**BALANCEO DE ECUACIONES QUIMICAS**

Una reacción química es la manifestación de un cambio en la materia y la representación de un fenómeno químico.

A su expresión escrita se le da el nombre de ecuación química, en la cual se expresa los reactivos a la izquierda y los productos de la reacción ala derecha ambos separados.

**Más exactamente**

**A la izquierda del símbolo indicamos el contenido inicial del sistema en reacción (reactivos) y a la derecha del contenido del sistema final (productos).**

Cada sustancia se representa por su fórmula química y posteriormente debemos ajustar (equilibrar, balancear) toda la ecuación.

**METODOS**

Para equilibrar o balancear ecuaciones químicas, existen diversos métodos. En todos, el objetivo que se persigue es que la ecuación química cumpla con la ley de la conversación de la materia.

**Método de tanteo**

Consiste en que las dos ecuaciones tengan los átomos de cada elemento químico en igual cantidad. Aunque estén en moléculas distintas (en diferentes sustancias).

Para ello recordamos que...

En una molécula H2SO4 hay 2 hidrógenos, 1 azufre y 4 oxígenos.

En 5 moléculas de H2SO4 habrá 10 hidrógenos, 5 azufres y 20 oxígenos.

Para equilibrar ecuaciones, solo se puede agregar coeficientes a las fórmulas que lo necesiten, pero no se puede cambiar los subíndices.

* **Ejemplo:** balancear la siguiente ecuación:

AGUA + OXIDO DE NITROGENO (V) = ACIDO NITRICO

H20 + N2O5 🡪 HNO3

Tal como se ha escrito, vemos que en el 1er miembro hay 2 hidrógenos, mientras que en el 2do hay solo uno; a la izquierda hay 2 nitrógenos y ala derecha hay uno; en el sistema inicial hay 6 oxigenos y al final solamente hay 3.

Normalmente, el ajuste se inicia con el elemento menos frecuente en nuestro caso el nitrógeno.

Para ajustar el nitrógeno, podemos añadir otra molécula de HNO3 en el 2do miembro:

**H2O + N2O5 🡪 HNO3 +HNO3**

Al contar el número de átomos de cada tipo, veremos que es igual al principio y al final. Para evitar tener que dibujar las moléculas, se pone su número delante de su fórmula; aquí se inserta un “2” (coeficiente) delante de HNO3 y la ecuación queda equilibrada.

**H2O + H2O5 🡪 2HNO3**

**Método redox**

Se basa en las variaciones en los números de oxidación de los átomos que participan en el fin de igualar el número de electrones transferidos en el número de gana electrones. Si al final de equilibrio redox compuestos falta que ser equilibrada, uno debe girar con el método de ensayo y completado en los coeficientes restantes.

**Ejemplo Fe3O4 + CO 🡪 FeO + CO2**

**Paso 1:** identificar los átomos que experimentan redox y el cálculo de los cambios respectivos de los números de oxidación.

Sabiendo que el oxígeno es -2 Nox para todos los compuestos involucrados. Nox hierro varía +8/3 a +2. Y, el NOx de carbono +2 a la +4.

Por lo tanto, el hierro se reduce y se oxida el carbono.

ΔFe = 8/3 a 2/3 = 2 (hierro variación Nox)

? C = 4 – 2 = 2 (variación de NOx de carbono)

**Paso 2:** Multiplicar la variación de NOx por su atomicidad en el lado de los reactivos y asignar el valor obtenido como el coeficiente estequiométrico de las especies que se sometieron a proceso inverso. Por lo tanto, el número obtenido multiplicando el cambio de hierro NOx para su atomicidad se debe asignar como la relación estequiométrica de la molécula de CO.

Para el hierro: 2/3. 3 = 2

Para carbono: 2. 1 = 2

Por lo tanto, el coeficiente de Fe 3 O 4 es igual a 2, y la relación de CO también.

2FE 3 O 4 + 2CO → FeO + CO 2

La simplificación de los coeficientes para los más pequeños valores enteros posibles, tenemos:

Fe 3 O 4 + CO → FeO + CO 2

**Paso 3:** Agregar los restantes coeficientes

Para completar el equilibrio se puede realizar el mismo procedimiento utilizado en el lado de los reactivos (multiplicando por la variación de NOx elemento atomicidad en la molécula), o la realización de los intentos de método.

La primera opción es la más viable, aunque para las ecuaciones simples (como se da como ejemplo) se puede utilizar el segundo método. El hecho es que ambos métodos deben dar lugar a la misma respuesta final.

