
FÍSICA Y QUÍMICA
4º ESO

I. QUÍMICA

II. FÍSICA

Reacciones Químicas

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

Índice general

1. TRANSFORMACIÓN QUÍMICA	2
1.1. TEORÍA DE COLISIONES	2
1.2. CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN	3
1.2.1. MOLARIDAD	3
1.3. REACCIÓN QUÍMICA	4
1.4. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS	5
1.5. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS	6
1.5.1. POR INTERCAMBIO ENERGÉTICO	6
1.5.2. POR INTERCAMBIO DE PARTÍCULAS	7
1.6. CINÉTICA QUÍMICA	9

Capítulo 1

TRANSFORMACIÓN QUÍMICA

Una transformación química es un proceso por el cuál unas sustancias iniciales se transforman en otras finales. Las sustancias de partida se denominan **reactivos** y las que se forman **productos**. Por tanto, una reacción química se puede ver como un proceso en el que se recombinan una serie de átomos para formar moléculas nuevas, es decir, se produce una ruptura de enlaces en los reactivos para formar otros nuevos en los productos, este proceso da lugar a un intercambio energético con el exterior.

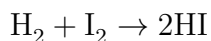
1.1. TEORÍA DE COLISIONES

La **teoría de colisiones**, propuesta por Trautz y Lewis en 1918, afirma que para que ocurra un cambio químico es necesario que los reactivos colisionen. Sin embargo no todas las colisiones son eficaces, para que un choque sea eficaz se deben de cumplir dos condiciones básicas:

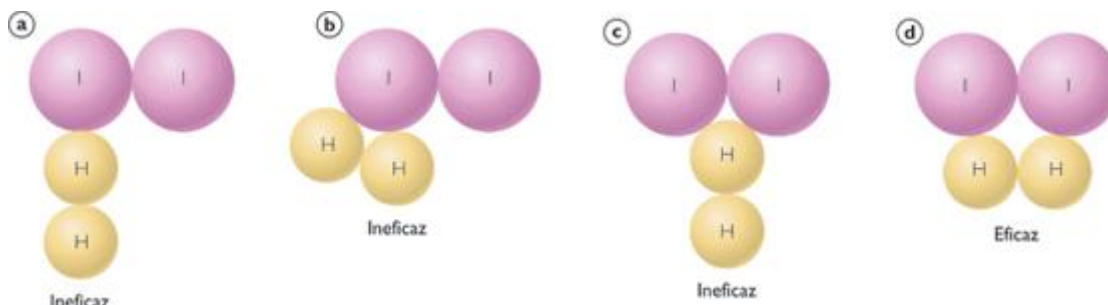
- Que las partículas de reactivos que choquen tengan energía suficiente (energía de activación) para romper sus enlaces y generar unos nuevos.
- Que estos choquen tengan una orientación adecuada.

Ambas condiciones son indispensables para que tenga lugar la reacción química. La tasa de reacción aumentará con el aumento de la temperatura porque una mayor fracción de las colisiones sobrepasará la energía de activación. Los choques que no cumplen estas condiciones y, por tanto, no dan lugar a la reacción, se denominan choques ineficaces.

Por ejemplo, en la reacción



se produce la ruptura de los enlaces H–H y I–I para formar la molécula de yoduro de hidrogeno H–I siempre y cuando la energía y el choque de los reactivos sean los adecuados.



1.2. CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

Una mezcla homogénea recibe el nombre de **disolución**. Una disolución está formada por un soluto, componente de la mezcla en menor proporción, y por un disolvente, componente de la mezcla en mayor proporción. En química, y muchas otras disciplinas científicas, es muy importante conocer la proporción relativa entre el soluto y la cantidad total de disolución, siendo esta proporción conocida como **concentración**. Por tanto, expresada matemáticamente la concentración de una disolución de forma genérica vendrá dada por:

$$\text{Concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolución}}$$

La concentración de una disolución se puede definir cualitativamente o cuantitativamente. Cualitativamente podemos hablar de disolución diluida, disolución concentrada o disolución saturada siguiendo un orden creciente en el grado de concentración del soluto frente al disolvente. Cuantitativamente existen muchas formas de expresar la concentración, porcentaje en peso, porcentaje en volumen, fracción molar, . . . pero la más utilizada en química es la Molaridad.

1.2.1. MOLARIDAD

Esta es la forma más común en Química para expresar la concentración de una disolución. Para saber aplicarla bien hay que referirnos a dos conceptos previos.

