algunas reacciones necesitan energía para que se produzcan (reacciones endotérmicas) y otras se realizan con desprendimiento de energía (reacciones exotérmicas).
- 2. Una velocidad de reacción:** algunas reacciones son muy rápidas (por ejemplo, la combustión de la gasolina) y otras tardan mucho en producirse (por ejemplo, la oxidación de una viga de hierro) La velocidad de reacción no es un parámetro constante, varía con determinados factores como la temperatura, la concentración de los reactivos, o la adición de determinadas sustancias, llamadas catalizadores, que pueden aumentarla (por ejemplo: las enzimas, que aceleran la descomposición los alimentos en la digestión) o disminuirla (por ejemplo, los antioxidantes presentes en los productos envasados, que retrasan su oxidación).
- 3. La conservación de la masa (ley de Lavoisier):** en toda reacción química la suma de las masas de las sustancias que reaccionan ha de ser igual a la suma de las masas de los productos de reacción. Por ejemplo: Si mezclamos 32 gr de azufre (S) con 56 gr de hierro (Fe), se obtienen 88 gr de sulfuro de hierro (FeS).

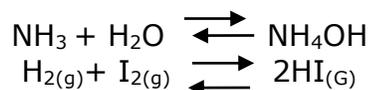
De acuerdo a estas características las reacciones se clasifican de varias formas:

- 1. De acuerdo con el sentido** en que se lleven a cabo se clasifican en:
 - a) Irreversibles:** ocurren en un solo sentido hasta que finalizan. Es común que en este tipo de reacciones se formen; compuestos insolubles que precipiten, gases que escapen o algún compuesto no ionizado, esto ocasiona que los productos formados no puedan, bajo condiciones normales, reaccionar e integrar nuevamente los reactivos originales, ejemplos:



En la primera ecuación, el H₂ se libera, y en la segunda, el AgCl es insoluble y se precipita en la solución; por ello es de esperarse que las reacciones se lleven a cabo solo hacia el lado de los productos.

- b) Reversibles:** ocurren en ambos sentidos, de manera simultánea, y se lleva a cabo debido a que los productos formados en la reacción vuelven a reaccionar entre sí originando nuevamente los reactivos iniciales, lo cual significa que la reacción se lleva a cabo en ambos sentidos hasta alcanzar un equilibrio. Este equilibrio se alcanza cuando la reacción se desarrolla a la derecha a la misma velocidad que hacia la izquierda, manteniendo constante la concentración de los reactivos y productos. Se representan utilizando dos flechas con sentidos contrarios.



- 2. De acuerdo con la energía** implicada en la reacción se clasifican en:

Reacciones exotérmicas y endotérmicas: la humanidad ha utilizado desde el principio de su existencia reacciones químicas para producir energía. En primer lugar, mediante la combustión de madera o de carbón, pasando por las que tienen lugar en los motores de explosión de los coches y llegando hasta las más sofisticadas, que tienen lugar en los motores de propulsión de las naves espaciales

Las reacciones químicas van acompañadas en unos casos de un desprendimiento y en otros de una absorción de energía, pero ¿de dónde procede esta energía?

Cada átomo y cada molécula de una sustancia posee una determinada energía química o energía interna característica, que depende de las energías cinética y potencial de las partículas constituyentes: átomos, electrones y núcleos. Por tanto, se puede afirmar que los reactivos de una reacción química poseen un determinado contenido energético propio (energía interna) y los productos otro diferente.

Si en una reacción química disminuye la energía interna del sistema, se desprende energía. Si, por el contrario, aumenta la energía interna, se absorbe energía.

La energía de una reacción es la energía que se pone en juego en la reacción y, por tanto, es igual al balance de energía interna entre los productos y los reactivos.

Si existe desprendimiento de energía calorífica, la reacción se denomina exotérmica y, por el contrario, si para que se efectúe la reacción, se requiere el aporte de energía calorífica, la reacción se llama endotérmica.

La energía desprendida o absorbida puede ser en forma de energía luminosa, eléctrica... pero habitualmente se manifiesta en forma de calor, por lo que el calor desprendido o absorbido en una reacción química, se llama calor de reacción y tiene un valor característico para cada reacción, en unas determinadas condiciones de presión y temperatura.

Las reacciones químicas pueden entonces clasificarse en: exotérmicas o endotérmicas, según se dé desprendimiento o absorción de calor.