A medida que la atomicidad de carbono en CO 2 es igual a 1, multiplicando por la variación de Nox 2, se obtiene el coeficiente de 2 a FeO. Del mismo modo, con una variación NOx hierro igual a 2/3 multiplicándolo por la molécula de FeO atomicidad 1, uno obtiene el coeficiente 2/3 para CO 2.

Ahora, sólo para equilibrar el lado del producto:

Fe 3 O 4 + CO → 2FeO + 2 / 3CO 2

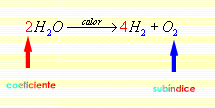
Como los coeficientes deben ser los valores enteros más pequeños posibles se deben multiplicar por 3/2 de la ecuación con el fin de eliminar la relación fraccional de CO 2:

Fe 3 O 4 + CO → 3FeO + CO 2

**CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS**

El término ***estequiometría*** se emplea para designar el cálculo de las cantidades de las sustancias que participan en las reacciones químicas.

Los cálculos estequiométricos se basan en las relaciones fijas de combinación que hay entre las sustancias en las reacciones químicas balanceadas. Estas relaciones están indicadas por los subíndices numéricos que aparecen en las fórmulas y por los coeficientes.



Este tipo de cálculos es muy importante y se utilizan de manera rutinaria en el análisis químico y durante la producción de las sustancias químicas en la industria.

Los cálculos estequiométricos requieren una unidad química que relacione los pesos de los reactantes con los pesos de los productos. Esta unidad química es el ***mol***.

Actualmente el cálculo estequiométrico es utilizado en varias actividades, tales como la industria que desea saber cuanto de materia prima (reactivos) debe utilizar para obtener una determinada cantidad de productos, por el médico que quiere calcular cuanto de determinada sustancia debe administrar para cada paciente, entre otras innumerables aplicaciones.

A pesar de temido por muchos estudiantes, el cálculo estequiométrico deja de ser un problema si los siguientes pasos son seguidos:

1º paso: Montar y balancear la ecuación química

2º paso: Escribir la proporción en moles (coeficiente de la ecuación balanceada);

3º paso: Adaptar la proporción en moles a las unidades usadas en el enunciado del ejercicio que se trate (masa, volumen, número de moléculas, etc¨)

4º paso: Efectuar la regla de tres con los datos del ejercicio.

**Problema n° 1)**

¿Qué masa de ácido sulfúrico se podrá obtener a partir de 250 g de azufre 98 % de pureza?

**Desarrollo**

La ecuación de formación del trióxido de azufre es la siguiente:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 2.S | + | 3.O2 |  | 2.SO3 |
| 2.32,064 g  64,128 g | +  + | 3.(2.15,9994 g)  95,9964 g | =  = | 2.(32,064 g + 3.15,9994 g)  160,1244 g |

Mediante regla de tres simple calculamos que masa de azufre puro interviene:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Para: | 100 % |  | 250 g de S |
| Luego: | 98 % |  | m azufre = (98 %).(250 g de S):(100 %) |

M azufre = 245 g de azufre puro.

Con éste resultado y mediante regla de tres simple calculamos la masa de trióxido de azufre obtenido:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Para: | 64,128 g de S |  | 160,1244 g de SO3 |
| Luego: | 245 g de S |  | m trióxido de azufre = (245 g de S).(160,1244 g de SO3):(64,128 g de S) |

M trióxido de azufre = 611,7527 g de SO3 puro.

Luego la ecuación de formación del ácido sulfúrico es la siguiente:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| SO3 | + | H2O |  | H2SO4 |
| 32,064 g + 3.15,9994 g  80,0622 g | +  + | 2.1,00797 g + 15,9994 g  18,01534 g | =  = | 2.1,00797 g + 32,064 g + 4.15,9994 g  98,07754 g |

Con el valor de m trióxido de azufre y mediante regla de tres simple calculamos la masa de ácido sulfúrico obtenido:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Para: | 80,0622 g de SO3 | 98,07754 g de H2SO4 | |
|  | | |

611,7527 g de O3 m ácido sulfúrico

m ácido sulfúrico = (611,7527 g de SO3) x (98,07754 g de H2SO4)

(80,0622 g de SO3)

M ácido sulfúrico = **749,4074 g de H2SO4**

**CONCEPTO DE ESTEQUIOMETRIA.**

La estequiometria es la aplicación de las matemáticas a las reacciones químicas.

Expresa las proporciones relativas con que se combinan los reactivos para dar los productos.

Nos suministra información acerca del cambio de composición del sistema en lo que se refiere a sus reactivos iniciales y productos finales.

No indica el camino recorrido por el sistema y sus componentes durante el transcurso de la reacción.