- **Peso atómico o masa atómica relativa:** Estas expresiones se corresponden con la razón de la masa media por átomo del elemento a 1/12 de la masa de

un átomo de ^{12}C . El valor de cada elemento viene tabulado en el sistema periódico, así por ejemplo, para el C es 12 g/mol, para el O_2 32 g/mol, para el HCl es 36,5 g/mol, ...

- **Mol:** El mol es la unidad que mide la cantidad de sustancia en el S.I. de unidades, se define como la cantidad de sustancia (átomos, moléculas, iones, ...) que contiene tantas entidades como átomos hay exactamente en 12 gramos de carbono 12. El número de entidades elementales existentes en un mol es una constante que no depende del tipo de partícula considerado. Esta cantidad se llama **número de avogadro**, N_A , y equivale a $6,03 \cdot 10^{23}$. El número de moles (**n**) de un elemento o compuesto presentes en una cantidad de sustancia de masa en gramos (**m**), es,

$$n = \frac{m}{\text{peso atómico o molecular}(g/mol)}$$

Con estos dos conceptos, ya estamos en condiciones de aplicar y conocer correctamente el concepto de Molaridad, el tipo de concentración más ampliamente utilizado en química. La Molaridad se define como el número de moles de soluto disueltos por litro de disolución. Matemáticamente,

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{V(L) \text{ disolución}}$$

1.3. REACCIÓN QUÍMICA

Una reacción química se representa mediante una ecuación química, en ésta se ponen a la izquierda los reactivos y a la derecha los productos, en medio se coloca una flecha que indica el sentido de la reacción. Todas las sustancias deben expresarse con sus correspondientes fórmulas moleculares. Si tenemos varias sustancias iniciales o finales se separan con el símbolo de la suma.



En la reacción química también hay que indicar el estado de agregación de las sustancias que intervienen en ella, esto se hace colocando detrás de cada sustancia las letras entre paréntesis *s*, *l*, *g*, *aq*, que indican respectivamente, sólido, líquido, gas y disolución.

Por último, la reacción química debe estar **ajustada**, esto es, debe tener el mismo número de átomos de un elemento en reactivos y productos. Esto se indica colocando números enteros o fraccionarios delante de las fórmulas de las sustancias, estos

números se conocen como **coeficientes estequiométricos**. Estos coeficiente estequiométricos pueden significar, moléculas, moles o volúmenes (si estamos en una reacción química entre gases).

Muchas veces se pone el símbolo Δ encima de la flecha de la reacción química para indicar que para llevar a cabo la reacción es necesario calor, otras veces para indicar esto mismo se pone en el lado de los reactivos la letra Q , si ocurre el proceso contrario, esto es, se desprende calor, se coloca la Q en el lado de productos.

1.4. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

El ajuste de la reacción química nos proporciona las cantidades de cada sustancia (moléculas, moles, gramos, volúmenes) con las que se relacionan en la reacción. Este ajuste se denomina ajuste estequiométrico y los cálculos necesarios para conocer todas las cantidades implicadas en la reacción se denomina **cálculos estequiométricos**. Estos cálculos están basados en diferentes leyes, las que vamos a estudiar este año son:

- **Ley de la conservación de la masa:** Fue enunciada por Lavoisier y dice *En una reacción química, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos.*
- **Ley de las proporciones definidas o Ley de Proust:** *Cuando reaccionan varios elementos para formar un compuesto lo hacen en una proporción en masa fija o constante.*
- **Ley de los gases ideales (Ecuación de Clapeyron):** El volumen de cualquier gas depende de las condiciones en las que se mide. Así, el volumen de un mol de moléculas o átomos de cualquier gas en condiciones normales (cn), 760 mmHg y 273 K, es de 22,4 litros. Este volumen se denomina **volumen molar**. Con la ecuación de estado de los gases podemos hallar el valor de cualquier de las tres variables de estado de los gases,

$$\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'} \quad a \quad T = 273K \text{ y } P = 760 \text{ mmHg} \rightarrow \frac{PV}{T} = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$$

En el caso de tener n moles, la ecuación de los gases ideales nos daría el correspondiente volumen que ocuparía ese gas,

$$PV = nRT$$

Siendo R la constante de los gases ideales y cuyo valor es $0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$.

- **Ley de Gay-Lussac:** *Cuando la Presión y la Temperatura son constantes en una reacción química, los volúmenes de los gases reaccionantes y de los gases obtenidos guardan una relación numérica sencilla.*

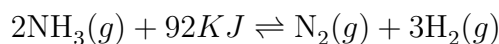
Los pasos a seguir para llevar a buen termino los calculos estequiométricos serian:

1. Escribir la reacción con sus fórmulas moleculares correctas tanto para reactivos como productos.
2. Ajustar la reacción.
3. Convertir en moles las cantidades de sustancia (gramos) que nos dan como datos.
4. Hallar los moles de las sustancias que no tenemos mediante los coeficientes estequiométricos obtenidos al ajustar la reacción.
5. Hallar los resultados que nos están pidiendo en el problema. Estos resultados pueden ser moles, gramos, moléculas o incluso volúmenes.

1.5. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

1.5.1. POR INTERCAMBIO ENERGÉTICO

Como hemos visto, en las reacciones químicas se producen rupturas y formación de enlaces que dan lugar a nuevas sustancias. Debido a estas reorganizaciones intermoleculares las reacciones químicas siempre van acompañadas de un intercambio energético con el entorno. Así, cuando una reacción química cede calor al entorno se habla de **reacciones exotérmicas** y cuando absorbe calor del medio de **reacciones endotérmicas**.



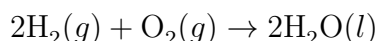
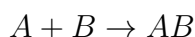
El calor absorbido o cedido en una reacción química se denomina **calor de reacción**, $Q_{\text{reacción}}$. Matemáticamente se expresa como $Q_{\text{reacción}} = E_{\text{productos}} - E_{\text{reactivos}}$.

En una reacción endotérmica los productos tienen más energía que los reactivos y una reacción exotérmica los productos tienen menos energía que los reactivos. Cuanto más fuerte y estable es un compuesto mayor energía se necesitará para romper o debilitar sus enlaces.

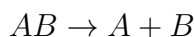
1.5.2. POR INTERCAMBIO DE PARTÍCULAS

Además de por su intercambio energético con el exterior, las reacciones químicas se clasifican en tres/cuatro grandes grupos:

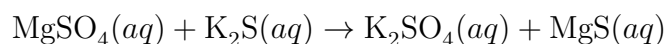
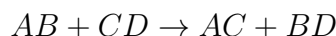
- **Reacciones de Síntesis:** En estas reacciones se combinan dos o más elementos para formar un compuesto determinado:



- **Reacciones de Descomposición:** Son aquellas en las que un compuesto se descompone en los elementos que la forman



- **Reacciones de Sustitución o Desplazamiento y Doble Sustitución:** En éstas un elemento que forma parte de un compuesto es sustituido por otro



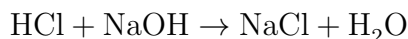
Pára finalizar, existen dos grandes modelos que pertenecen a este último grupo y que da cuenta del nivel de desarrollo industrial de un país. Desde el punto de vista químico hacen referencia a los cambios en los estados de oxidación de los elementos que entran en la sustitución o doble sustitución.

- **Reacciones Ácido-Base:** En éstas no existen cambios en los estados de agregación de los elementos. Se produce entre un tipo de sustancias denominadas *ácidos* y otras denominadas *bases*. Según la **teoría iónica de Arrhenius** los ácidos son aquellas sustancias que ceden H^+ en disolución acuosa y las bases sería aquella que cede OH^- . Dicho de otra forma, los ácidos son sustancias que contienen hidrógeno y las bases las que tienen grupos OH^- .

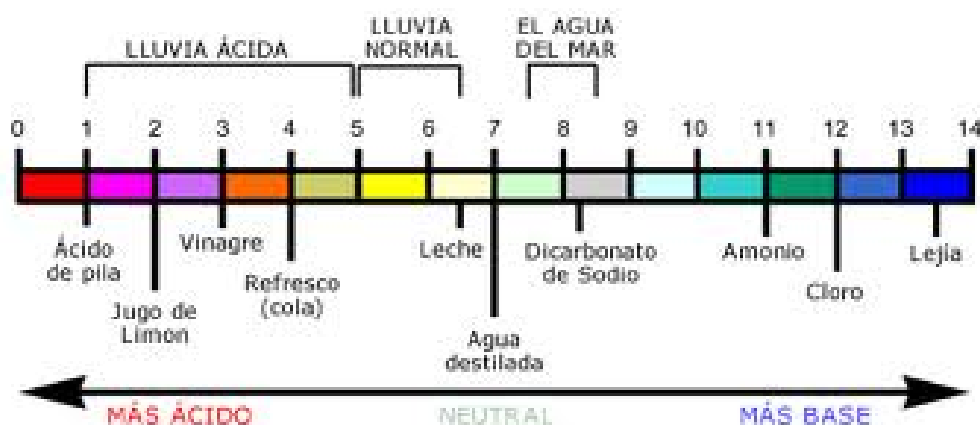


El grado de acidez o basicidad de una disolución se mide utilizando el **concepto de pH**. Así, un $\text{pH} < 7$ se llama ácido, $\text{pH} = 7$ sería neutro y $\text{pH} > 7$ daría

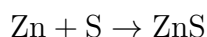
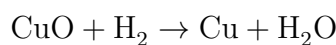
lugar a una disolución básica. Las reacciones de neutralización son aquellas que se dan entre un ácido y una base para dar una sal más agua.



Para conocer el viraje de una disolución de un medio a otro se utilizan compuestos denominados indicadores, éstos cambian de color según estén en medio ácido o básico. Sin embargo, si queremos conocer el pH de una disolución se hace uso del papel indicador.



- Reacciones de Oxidación Reducción (REDOX):** Estas reacciones sí dan lugar a cambios en los estados de agregación de los elementos. En un primer momento se creía que la oxidación se producía cuando una sustancia ganaba átomos de oxígeno y la reducción, cuando los perdía. Más adelante cuando empezaron a observarse este tipo de reacciones en ausencia de oxígeno se vio que la causa era la pérdida o ganancia de electrones, oxidación y reducción respectivamente. Debido a esta paridad, ambos fenómenos ocurren a la vez en este tipo de reacciones químicas, de ahí que se denominen reacciones redox.



Las reacciones de combustión son reacciones REDOX en donde se produce una oxidación rápida de alguna sustancia.

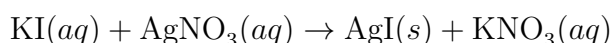
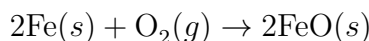
1.6. CINÉTICA QUÍMICA

La termoquímica estudia la energía que se intercambia en las reacciones químicas y las condiciones de espontaneidad, pero hay otro aspecto muy importante en dichas reacciones: la velocidad a la que se producen. Es posible, por ejemplo, que una reacción termodinámicamente favorable no sea rentable desde el punto de vista industrial por ser demasiado lenta. La cinética química estudia la velocidad a la que se producen las reacciones y las posibles formas de modificarla.

La **velocidad de una reacción** mide la rapidez con la que los reactivos se transforman en productos. Por tanto, esta velocidad de reacción se puede expresar como la cantidad de reactivos que se gastan por segundo o la cantidad de productos que se forman por segundo.

En ocasiones, interesa aumentar la velocidad de una reacción y en otras ralentizarla (descomposición de alimentos, corrosión de metales,...), de ahí que sea necesario conocer los factores que influyen en la velocidad de una reacción:

- **Naturaleza de los reactivos:** Dependiendo del tipo de enlace habrá reacciones que resultan muy lentas porque para producirse requieren grandes aportes iniciales de energía para romper los enlaces entre los átomos de los reactivos.



Para que se produzca la oxidación del hierro deben romperse los enlaces metálicos del hierro y los enlaces covalentes de la molécula de oxígeno lo que provoca que ésta sea una reacción lenta y que tarde años en producirse. Sin embargo, la segunda reacción, que tiene lugar en disolución, es muy rápida por que los iones procedentes de las disociaciones se encuentran libres y únicamente tienen que vencerse las fuerzas ión-dipolo de las moléculas de agua.

- **Superficie de contacto entre los reactivos:** El número de choques aumenta con el grado de división, así en la oxidación del hierro, ésta será mayor cuanto más finamente dividido se encuentre el hierro. En estado líquido o gas la superficie de contacto es mayor y sus reacciones son más rápidas que en estado sólido.
- **Concentración e los reactivos:** Cuanto mayor es la concentración de los reactivos, mayor es la velocidad de la reacción ya que hay más partículas y habrá mayor número de choques eficaces.

- **Temperatura:** De igual forma, cuanto mayor es la temperatura más rápida es la velocidad de la reacción. La temperatura esta relacionada con la velocidad y energía de las partículas mediante la expresión $E = \frac{3}{2}kT$, siendo k , la constante de Boltzman y T la temperatura, por tanto, al aumentar la temperatura, aumenta la energía de las moléculas de la reacción y habrá un aumento de los choques eficaces.
- **Catalizadores:** Son sustancias químicas que modifican la velocidad de una reacción sin formar parte de los reactivos ni de los productos. Existen **catalizadores positivos** y **catalizadores negativos o inhibidores**, dependiendo de que aumenten o retrasen la reacción. El proceso por el cuál una reacción aumenta o disminuye su velocidad con el uso de catalizadores se denomina *catálisis*, hay de tres tipos:
 - Catálisis homogénea: Reactivos y catalizador en el mismo estado de agregación (síntesis de NH_3).
 - Catálisis heterogénea: Reactivos y catalizador en distinta fase (gases en sólidos).
 - Catálisis enzimática: La gran mayoría de las reacciones bioquímicas.