**Departamento de Ciencias (Prof. Gladys Martínez C. - Patricia Requena C.)**

**Respeto – Responsabilidad – Resiliencia – Tolerancia**

**CORREO CONSULTAS:** **cienciascestarosa@gmail.com**

**Respeto – Responsabilidad – Resiliencia – Tolerancia**

**CIENCIAS NATURALES – GUÍA 6 – EJE QUIMICA – 1° MEDIO**

**NIVEL 1 – UA 04: Estequiometría de reacción -** OA 20

Objetivo (s): Conocer conceptos básicos de estequiometría, identificando las partes de una ecuación química, su relación entre reactantes y productos y su condición de equilibrio.

**ESTEQUIOMETRÍA… CONCEPTOS BÁSICOS**

**La estequiometría es la rama de la química que estudia las relaciones cuantitativas o ponderales entre los reactantes y productos que participan en una reacción química.**

**Gracias a la estequiometría es posible conocer la masa de reactantes que se necesita para obtener una determinada cantidad de productos o la cantidad de producto que se puede obtener a partir de una determinada cantidad de reactantes.**

**Conocer las cantidades químicas que participan en las reacciones químicas, es decir, las relaciones cuantitativas entre los reactantes y los productos de una reacción química permite explicar las reacciones de la vida diaria. Las principales cantidades químicas que debemos conocer son: Masa atómica, Masa molar, Volumen molar, Mol y Número de Avogadro.**

**La Masa atómica, el Mol y el Número de Avogadro son Magnitudes atómicas.**

**La Masa molar y el Volumen molar son Magnitudes molares.**

**Una MAGNITUD es cualquier propiedad de la materia que se puede medir**

|  |
| --- |
| **Conceptos Claves de Estequiometría** |
| **Reactantes: son los elementos o compuestos que dan inicio a una reacción química.** | **Productos: son los elementos o compuestos que se forman cuando los reactantes interactúan entre sí.**  |
| **Reacción química: proceso químico en el cual dos sustancias o más, denominados reactantes, por la acción de un factor energético, se convierten en otras sustancias designadas como productos.**  | **Ecuación química: descripción simbólica de una reacción química. Muestra las sustancias que reaccionan y las sustancias que se originan. La ecuación química ayuda a visualizar más fácilmente los reactivos y los productos.** |
| **Magnitud atómica: propiedad medible de un átomo.** | **Magnitud molar: propiedad medible relacionada** **con la variación del número de moles.** |
| **Masa atómica: es la masa de un átomo, se simboliza con la letra m y se mide en uma (unidad de masa atómica) y en g (gramos)** | **Masa molar: es la masa de un mol de sustancia, se simboliza con la letra M y se mide en g/mol (gramos/mol).** |
| **Mol: cantidad de sustancia, se simboliza con la letra n y se mide en mol.** | **Volumen molar: es el volumen que ocupa un mol de un elemento o compuesto en estado gaseoso, se simboliza Vm y se mide en L (litro)** |
| **Número de Avogadro: es el número de partículas, átomos o moléculas que hay en un mol de cualquier sustancia, su valor es 6,02 x 1023 , y se simboliza con las letras NA.** **(6,02 x 10 23 = 602 000 000 000 000 000 000 000** **y se lee seiscientos dos mil trillones)** | **Ley de conservación de la materia: plantea que la masa (o el número y tipo de átomos) antes de la reacción química es igual a la masa ( o el número y tipo de átomos) después de la reacción. Esta ley  también se l conoce como ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier.** |

**Para calcular la relación que existe entre las magnitudes atómicas y molares es preciso “saber contar átomos que participan en una reacción química, identificar los componentes en una ecuación química y saber si esta balanceada o no balanceada”**

**La REACCIONES QUÍMICAS se representan mediante las ECUACIONES QUÍMICAS. La forma general de una ecuación química es:**

**a A + b B 🡪 c C + d D**

**donde:**

**- a , b , c y d son coeficientes estequiométricos**

* **Números enteros que se colocan delante de la fórmula del compuesto.**
* **Indica la cantidad de moléculas que existen de ese compuesto.**
* **Se deben tomar en cuenta cuando se verifica la Ley de Conservación de la masa.**
* **Si el coeficiente estequiométrico es 1, generalmente no se anota.**

**- A y B corresponden a las Fórmulas o a los Símbolos de los reactantes (son los que dan inicio a la reacción).**

**- C y D corresponden a las Fórmulas o a los Símbolos de los productos (son los que resultan de la reacción).**

**Ejemplo 1. Para la siguiente ecuación química 2C2H6 + 7O2 🡪 4CO2 + 6H2O**

**Los reactantes son: C2H6 y el O2**

**Los productos son: CO2 y el H2O**

**Los coeficientes estequiométricos son: 2 , 7 , 4 y 6, esto significa que existen 2 moléculas de C2H6 , 7 moléculas de O2 , 4 moléculas de CO2 y 6 moléculas de H2O.**

**Los coeficientes estequiométricos también nos indican que:**

**- Por cada 9 moléculas de reactantes (2 de C2 H6 + 7 de O2) se forman 10 moléculas de productos (4 de CO2 + 6 de H2O).**

**- La relación entre reactantes y productos es 9 : 10 (9 es a 10)**

**Ejemplo 2. Para la siguiente ecuación química HCl + NaOH 🡪 H2O + NaCl**

**Los Reactantes son : HCl y el NaOH**

**Los Productos son: H2O y el NaCl**

**Los coeficientes estequiométricos son: 1 , 1 , 1 y 1 (recuerda que cuando el coeficiente estequiométrico 1 lo puedes escribir o no en la ecuación), esto significa que existe 1 molécula de HCl , 1 molécula de NaOH , 1 molécula de H2O y 1 molécula de NaCl.**

**La ecuación nos dice que:**

**- Por cada 2 (1 de HCl + 1 de NaOH) moléculas de reactantes se forman 2 moléculas de productos (1 de H2O + 1 de NaCl).**

**- La relación entre reactantes y productos es 2 : 2 (2 es a 2).**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Ahora tú…****Para cada ecuación indica** | **Reactantes** | **Productos** | **La cantidad de moléculas de cada sustancia que inicia y se produce en la reacción** | **Relación entre los reactantes y los productos** |
|  **Mg + 2HCl 🡪 MgCl2 + H2** |  |  |  |  |
| **CaCO 3 (s) 🡪 CaO (s) + CO2 (g)** |  |  |  |  |
| **6 CO2 + 6 H2O 🡪 C6H12O6 + 6 O2** |  |  |  |  |
| **2 AgNO3 (ac) + Cu (s) 🡪Cu(NO3)2 (ac) + 2 Ag(s)** |  |  |  |  |

**¿CÓMO SABEMOS SI UNA ECUACIÓN CUMPLE CON LA LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MATERIA**

**Los átomos en un cambio químico no se modifican ni se destruyen, solo se reorganizan formando nuevos enlaces químicos. Esto implica que el número y el tipo de átomos participantes en una reacción siguen siendo los mismos una vez que se generan nuevas sustancias o productos. Es decir, hay una conservación de los átomos.**

**Para que una ecuación química represente verdaderamente una reacción, el mismo número y tipo de átomos deben estar presentes al lado izquierdo y derecho de la flecha. La ecuación debe cumplir entonces con la ley de conservación de los átomos, es decir, con la ley de conservación de la masa. Cuando esto ocurre se dice que la ecuación esta BALANCEADA, es decir, cuando la cantidad de átomos de cada elemento que participa en la reacción es igual en ambos lados de la flecha.**

**Ejemplo 1. Zn(s) + H 2SO4(ac) 🡪 ZnSO4(ac) + H2(g) para verificar si esta ecuación esta balanceada seguiremos el siguiente procedimiento:**

**Paso 1. anotar la ecuación**

**Paso 2. anotar los elementos que participan de la reacción en orden debajo de la flecha, dejando el H y el O siempre al final del listado, cuando estén presentes en la ecuación.**

**Paso 3. contar cuantos átomos de cada elemento hay a cada lado de la flecha y anotarlo junto a cada elemento (acordándonos de tomar en cuenta el subíndice que lo acompaña y el coeficiente estequiométrico si esta presente en la reacción)**

**Paso 4. comparar si tienen la misma cantidad en cada elemento y si es así esta balanceada, si no son iguales las cantidades de átomos de cada elemento no esta balanceada.**

**Veamos si nuestro ejemplo esta balanceado:**

**(Paso 1) Zn(s) + H 2SO4(ac) 🡪 ZnSO4(ac) + H2(g)**

**(Pasos 2 y 3) 1 átomo Zn 1 átomo**

 **1 átomo S 1 átomo**

 **2 átomos H 2 átomos**

 **4 átomos O 4 átomos**

**(Paso 4) Al comparar, tiene la misma cantidad de cada elemento a cada lado de la flecha, entonces esta Balanceada.**

**Ejemplo 2. Indicar si la ecuación P2O5 + H2O 🡪 H3PO4 se encuentra Balanceada.**

**(Paso 1) P2O5 + H2O 🡪 H3PO4**

**(Pasos 2 y 3) 2 átomos P 1 átomo**

 **2 átomos H 3 átomos**

 **6 átomos (5 en P2O5 + 1 en H2O) O 4 átomos**

 **(5+1)**

**(Paso 4) Al comparar, se observa que las cantidades de cada elemento son distintas a cada lado, por lo tanto no esta Balanceada.**

**Ejemplo 3. Indicar si la ecuación 2Fe + 3H2SO4 🡪 1Fe2 (SO4)3 + 3H2 se encuentra Balanceada.**

**(Paso 1) 2Fe +  3H2SO4  🡪 1Fe2(SO4)3  +  3H2**

**(Pasos 2 y 3) 2 átomos (2x1) Fe 2 átomos (1x2)**

 **3 átomo (3x1) S 3 átomos (1x1x3)**

 **6 átomos (3x2) H 6 átomos (3x2)**

 **12 átomos (3x4) O 12 átomos (1x4x3)**

**(Paso 4) Al comparar la cantidad de átomos de cada elemento en ambos lados de la flecha se observa que es igual, por lo tanto, la ecuación esta Balanceada.**

|  |
| --- |
| **Resuelve:****Analiza cada ecuación química e indica si se encuentra balanceada. La clave está en saber contar átomos.** |
| **Cu + 2 AgNO3 🡪 Cu(NO3)2  + 2 Ag** | **CO2 + H2O 🡪 C6H12O6 + O2** |
| **3 HCl + Al(OH)3 🡪 AlCl3  + 3 H2O** | **CaCO3 + H2SO4 🡪 CaSO4 + H2O + CO2** |