Pero si dividimos la reacción en "pasos" o "etapas" y analizamos cada uno de ellos, a medida que seamos cada vez más minuciosos llegaremos a hacer que "estequiometria" y "mecanismo" sean términos equivalentes.

Sin un análisis estequiométrico, sería imposible un química "cuantitativa".

**LEYES DE LA ESTEQUIOMETRIA.**

Las leyes ponderales de la ESTEQUIOMETRIA Son:

· Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier

· Ley de las proporciones constantes o Ley de Proust.

· Ley de las proporciones múltiples o Ley de Dalton.

· Ley de las proporciones recíprocas o Ley de Richter-Wenzel.

Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier

La ley de Lavoisier establece que: “al efectuarse una reacción química la suma de las

masas de las sustancias antes de reaccionar es igual a la suma de las masa de las

sustancias después de efectuarse la reacción.”

Ley de las proporciones constantes o Ley de Proust

La Ley de proporciones definidas o constantes (Ley de Proust) dice: “Toda sustancia

pura siempre tiene una misma composición” También la podemos enunciar de la siguiente

manera: “Cuando varios elementos reacción para formar un determinado compuesto, lo

hacen siempre con una relación ponderal constante.”

Ley de las proporciones múltiples o Ley de Dalton.

La ley de las proporciones múltiples fue enunciada por John Dalton, en el año 1803, y es una importante ley estequiométrica. Fue demostrada en la práctica por el químico francés Gay-Lussac.

Esta ley indica que cuando dos elementos A y B, son capaces de combinarse entre sí para formar varios compuestos distintos, las distintas masas de B que se unen a una cierta masa de A, están en relación de números enteros y sencillos.

Ley de las proporciones recíprocas o Ley de Richter-Wenzel.

La ley de las proporciones recíprocas o equivalentes o también ley de Richter-Wenzel es una de las llamadas leyes estequiométricas y fue enunciada por primera vez por Jeremías Benjamín Richter en 1792 en el libro que estableció los fundamentos de la estequiometria, que completó el trabajo realizado previamente por Carl Friedrich Wenzel, quien en 1777 publicó por primera vez tablas de pesos de equivalencia para ácidos y bases. Es de importancia para la historia de la química y el desarrollo del concepto de mol y de fórmula química, más que para la química actual. Esta ley permite establecer el peso equivalente o peso-equivalente-gramo, que es la cantidad de un elemento o compuesto que reaccionará con una cantidad fija de una sustancia de referencia.

El enunciado de la ley es el siguiente:

Las masas de dos elementos diferentes que se combinan con una misma cantidad de un tercer elemento, guardan la misma relación que las masas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí

**REACCIONES QUIMICAS Y ESTEOQUEMETRIA EN LA IND. PETROLERA**

Reacciones químicas

Una reacción química, cambio químico o fenómeno químico, es todo proceso termodinámico en el cual una o más sustancias (llamadas reactantes), por efecto de un factor energético, se transforman en otras sustancias llamadas productos. Esas sustancias pueden ser elementos o compuestos .Un ejemplo de reacción química es la formación de óxido de hierro producida al reaccionar el oxígeno del aire con el hierro de forma natural, o una cinta de magnesio al colocarla en una llamase convierte en óxido de magnesio, como un ejemplo de reacción inducida .A la representación simbólica de las reacciones se les llama ecuaciones químicas.

Definición de estequiometria

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

El primero que enunció los principios de la estequiometria fue Jeremías (1762-1807), en 1792, quien describió la estequiometria de la siguiente manera:

**La estequiometria es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa de los elementos químicos que están implicados**

Es el número de moléculas de un determinado tipo que participa en una ecuación química dada en el orden en el que está escrita. En el siguiente ejemplo:

CH4+2 O2 CO2+2 H2O

{\displaystyle \mathrm {CH\_{4}+2\,O\_{2}\to CO\_{2}+2\,H\_{2}O} }El coeficiente del metano es 1, el del oxígeno 2, el del dióxido de carbono 1 y el del agua 2. Los coeficientes estequiométricos son en principio números enteros, aunque para ajustar ciertas reacciones alguna vez se emplean números fraccionarios.

Cuando el coeficiente estequiométrico es igual a 1, no se escribe. Por eso, en el ejemplo CH4 y CO2 no llevan ningún coeficiente delante.

Así por ejemplo

* O2

Debe leerse como 1(O2) es decir, un grupo de moléculas de oxígeno. Y la expresión:

* 2H2O

Debe leerse como 2(H2O), es decir dos grupos o moléculas, cada uno de los cuales se encuentra formado por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno