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

**Respeto – Responsabilidad – Resiliencia – Tolerancia**

**CORREO CONSULTAS:** [**cienciascestarosa@gmail.com**](mailto:cienciascestarosa@gmail.com)

**CIENCIAS NATURALES – GUÍA 7 – EJE QUIMICA – 1° MEDIO**

NIVEL 1 – UA 04 - OA 20

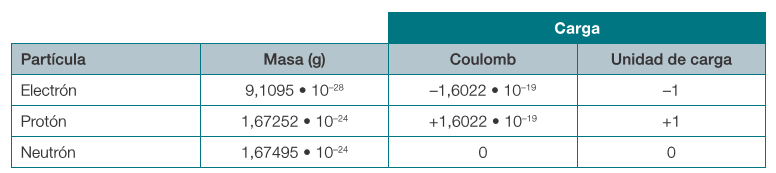
Objetivo (s): Establecer la relación entre masa atómica, mol, número de Avogadro y masa molar.

Calcular la masa atómica de un elemento a partir de sus isótopos y determinar la masa molar de una sustancia.

|  |
| --- |
| **ESTEQUIOMETRÍA…**  **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.**  **Las principales cantidades químicas son: MASA ATÓMICA, MASA MOLAR, VOLUMEN MOLAR, MOL Y NÚMERO DE AVOGADRO.** |

**1. MASA ATÓMICA (m.a.)**

**Los experimentos que llevaron a la formulación de un modelo atómico nos entregaron evidencias para indicar que la masa de los átomos se encuentra concentrada en su núcleo. Como el núcleo está formado por protones y neutrones, a mayor cantidad de estos, mayor será la masa del átomo.**

**Se puede observar esta característica al sumar las masas del protón y del neutrón y compararlas con la masa del electrón **

**Tabla 1: Masa y carga de las partículas subatómicas**

**Tabla 1: Masa y carga de las partículas subatómicas**

**Al sumar la masa del protón y la masa del neutrón, obtenemos:**

**3,34747 x 10-24 = 0,00000000000000000000000334747 g**

**Al compararla con la masa del electrón,**

**9.1095x10-28 = 0,00000000000000000000000000091095 g**

**nos podemos dar cuenta que las evidencias científicas están en lo correcto y la masa de un átomo se concentra en su núcleo.**

**Aunque parezca sencillo calcular la masa de un átomo sumando las masas de todos los protones y neutrones que lo componen, es en la realidad una tarea imposible debido a que los átomos son muy pequeños.**

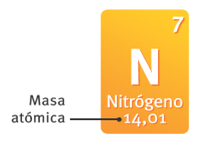
**Para poder medir la masa de un átomo, los químicos crearon la unidad de masa atómica (uma), que corresponde a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12.**

**En el Sistema Internacional de Unidades (SI):**

1 uma = 1,6606 x 10-27 kg

Para conocer la Masa Atómica de un átomo podemos usar la Tabla Periódica, o calcularla a partir de los isotopos que presenta el elemento, como por ejemplo el elemento Carbono (C) está formado por 4 isótopos: los átomos de C-11, C-12, C-13 y C-14. La suma de sus masas relativas con respecto a su porcentaje de abundancia nos da la masa en uma del Carbono (12,01).

**Formas para obtener la masa atómica (m.a.)**

****

(Número decimal)

**Número Atómico (Z)**

(Número entero)

**1. Observando directamente en la**

**Tabla Periódica de los elementos.**

**2. Calculando la masa atómica promedio, a partir de cada uno de los isótopos del elemento, se debe multiplicar la masa del isótopo por su porcentaje de abundancia, para cada uno de los isótopos que posee y luego sumarlos y el resultado se divide entre 100.**

**Por ejemplo, los isótopos del N son: N-14 (99,63 %) y N-15 (0,37 %),** donde **14** es la **masa** en umay **99,63** su **%** de abundancia para uno de los isótopos y para el otro **15** es la **masa** en **uma** y **0,37** su **%** de abundancia.

Entonces al sumar la multiplicación de cada masa por su porcentaje, la **Masa Atómica del Nitrógeno** es:

Masa = (14 uma x 99,63) + (15 uma x 0,37)

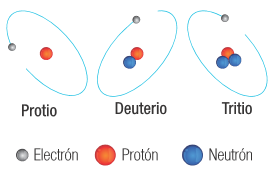
100

Masa = (1394,82 uma) + (5,55 uma)

100

Masa = 14,0 uma

Recuerda… ⮷

**- El número atómico (Z) es la cantidad de protones que tiene un átomo**

Isótopos del Hidrógeno

**en su núcleo.**

**- El número másico (A) indica la cifra total de partículas que posee un átomo en su núcleo, es decir, la suma de protones y neutrones.**

**- Isótopos: son átomos de un mismo elemento químico que tienen distinto número másico, es decir, diferente cantidad de neutrones, pero igual cantidad de protones y electrones. Por ejemplo el Hidrógeno está constituido por 3 isótopos: el protio, el deuterio y el tritio.**

|  |
| --- |
| **¿Cómo es el número atómico de los isótopos de un elemento químico: igual o distinto?, ¿por qué?** |

**EJERCICIOS:**

**I. Extraer información: Utilice la Tabla Periódica de los Elementos y registre el Símbolo Químico y la masa atómica de cada una de las siguientes especies.**

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Elemento** | **Cobalto** | **Hierro** | **Carbono** | **Manganeso** | **Yodo** | **Itrio** |
| **Símbolo Químico** |  |  |  |  |  |  |
| **Masa Atómica** |  |  |  |  |  |  |

