

Objetivo de la Clase

Dar un panorama general al alumno sobre la estequiometría.

Introducción

La estequiometría fue establecida por el químico alemán J.B. Richter (1762-1807). Utilizó esa palabra para expresar las relaciones de magnitud según las cuales deben combinarse los cuerpos ya que "Dios ha ordenado todo según número, peso y medida". Una de sus aportaciones fue el concepto de "peso equivalente" que utilizó en el estudio de las reacciones de neutralización de ácidos y bases.

Link <http://www.youtube.com/watch?v=zOrBFlg4CJQ> estequiometría

Desarrollo

En química, la estequiometría es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en el transcurso de una reacción química. Estas relaciones se pueden deducir a partir de la teoría atómica aunque históricamente fueron enunciadas sin hacer referencia a la composición de la materia según distintas leyes y principios

Bajo el nombre de leyes de las combinaciones químicas.

Ley de conservación de la materia: la masa de un sistema cerrado permanece invariable cualquiera que sea la transformación que ocurra en él, o dicho de otra forma, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos (enunciada por Lavoisier) (Posteriormente esta ley fue matizada por Einstein ya que es posible convertir materia en energía y viceversa, pero en las condiciones normales en las que transcurren la mayor parte de los procesos químicos, la primera formulación es válida).

Ley de las proporciones definidas: cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación en peso invariable (enunciada por Proust)

Ley de las proporciones múltiples: las cantidades de un mismo elemento que se unen a una cantidad fija de otro elemento para formar en cada caso un compuesto distinto están en una relación de números enteros sencillos (enunciada por Dalton)

Ley de las proporciones recíprocas: los pesos de elementos diferentes que se combinan con un mismo peso de un elemento dado son los pesos relativos de aquellos elementos cuando se combinan entre sí o bien múltiplos o submúltiplos de estos pesos (enunciada por Richter).

• Ley de los volúmenes de combinación: en cualquier reacción química los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen en la misma están en una relación de números enteros sencillos (enunciada por Gay-Lussac)

De estas leyes Dalton estableció su teoría atómica.

En cuanto a las leyes de los gases:

• -principio de Avogadro: en volúmenes iguales de todos los gases, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, existen el mismo número de moléculas (o átomos si son monoatómicos).

- -ley de Boyle-Mariotte: el volumen de un peso dado de cualquier gas seco, a temperatura constante, varía inversamente a la presión a la que se somete.
- -ley de Charles-Gay-Lussac: todos los gases se dilatan igualmente por los mismos grados de calor y que, por consecuencia, su mayor o menor densidad, su mayor o menor solubilidad en agua y su naturaleza particular no influyen nada sobre su dilatación.
- De estas leyes (y el principio de Avogadro) se extrae la ecuación general de los gases (ley de los gases ideales).

Las leyes sobre gases se completan con:

- -ley de Dalton de las presiones parciales: en una mezcla gaseosa cada gas ejerce una presión parcial igual a la que tendría si ocupase solo el mismo volumen a la misma temperatura. La presión total de la mezcla es igual a la suma de las presiones parciales de todos los gases que lo componen. (Existe un enunciado equivalente referido al volumen parcial establecido por Amagat).
- -ley de Graham de la difusión: las velocidades de difusión de los gases son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus densidades.

Una serie de postulados permiten establecer la teoría cinética de los gases que confirman todas las leyes referentes a gases.

Hoy día se considera la estequiometría como las relaciones entre la cantidad de átomos en cada compuesto, así como el ajuste de las ecuaciones (tanto en materia como en carga eléctrica).

Por otro lado, mol es la magnitud empleada para determinar la cantidad de materia. El concepto de mol está íntimamente relacionado con el número de Avogadro ($6,022 \cdot 10^{23}$). Se entiende por mol la cantidad de materia que contiene el número de Avogadro de entidades. Por ejemplo, si tenemos agua cuya fórmula es H_2O , tendremos un mol de agua cuando tengamos $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua (es como contar docenas de huevos, pero en lugar de usar el 12 utilizamos un número "un poco más grande").

Evidentemente no vamos a contar el número de moléculas. Para ello tenemos los pesos atómicos y moleculares. De esta forma sabemos que si el peso molecular del agua es 18, eso quiere decir que si tomamos 18 gramos de agua estamos tomando 1 mol de moléculas de agua.

Los moles se utilizan mucho puesto que en las reacciones químicas las sustancias se transforman en relaciones sencillas de números. Me explico, si nosotros hacemos reaccionar hidróxido sódico con ácido clorhídrico para obtener cloruro de sodio y agua, las relaciones en peso son complicadas, sin embargo se sabe que 1 mol de hidróxido sódico reacciona con 1 mol de ácido clorhídrico para dar 1 mol de cloruro sódico y 1 mol de agua. Es decir, la relación es mucho más simple.

Finalmente, la fórmula empírica es aquella que se obtiene a través de la experiencia. Por ejemplo, quemando una muestra orgánica (un hidrocarburo que contendrá C y H) y midiendo las cantidades de CO_2 y agua generadas podemos determinar en qué relaciones se encuentra tanto el C como el H. Así podemos determinar que hay 8 átomos de hidrógeno por cada 3 átomos de carbono. Eso nos da una fórmula empírica C_3H_8 . No tiene por qué ser la fórmula del compuesto ya los compuestos C_6H_{16} o C_9H_{24} también cumplen esa relación. Así pues, la fórmula empírica nos da la relación más

sencilla entre los átomos que componen una molécula. Muchas veces (como era este caso ya que se trataba del propano) coinciden la fórmula empírica y la fórmula de la molécula.

Ve este video: <http://www.youtube.com/watch?v=Nk8audj7R5A&feature=related>

Resumen

En una reacción química se observa una modificación de las sustancias presentes: Los reactantes se consumen para dar lugar a los productos.

A escala microscópica, la reacción química es una modificación de los enlaces entre átomos, por desplazamientos de electrones: unos enlaces se rompen y otros se forman, pero los átomos implicados se conservan. Esto es lo que llamamos la ley de conservación de la masa que implica dos leyes siguientes.

La conservación del número de átomos de cada elemento químico;
La conservación de la carga total.

Las relaciones estequiometrias entre las cantidades de reactivos consumidos y productos formados dependen directamente de estas leyes de conservación. Y están determinadas por la ecuación (ajustada) de la reacción.

Bibliografía

<http://depa.pquim.unam.mx/qg/Apoyo/guia.PDF>

<http://es.wikipedia.org/wiki/Estequimetr%C3%ADa>