

Universidad Nacional de Cuyo - Facultad de Ingeniería

Química Aplicada

Reacciones químicas

2025

Profesora Titular: Dra. Graciela VALENTE

Profesora Adjunta: Dra. Rebeca PURPORA

Jefe de Trabajos Práctico: Ing. Alejandra Somonte

ÍNDICE

I. REACCIONES QUÍMICAS	3
II. ECUACIÓN QUÍMICA	3
1. Balance de las ecuaciones químicas	3
2. Conjunto de coeficientes estequiométricos	4
III. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS	5
1. Irreversibles	5
2. Reversibles	5
3. Exotérmicas	5
4. Endotérmicas	5
5. De combinación	5
6. De descomposición	5
7. De desplazamiento (o simple desplazamiento)	6
8. De doble desplazamiento	6
a) Reacciones de doble desplazamiento SAL + SAL	6
b) Reacciones de doble desplazamiento SAL + ÁCIDO	7
c) Reacciones de doble desplazamiento SAL + BASE	7
9. De neutralización	8
10. De óxido-reducción (o redox)	8
11. De combustión	9
IV. ECUACIONES IÓNICAS	9

I. REACCIONES QUÍMICAS

Cuando una o más sustancias sufren cambios para formar sustancias diferentes, se está en presencia de una “reacción química”. Las sustancias reactivas, o simplemente reactivos, se transforman en otras distintas, los productos, como consecuencia de una redistribución de átomos, iones o moléculas.

En esta redistribución, los átomos de las sustancias reaccionantes “cambian de vecino”, esto es, se producen rupturas y nuevas formaciones de uniones químicas.

Dadas dos o más sustancias puestas a reaccionar, no existen reglas rígidas que permitan establecer a priori, si la reacción es factible o no de suceder y en el caso de que ocurra, debe determinarse experimentalmente el resultado, es decir los productos obtenidos.

Los cambios que se producen en las reacciones no incluyen la posibilidad de que un elemento se transforme en otro elemento, lo cual implicaría una modificación en la naturaleza misma de los átomos, más precisamente en el núcleo, fenómeno que no alcanza a producirse en las reacciones químicas.

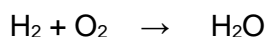
Un ejemplo de una reacción química, lo constituye el proceso que ocurre cuando se hace reaccionar hidrógeno con oxígeno, bajo las condiciones adecuadas. El producto que se obtiene es agua, con propiedades muy diferentes a los elementos que le dieron origen.

II. ECUACIÓN QUÍMICA

La descripción de la reacción que sirvió de ejemplo en la sección anterior, no brinda una información completa acerca de la misma puesto que no han sido mencionados los aspectos cuantitativos asociados con dicha reacción.

Todo la descripción expuesta en el ejemplo, aspecto cualitativo, conjuntamente con su significado cuantitativo, pueden expresarse mediante una ecuación química, la cual brinda muy concisamente una densa información acerca del fenómeno en estudio.

Las ecuaciones químicas se escriben en principio colocando las fórmulas de las sustancias reaccionantes, separadas de los productos por una flecha que simboliza la transformación:



Sin embargo lo que se ha escrito aquí no constituye una ecuación aún, puesto que una ecuación implica igualdad, condición que quedará establecida cuando a ambos lados de la flecha figure el mismo número de átomos de cada especie interviniente.

Dicha operación se conoce como **balance o ajuste de una ecuación** y generalmente se realiza mediante el procedimiento de prueba y error.

1. Balance de las ecuaciones químicas

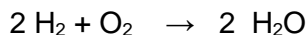
El método de prueba y error es una aplicación de la **Ley de Lavoisier o de la conservación de la materia**: “En un sistema cerrado en el que se produce una reacción química, la masa total se mantiene constante”.

Se debe cumplir que el número de cada clase de átomo, debe ser igual a la izquierda y a la derecha de la flecha en la ecuación química. Esto se puede lograr a través del uso de **coeficientes**, números enteros, que no modifiquen la fórmula química de la sustancia.

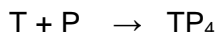
2. Conjunto de coeficientes estequiométricos

Los coeficientes numéricos que se colocan delante de las fórmulas para equilibrar la ecuación y de esta manera obtener una descripción cuantitativa que cumpla el principio de conservación de la masa. Se denominan coeficientes estequiométricos debido a que las relaciones de cantidades de combinación en una reacción química se denomina **estequiometría**, del griego stocheion: elemento, metron: medida.