Podemos entender como calor a la sensación que se siente como consecuencia en una determinada variación de temperatura, sin embargo, una definición válida, puede ser: **"la medida de cantidad de energía calorífica"**.

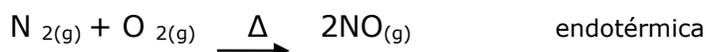
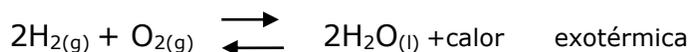
La unidad de medida de energía es la caloría (cal), definiéndose como la cantidad de energía necesaria para elevar en un grado centígrado al agua, es la energía necesaria para elevar la temperatura de un mililitro de agua de 25 a 26 °C.

A diferencia del calor, temperatura es la medida de intensidad, es decir que tan fuerte es la energía calorífica. La medida de la temperatura es en base a las escalas existentes para la medida de esta, como son grados centígrados o Celsius (°C), grados Kelvin (K), grados Fahrenheit (°F) ...

Las reacciones químicas siempre se ven acompañadas por cambios de energía; esta puede presentarse en forma de calor.

Cuando las reacciones liberan calor, son llamadas exotérmicas y cuando lo absorben de su alrededor, endotérmicas.

Para las reacciones exotérmicas, el calor liberado se toma como producto de la reacción, para las endotérmicas, como reactivo, ya que es necesario para que se lleve a cabo la reacción.

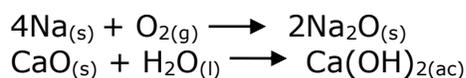


3. De acuerdo con los cambios que se generen (formación o ruptura de sus enlaces) en la composición y estructura de las sustancias reactantes, se clasifican en:

A) Síntesis o combinación: consiste en la unión de dos o más sustancias sencillas para formar una más compleja. La representación mediante el modelo matemático de este tipo de reacción es la siguiente:



Ejemplos:



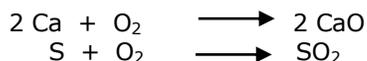
Las reacciones entre dos no metales dan un compuesto covalente:



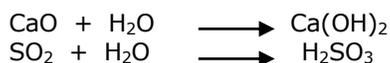
Las reacciones entre un metal y un no metal dan origen a una sal:



Las reacciones entre un elemento y oxígeno producen óxidos:



Las reacciones entre un óxido de metal y agua dan hidróxidos y si es óxido de no metal dan ácidos:



Las reacciones entre un óxido de metal y un óxido de no metal dan sales:



B) Análisis o descomposición: este tipo de reacción es inversa a la síntesis; una sustancia compleja, mediante energía, se divide en 2 o más sustancias sencillas.

El modelo matemático de esta reacción es: $\text{AB} \rightarrow \text{A} + \text{B}$ ejemplos:

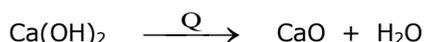
Ejemplos:



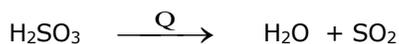
Algunos óxidos de metales pesados (HgO , PbO_2 , etc.) se descomponen por el calor en oxígeno y el metal correspondiente:



Muchos hidróxidos, por calentamiento, se descomponen en óxidos metálicos y agua:



Algunos ácidos (H_2CO_3 , H_2SO_3 ...) se descomponen más o menos fácilmente (mejor calentando) en óxidos no metálicos y agua:



Al calentar los carbonatos, forman óxidos metálicos y dióxido de carbono:



(La flecha hacia arriba en el CO_2 indica que éste se desprende de forma gaseosa)

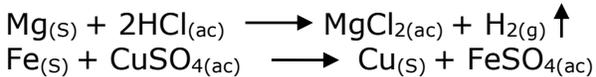
Por calentamiento, los cloratos dan cloruro y oxígeno:



C) Simple sustitución o desplazamiento: es aquella reacción en la que un elemento desplaza a otro elemento que está formando un compuesto. Este desplazamiento sucede siempre y cuando el elemento sustituyente tenga mayor electronegatividad que el sustituto.

El modelo matemático de esta reacción es: $AB + X \rightarrow XB + A$

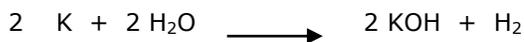
Ejemplos:



Un metal puede verse desplazado de una de sus sales por otro metal más activo:



Los metales más activos (alcalinos y alcalinotérreos) desplazan la mitad del hidrógeno del agua y forman hidróxidos:



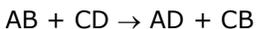
Muchos metales (excepto los menos activos) reaccionan con ciertos ácidos (HCl, H₂SO₄ dil, etc.) reemplazando el hidrógeno y formando la sal correspondiente:



Un halógeno puede desplazar a otro menos activo de sus compuestos: el orden de actividad es: $F > Cl > Br > I$

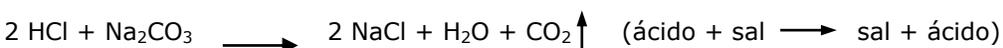
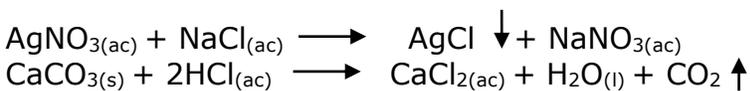


D) Doble descomposición, doble sustitución o dos descomposiciones: es aquella reacción donde dos compuestos intercambian elementos o grupos de elementos generándose dos compuestos diferentes. El modelo matemático de esta reacción es:



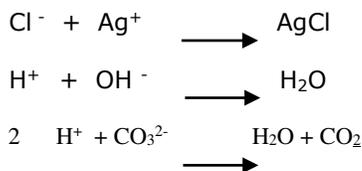
Tienen lugar normalmente en disolución entre sustancias compuestas cada una por dos iones diferentes. Así los iones, que pueden moverse independientemente, se intercambian formando dos compuestos nuevos. Esto ocurre cuando uno de los compuestos que resulta es un precipitado (sólido insoluble), una molécula no iónica (covalente), o un gas:

Ejemplos:



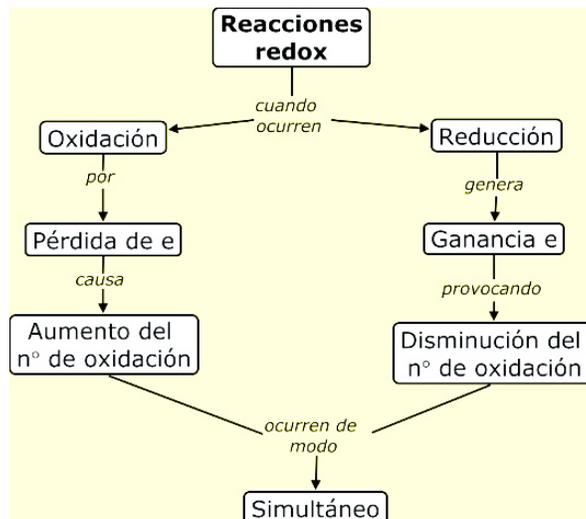
Estas reacciones suelen abreviarse indicando sólo aquellos iones que intervienen directamente en la reacción.

De esta manera los procesos anteriores vendrían indicados por:



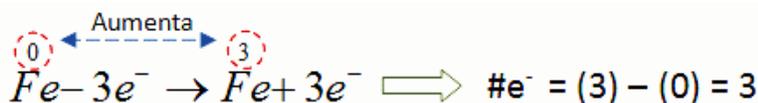
- 4. Las reacciones redox o de óxido-reducción:** también llamados reacciones de reducción y oxidación o de óxido-reducción - **RED**ucción **OX**idación. Son aquellas que ocurren mediante transferencia de electrones, por lo tanto hay sustancias que pierden electrones (se oxidan) y otras que ganan electrones (se reducen). La gran mayoría de reacciones que son de interés, en química son reacciones de reducción y oxidación, como ejemplos tenemos: la combustión de los hidrocarburos, la acción de los agentes blanqueadores de uso doméstico, la obtención de los metales a partir de sus minerales, el proceso de respiración, proceso de digestión, reacción que ocurre en la pila seca y baterías...

Las reacciones redox son aquellas donde hay movimiento de electrones desde una sustancia que cede electrones (reductor) a una sustancia que capta electrones (oxidante).



- ✓ La sustancia que cede electrones, se oxida.
- ✓ La sustancia que gana electrones, se reduce.
- ✓ La sustancia que se oxida al reaccionar reduce a la otra sustancia con la cual está reaccionando, porque le está regalando electrones: decimos que es un reductor.
- ✓ La sustancia que se reduce al reaccionar oxida a la otra sustancia con la cual está reaccionando, porque le está quitando electrones: decimos que es un oxidante.
- ✓ Cede electrones = se oxida = es reductor.
Gana electrones = se reduce = es un oxidante.
- ✓ Agente oxidante: es toda sustancia, molécula o ión capaz de captar electrones, por lo tanto, se reduce.
- ✓ Agente reductor: es toda sustancia, molécula o ión capaz de ceder electrones, por lo tanto, se oxida.