**\* Recuerde que al escribir el Símbolo químico de un elemento, debe tener presente que:**

**- si el símbolo es una letra, se debe escribir con MAYÚSCULA. Ejemplo: hidrógeno H.**

**- si el símbolo tiene dos letras, se debe escribir la primera letra SIEMPRE con mayúscula y la otra con minúscula. Ejemplo: helio He.**

**\*\*Es importante que recuerde que una letra mayúscula es distinta a una minúscula.**

**II. Aplicar: Determine la masa atómica de cada uno de los siguientes elementos, considerando la información que se entrega de sus Isótopos.**

|  |
| --- |
| **1. La plata se encuentra en forma de dos isótopos cuyas masas atómicas son 106,9041 uma y 108,9047 uma. El primer isótopo representa el 51,82 % y el segundo, el 48,18 %. ¿Cuál es la masa atómica promedio de la plata?** |

|  |
| --- |
| **2. Mediante espectroscopia de masas se ha descubierto que en la naturaleza las abundancias relativas de los diversos átomos isotópicos del silicio son 92.23% de Si-28, 4.67% de Si-29 y 3.10% de Si-30.**  **Calcule la masa atómica del silicio con esta información.** |

|  |
| --- |
| **3. El cromo tiene cuatro isótopos naturales. Sus masas y porcentajes de abundancia natural son 49,9461 uma, 4,35 por ciento; 51,9405 uma, 83,79 por ciento; 52,9407 uma, 9,50 por ciento; y 53,9389 uma, 2,36 por ciento. Calcule la masa atómica media ponderada del cromo.** |

**MOL - NÚMERO DE AVOGADRO Y MASA MOLAR**

**Por definición, mol es la unidad en que se mide la cantidad de sustancia (n) según el sistema internacional de unidades, es decir, el número de partículas, iones, átomos o moléculas (también llamadas entidades elementales), que hay en una cierta cantidad de sustancia. En un mol de una sustancia cualquiera, siempre hay el mismo número de unidades elementales, y coinciden con el famoso Número de Avogadro (6,02 × 1023), o lo que es lo mismo, en un mol siempre hay la misma cantidad de partículas. Este número (de Avogadro) está definido como el número de átomos que hay en 12 gramos de C-12 (carbono-12).**

**Entonces:**

**- La cantidad de sustancia (n), se mide en mol.**

**- El mol es la unidad de medida que se utiliza para contar átomos, moléculas o iones (sirve para contar partículas de materia)**

**- El número de partículas en un mol de cualquier sustancia es 6,02 x 10-23. Este número se conoce como Número de Avogadro (NA).**

**1 mol = 6,02 x 1023 unidades elementales (átomos, moléculas o iones)**

**Por ejemplo:**

**- en un mol de átomos de hidrógeno (H), hay 6,02 × 1023 átomos de hidrógeno, siempre la misma cantidad de átomos.**

**- en un mol de agua, al ser una molécula, en la cual hay 2 átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno, se puede afirmar que:**

**- en un mol de agua hay 2 x 6,02 × 1023 átomos de hidrógeno y 6,02 × 1023 átomos de oxígeno, o lo que es lo mismo, en un mol de agua hay dos moles de hidrógeno y uno de oxígeno de acuerdo a su fórmula H2O.**

**- también se puede afirmar que en un mol de agua hay 6,02 × 1023moléculas de agua, siempre la misma cantidad de moléculas.**

**Todos los moles de la sustancia que sea, contienen el mismo número de unidades elementales (6,02 × 1023), pero no pesan lo mismo.**

**A la masa de un mol, de una sustancia determinada, se le denomina Masa Molar (M).**

**Por ejemplo, un mol de átomos de azufre pesan 32 g (es la masa atómica expresada en gramos) y su Masa Molar es de 32 g/mol (masa atómica expresada en gramos por mol), sin embargo, un mol de átomos de hidrógeno pesa 1 g (la masa atómica expresada en gramos) y su masa molar es de 1 g/mol (masa atómica expresada en gramos por mol). Por lo tanto, el número de moles no depende de la naturaleza de la sustancia, pero su masa (peso) sí depende de la Masa Molar.**

**Para calcular la Masa molar (M) de un compuesto, se debe sumar la masa atómica de cada uno de los elementos que forman el compuesto, considerando la cantidad de átomos que tiene de cada uno y el resultado final se expresa en g/mol.**

Por ejemplo: **¿Cuál es la Masa Molar del H2O?**

- el agua esta formada por **2 átomos de H y 1 átomo de O,** entonces, debes **buscar la masa atómica del H y del O en la tabla periódica y expresarla en g/mol**, es decir:

**Masa atómica del H = 1,0** 🡪1,0 g/mol el Hidrógeno aporta 2 átomos 2 x 1,0 g/mol = 2,0 g/mol se deben

**Masa atómica del O = 16,0** 🡪16,0 g/mol el Oxígeno aporta 1 átomo 1 x 16,0 g/mol = 16,0 g/mol **sumar** ambos

valores.

Entonces, la **Masa Molar (M) del H2O** **= 2,0 g/mol + 16,0 g/mol = 18,0 g/mol.**

**No olvides expresar la (m.a.) en g/mol**

|  |  |
| --- | --- |
| **Ejercicios:** Determine la **masa molar (M)** de los siguientes compuestos: | **Datos: Masa Atómica (m.a.)**  (valores aproximados)  H = 1 O = 16 C =12 S =32 Ni = 59 P =31 N = 14 |
| C6H12O6 |  |
| CO2 |  |
| H2SO4 |  |
| Ni3(PO4)2 |  |