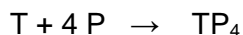
Los coeficientes estequiométricos son relativos. Así pues, la ecuación que se ha estado analizando, puede igualarse de la siguiente manera:



El significado de la existencia de coeficientes estequiométricos puede aclararse a través de la siguiente analogía. Se supone que existe una fábrica de mesas que las constituye a partir de una tabla (T) y cuatro patas (P). La ecuación que describe cualitativamente la "formación" de mesas es:



donde TP_4 es la "fórmula" de la mesa. Está claro que dada la composición de la mesa es necesario contar con 4 P por cada T, es decir, si se equilibra la ecuación se tiene:



Esta expresión describe cualitativa y cuantitativamente a la reacción de formación de mesas. Es posible además, realizar la igualación con otros coeficientes estequiométricos, por ejemplo:



En lugar de establecer relaciones de combinación de formación de una mesa, la última ecuación describe los aspectos cuantitativos asociados a la formación de 3 mesas. No obstante, al carpintero le alcanza la "receta" para hacer una mesa, dada por la primera ecuación equilibrada y, en tal caso, si desea hacer tres mesas, triplica la cantidad de reactivos para obtener el triple de productos.

Es importante destacar, que en la igualación de las reacciones químicas se usan los números más pequeños posibles.

Para completar la información brindada por la ecuación química, en algunas oportunidades se indica el **estado físico** de las sustancias participantes, lo que se realiza mediante el uso del siguiente simbolismo:

- Gases: se indica que una sustancia se encuentra en estado gaseoso colocando el símbolo (g) a continuación de su fórmula, o bien, si la reacción se verifica en el seno de una solución y se forma un producto gaseoso mediante una flecha en sentido ascendente (\uparrow) que representa su desprendimiento.
- Líquidos: colocando la letra (l) a continuación de su fórmula.
- Sólidos: mediante (s), o bien, con flecha hacia abajo (\downarrow) si el sólido precipita desde una solución.
- Sustancia disuelta en solución acuosa: se simboliza (ac).

No existe un conjunto definido de reglas para el ajuste de las reacciones químicas, sin embargo, pueden resumirse en las siguientes recomendaciones:

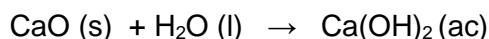
1. Escribir las **fórmulas correctas de todas las sustancias** involucradas indicando el estado físico en el que se encuentran, colocando los reactivos a la izquierda y los productos a la derecha de una flecha. Tanto los reactivos como los productos se separan entre sí por el signo (+) y las fórmulas escritas no deben ser modificadas en el balance de la reacción.

- Comenzar con el ajuste de las fórmulas más complejas, esto es, las que están constituidas por mayor número de elementos y culminar el balance con los coeficientes correspondientes a las sustancias en estado elemental, si los hubiere.
- Si ha sido necesario colocar coeficientes fraccionarios, una vez finalizado el ajuste multiplicar los coeficientes de la ecuación por el mínimo factor necesario para que resulten todos números enteros.

III. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

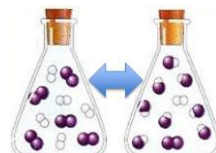
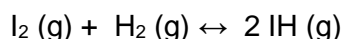
1. Irreversibles

Transcurren en un solo sentido con consumo total de al menos uno de los reactivos. Se indica con una sola **flecha de único sentido** (\rightarrow) en la ecuación química. Ejemplo:



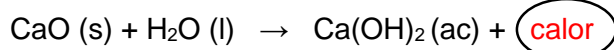
2. Reversibles

Por reacción de el/los productos obtenidos se vuelven a formar las sustancias originales, alcanzándose un equilibrio. Se indica con **flecha de doble sentido** (\leftrightarrow) en la ecuación química. Ejemplo para un sistema cerrado:



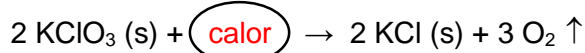
3. Exotérmicas

Transcurren con desprendimiento de calor. Ejemplo:



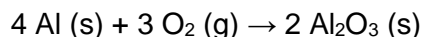
4. Endotérmicas

Transcurren con absorción de calor. Ejemplo:



5. De combinación

Dos o más reactivos dan un solo producto. Ejemplo: sobre la superficie del aluminio metal se forma óxido de aluminio a partir de la reacción entre el metal y el oxígeno, este óxido protege al material de la corrosión.



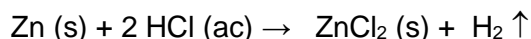
6. De descomposición

A partir de un solo reactivo se obtienen dos o más productos. Ejemplo: en las bolsas de aire (airbags), instaladas en la mayoría de los autos modernos, ocurre una reacción química de descomposición de la azida de sodio ($\text{NaN}_3\text{(s)}$) generando como productos un gas (nitrógeno) y sodio metálico.



7. De desplazamiento (o simple desplazamiento)

Una sustancia simple (elemento metálico) reacciona con un compuesto (ácido o sal) desplazando uno de los componentes (hidrógeno del ácido o elemento metálico de la sal) y uniéndose al resto. Ejemplo:



Para que la reacción sea factible es necesario que el elemento “desplazante” se encuentre a la izquierda del “desplazado” en el esquema de potenciales de oxidación de los elementos (Figura 1.).

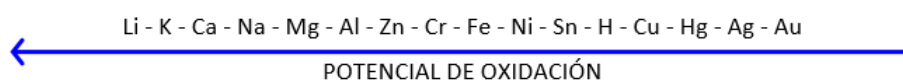


Figura 1. Potencial de oxidación para distintos elementos

Los elementos que poseen mayor potencial de oxidación se oxidan con mayor facilidad (pierden electrones) para dar iones positivos.

8. De doble desplazamiento

Dos sustancias reaccionan para dar otras dos sustancias de estructura similar. Hay tres tipos:

- a) SAL 1 + SAL 2 → SAL 3 + SAL 4
- b) SAL 1 + ÁCIDO 2 → SAL 2 + ÁCIDO 2
- c) SAL 1 + BASE 2 → SAL 2 + BASE 4

a) Reacciones de doble desplazamiento SAL + SAL

Para que estas reacciones sean factibles al menos una sal de los productos debe ser más insoluble que las sales reactivas (Figura 2.). Ejemplo:

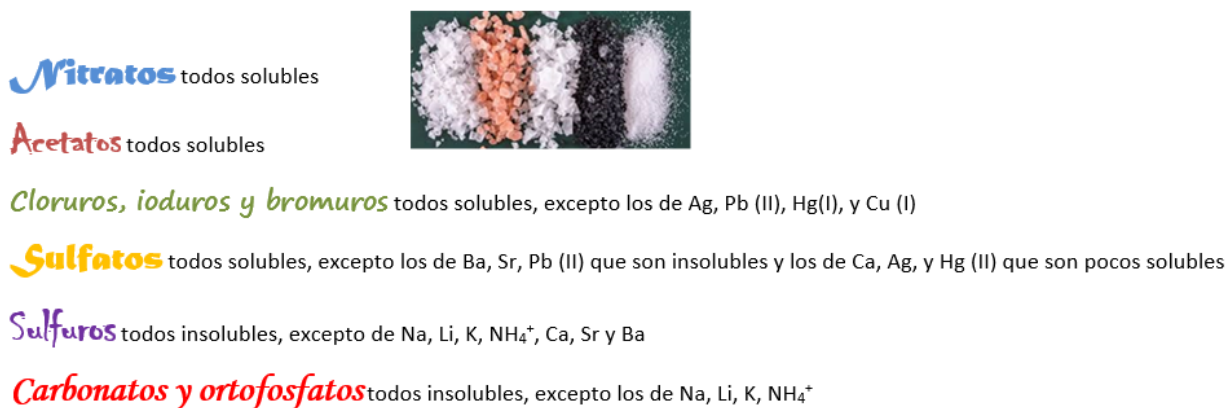
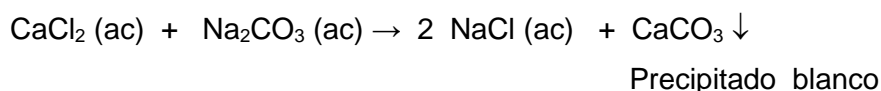
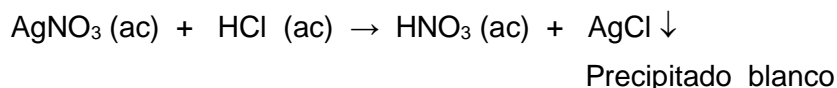


Figura 2. Solubilidad de sales

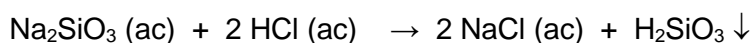
b) Reacciones de doble desplazamiento SAL + ÁCIDO

Para que una reacción entre una sal y un ácido sea factible, se debe cumplir alguna de las siguientes condiciones:

- ❖ SAL 2 más insoluble que SAL 1 (Figura 2.). Ejemplo:



- ❖ ÁCIDO 2 más insoluble que ÁCIDO 1, en general los ácidos inorgánicos son todos solubles en agua, excepto el ácido metasilícico (H_2SiO_3) y el ácido túngstico (H_2WO_4). Ejemplo:



- ❖ ÁCIDO 2 más volátil que ÁCIDO 1 (Figura 3.). Ejemplo:

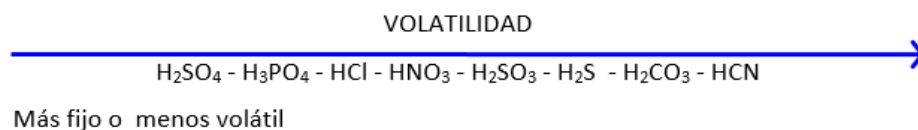
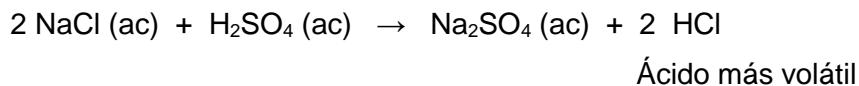
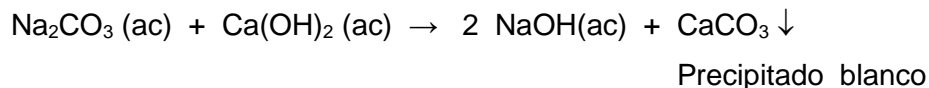


Figura 3. Volatilidad de ácidos

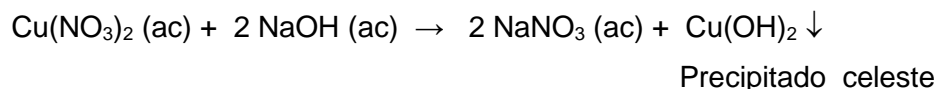
c) Reacciones de doble desplazamiento SAL + BASE

Para que una reacción entre una sal y una base sea factible se debe cumplir alguna de las tres condiciones:

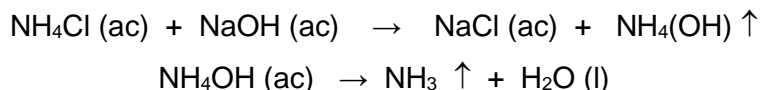
- ❖ SAL 2 más insoluble que SAL 1 (Figura 2.). Ejemplo:



- ❖ BASE 2 más insoluble que BASE 1 (Figura 4.). Ejemplo:



- ❖ BASE 2 más volátil que BASE 1 (Figura 4.). Ejemplo:



Solubilidad de bases

Son solubles las bases de Na, Li, K, NH_4^+ , poco solubles las de Ca, Ag y Hg (II) y el resto son insolubles

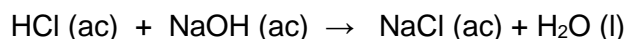
Volatilidad de bases

En general las bases inorgánicas son fijas, excepto el hidróxido de amonio

Figura 4. Solubilidad y volatilidad de bases

9. De neutralización

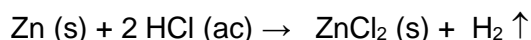
La neutralización consiste en la unión del H^+ proveniente del ácido con el HO^- de la base, para producir H_2O (son casos particulares de reacciones ácido - base). Ejemplo:



10. De óxido-reducción (o redox)

Son aquellas en las que se produce una transferencia de electrones (e^-) entre los reactivos. La especie que pierde electrones, se oxida y la especie que gana electrones, se reduce.

En una reacción redox se producen cambios en el número de oxidación de al menos dos átomos de las especies reaccionantes. Ejemplo:



Como puede observarse, las reacciones de desplazamiento son reacciones redox.

Recordando que los estados de oxidación de los átomos son consecuencia del número de electrones que poseen en la última órbita, no es difícil concluir que la modificación de tal característica debe ser causada por una variación de dicho número de electrones y esto se produce como consecuencia de una transferencia de electrones entre los átomos reaccionantes.

Cuando un átomo cede electrones su número de oxidación aumenta, por lo que se dice que ha sufrido una oxidación. Contrariamente, un átomo que gana electrones disminuye su número de oxidación, por lo que se dice que ha sido sometido a una reducción.

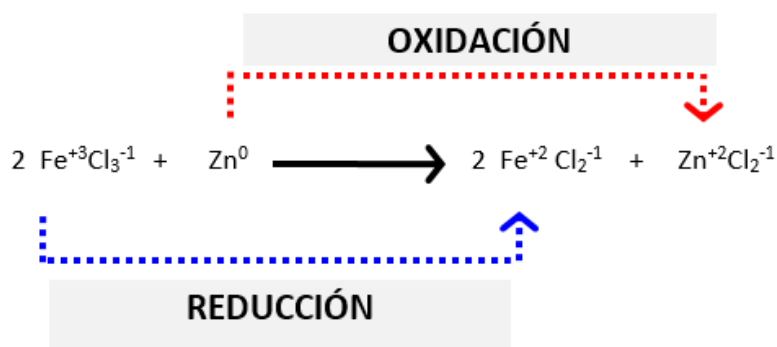


Figura 5. Cambio en el número de oxidación para las especies que participan en una redox

De la observación del ejemplo de la Figura 5. se deduce que cada catión Fe^{+3} incorpora un electrón en su última órbita, pasando a Fe^{+2} , de modo que han sido necesarios 2 electrones para disminuir en una unidad al estado de los dos átomos de hierro que intervienen, según la ecuación. Estos 2 electrones son cedidos por el cinc, que de esta manera aumenta en dos unidades su estado de oxidación. En definitiva, es posible afirmar que el zinc pierde 2 electrones mientras que cada átomo de hierro gana uno.

De acuerdo con las definiciones dadas antes, se observa que el Fe se reduce, mientras que el Zn se oxida.

En toda reacción redox existe una sustancia que se reduce y otra que se oxida. Dado que el número total de electrones permanece invariable, el número de electrones que cede la sustancia que se oxida, debe ser igual al número que gana la que se reduce. La conservación de las cargas demanda, por lo tanto, que cualquier aumento de un estado de oxidación deber ir acompañado por el correspondiente decrecimiento del otro.

De acuerdo con lo dicho, la sustancia que se reduce es responsable de que otra se oxide, razón por la cual se la denomina agente oxidante, inversamente a la sustancia que se oxida se la denomina agente reductor.

Conclusión:

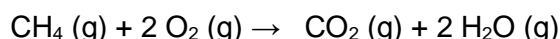
Reducción = ganancia de electrones = disminución del número de oxidación

Oxidación = pérdida de electrones = aumento del número de oxidación

11. De combustión

Son aquellas que se producen entre cualquier compuesto, ya sea gaseoso, líquido o sólido, y el oxígeno, liberando calor al medio.

Si la combustión es completa los productos de esta reacción serán dióxido de carbono y agua. Ejemplo:



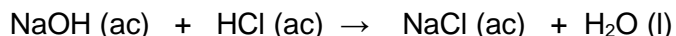
IV. ECUACIONES IÓNICAS

La gran mayoría de las reacciones químicas se producen entre reactivos que se encuentran en solución, generalmente acuosa. Las sustancias iónicas, y muchas covalentes polares, al disolverse en agua se separan en sus iones (se disocian) y de allí en más cada uno de los iones generados se comporta como una partícula independiente.

Por ejemplo, en una solución acuosa de cloruro de sodio se encuentran los aniones Cl^- y los cationes Na^+ "diseminados" por todo el seno de la solución, rodeados de moléculas de agua, y moviéndose cada uno de manera bastante independiente. Esta situación suele indicarse, como se mencionó anteriormente, mediante el símbolo (ac) colocado a continuación de la especie. Ejemplo:

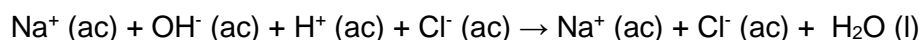


Para la siguiente reacción:

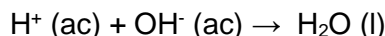


Considerando que se lleva a cabo en solución acuosa, las sustancias reaccionantes no se encuentran como moléculas, sino que como consecuencia de su disociación, las especies presentes son iones: el NaOH está presente como catión Na^+ separado del anión OH^- , y a su vez, el ácido está constituido por H^+ y Cl^- . Cuando una sustancia en solución acuosa se disocia completamente en sus iones, se dice que se trata de un **electrolito fuerte**.

De los dos productos formados, el NaCl es un electrolito fuerte, mientras que el H_2O no se encuentra apreciablemente disociada, electrolito débil, de modo que para representar adecuadamente dicha reacción en solución acuosa, debe escribirse:



Puede observarse que los iones Na^+ y Cl^- no han reaccionado, sino que se encuentran moviéndose libremente en el seno de la solución ya que se trata de compuestos iónicos solubles. De modo que la reacción puede ser escrita:



Las ecuaciones en las que las sustancias participantes figuran con sus fórmulas moleculares, se denominan **ecuaciones moleculares**. Mientras que las ecuaciones en donde las especies aparecen todas ionizadas, se conocen como **ecuaciones iónicas**. Por último, las ecuaciones escritas como en el último ejemplo (caso del agua), se denominan **ecuaciones iónicas netas**.