Oxidación: es el proceso mediante el cual un determinado elemento químico cede electrones, lo que se traduce en un aumento de su índice de oxidación.



Un átomo de Fe^0 se oxida y pierde 3 electrones.



Dos átomos de O^{-2} se oxidan y pierde 4 electrones.

Reducción: es el proceso mediante el cual un determinado elemento químico capta electrones, lo que se traduce en una disminución de su índice de oxidación.



Un átomo de Mn^{+7} **se reduce y gana 5 electrones.**



La molécula de P_4 **se reduce y gana 12 electrones.**

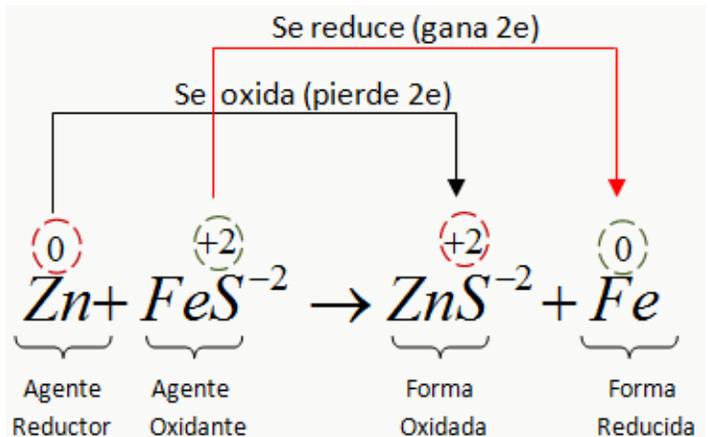
El agente oxidante, es la sustancia química que al reducirse provoca la oxidación de otro; por lo tanto, la **sustancia que se reduce es agente oxidante.**

El agente reductor, es la sustancia química que al oxidarse provoca o causa la reducción de otro; por lo tanto la **sustancia que se oxida es agente reductor.**

A continuación se ilustra en forma resumida una **reacción redox**:

- 5. Reacción de combustión:** en estas reacciones, el oxígeno se combina con una sustancia combustible y como consecuencia se desprende calor y/o luz. Las sustancias orgánicas pueden presentar reacciones de combustión completa o incompleta:

- Completa: cuando se forma como producto final CO_2 y H_2O (en caso de sustancias orgánicas)
- Incompleta: cuando el oxígeno no es suficiente, se produce CO y H_2O , aunque muchas veces se produce carbón.



BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

Balancear una ecuación química es igualar el número y clase de átomos, iones o moléculas reactantes con los productos, con la finalidad de cumplir la ley de conservación de la masa. Para conseguir esta igualdad se utilizan los coeficientes estequiométricos, que son números grandes que se colocan delante de los símbolos o fórmulas para indicar la cantidad de elementos o compuestos que intervienen en la reacción química. No deben confundirse con los subíndices que se colocan en los símbolos o fórmulas químicas, ya que estos indican el número de átomos que conforman la sustancia. Si se modifican los coeficientes, cambian las cantidades de la sustancia, pero si se modifican los subíndices, se originan sustancias diferentes.

Para balancear una ecuación química, se debe considerar lo siguiente:

- ✓ Conocer las sustancias reaccionantes y productos.
- ✓ Los subíndices indican la cantidad del átomo indicado en la molécula.
- ✓ Los coeficientes afectan a toda la sustancia que preceden.
- ✓ El hidrógeno y el oxígeno se equilibran al final, porque generalmente forman agua (sustancia de relleno). Esto no altera la ecuación, porque toda reacción se realiza en solución acuosa o produce sustancias que contienen agua de cristalización.

Ejemplo: $2 \text{H}_2\text{SO}_4$

Significa:

- ✓ Hay dos moléculas de ácido sulfúrico (o dos moles).
- ✓ En cada molécula hay dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno.

MÉTODOS PARA BALANCEAR ECUACIONES

Tenemos diferentes métodos que se utilizan según convengan, de acuerdo al tipo de reacción, las cuales pueden ocurrir:

- ✓ Sin cambio de estados de oxidación en ningún elemento reaccionante: Método de las aproximaciones o ensayo y Error o Tanteo.
- ✓ Algunos elementos cambian su valencia: REDOX.

MÉTODO DE LAS APROXIMACIONES O ENSAYO Y ERROR O TANTEO

Se emplea para balancear ecuaciones sencillas. Se realiza al "cálculo" tratando de igualar ambos miembros. Para ello utilizaremos el siguiente ejemplo:

Balancear:



- ✓ Identificamos las sustancias que intervienen en la reacción. En este caso el nitrógeno y el hidrógeno para obtener amoníaco.
- ✓ Se verifica si la ecuación está balanceada o no. En este caso notamos que ambos miembros no tienen la misma cantidad de átomos, por lo tanto no está balanceada.
- ✓ Se balancea la ecuación colocando coeficientes delante de las fórmulas o símbolos que los necesitan. Empezar con los elementos metálicos o por el que se encuentra presente en menos sustancias:
- ✓ Primero balanceamos el nitrógeno:



- ✓ El hidrógeno y oxígeno quedarán para el final. Seguidamente balanceamos el hidrógeno:

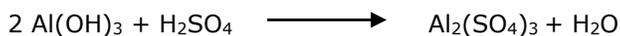


- ✓ Si un coeficiente no es entero, entonces debe multiplicar todos por el mayor de los denominadores. En este caso no ocurre.

Balancear:



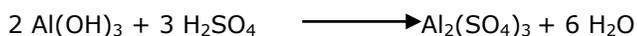
Primero balanceamos el metal aluminio:



Luego seguimos con el azufre:



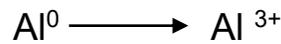
Finalmente continuamos con el hidrógeno, el oxígeno resulta balanceado automáticamente:



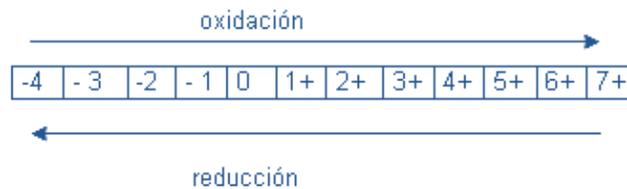
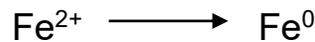
MÉTODO DE ÓXIDO-REDUCCIÓN O REDOX

Recordemos:

Oxidación: es un cambio químico, en el cual un átomo o grupo de átomos pierde electrones. En una ecuación química se nota por el aumento algebraico en su estado de oxidación.



Reducción: cambio químico, en el cual un átomo o grupo de átomos gana electrones. En una ecuación química se distingue por la disminución en su estado de oxidación.



Cada salto equivale a un electrón. Si el Al cambia su estado de oxidación de 0 a 3+, significa que ha perdido tres electrones. En cambio el Fe, que ha variado de 2+ a 0, ha ganado dos electrones.

En una reacción química REDOX, la oxidación y la reducción ocurren simultáneamente. El número de electrones ganado por un átomo o grupo de átomos, es perdido por otro átomo o grupo de átomos. En estas reacciones NO hay producción ni consumo de electrones, sólo hay transferencia.

Los elementos que **ceden** electrones se **oxidan** y se llaman **reductores**.

Los elementos que **ganan** electrones se **reducen** y se denominan **oxidantes**.

El número de oxidación, representa el estado de oxidación de un átomo. Permite determinar la cantidad de electrones ganados o perdidos en un cambio químico por un átomo, una molécula o un ión.

Ejemplo:

- ✓ Los iones simples como Na^+ , Ca^{2+} , S^{2-} , etc. , tienen un número de oxidación idéntico a su carga (1+, 2+, 2-), respectivamente.
- ✓ Los átomos o moléculas de los elementos libres Fe, Cu, O, P_4 , Cl_2 ... tienen número de oxidación 0 (cero), pues no han perdido ni ganado electrones.
- ✓ En diferentes compuestos el H y el O tienen número de oxidación 1+ y 2- respectivamente, excepto en los casos en que el hidrógeno forma parte de los hidruros (NaH , LiH ...) y el oxígeno forma peróxidos (H_2O_2 ...) en ambos casos exhiben número de oxidación 1-; o cuando reacciona con el fluor.
- ✓ El número de oxidación de otros átomos en moléculas o iones complejos, se establece así:
 - El número de oxidación de los elementos conocidos como el hidrógeno y oxígeno, se escriben en la parte superior en los lugares respectivos.
 - Se multiplica luego por el número de átomos ($2 \cdot 4$, $1 \cdot 2$) y los productos se escriben en la parte inferior.
 - La suma total de los números de oxidación de los iones complejos es igual a la carga del ion. En una molécula neutra la suma total es cero; por lo tanto, el número de oxidación del átomo problema se calcula así:

1+		2-	
H_2	S	O_4	
2+	X	8-	0

$$\begin{aligned}
 1+(2) + X + 2-(4) &= 0 \\
 2 + X + 8 - &= 0 \\
 X &= 8 - 2 \\
 X &= 6
 \end{aligned}$$

1+		2-	
H_2	S	O_4	
2+	6	8-	0

El número encontrado se divide entre el número de átomos problema ($6/1$) y el resultado es el número de oxidación buscado (en este caso del azufre):

1+	6+	2-	
H_2	S	O_4	
2+	6+	8-	0



1. Determinar los números de oxidación de los diferentes compuestos que existen en la ecuación. Para determinar los números de oxidación de una sustancia, se tendrá en cuenta lo siguiente:

- ✓ En una fórmula siempre existen en la misma cantidad de los números de oxidación positivos y negativos.
- ✓ El Hidrógeno casi siempre trabaja con +1, a excepción los Hidruros donde trabaja con -1.
- ✓ El oxígeno casi siempre trabaja con -2.
- ✓ Todo elemento que se encuentre solo, no unido a otro, tiene número de oxidación 0.

2. Una vez determinados los números de oxidación, se analiza elemento por elemento, comparando el primer miembro de la ecuación con el segundo, para ver que elemento químico cambia sus números de oxidación.



- ✓ Los elementos que cambian su número de oxidación son el Hierro y el Oxígeno, ya que el Oxígeno pasa de 0 a -2; el hierro de 0 a +3.

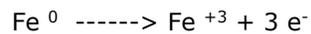
3. Se compara los números de los elementos que variaron, en la escala de óxido-reducción:

- Si el elemento cambia su número de oxidación en este sentido \longrightarrow SE OXIDA.



- Si el elemento cambia su número de oxidación en este sentido \longleftarrow SE REDUCE.

- ✓ El Hierro se oxida en 3 y el oxígeno se reduce en 2.

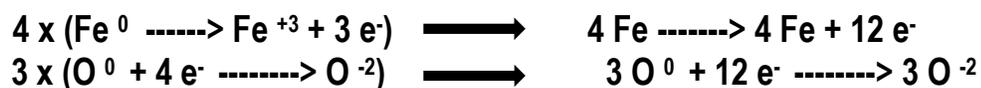


4. Si el elemento que se oxida o se reduce tiene número de oxidación 0, se multiplica por el número oxidado o reducido por el subíndice del elemento que tenga número de oxidación 0.



- ✓ El Hierro se oxida en: $3 \times 1 = 3$.
- ✓ El Oxígeno se reduce en: $2 \times 2 = 4$.

5. Los números que resultaron se cruzan, es decir, el número del elemento que se oxidó se pone al que se reduce y viceversa:



6. Los números obtenidos finalmente se ponen como coeficientes en el miembro de la ecuación que tenga más términos y de ahí se continúa balanceando por tanteo, finalmente la ecuación química queda balanceada de esta forma:



Sustancia oxidada: Fe.

Sustancia reducida: O

Agente reductor: Fe

Agente oxidante: O

INFORMACIÓN (INCLUÍDA EN ESTE DOCUMENTO EDUCATIVO) TOMADA DE:**Libros:**

1. Guyton de Morveau, Louis-Bernard; Lavoisier, Antoine; Berthollet, Claude-Louis y Fourcroy, Antoine François de (1787) Méthode de nomenclature chimique. Chez Cuchet, 314 pp. (Consultado el 18 de octubre de 2012)
2. Antonio García Belmar; José R. Bertomeu Sánchez, Nombrar la Materia, Barcelona, El Serbal, 1999.

Sitios web:

1. <http://laboratorio-quimico.blogspot.com/>
2. <https://www.ecured.cu/Oxidaci%C3%B3n>
3. <https://www.formulacionquimica.com/hidroxidos/>
4. <https://www.formulacionquimica.com/hidruros/>
5. <https://www.formulacionquimica.com/organica/>