AREA CIENCIAS NATURALES: QUIMICA-10º

DOCENTE: ROCIO LOPEZ

UNIDAD II GUIA TEMATICA Nº 8

Alumno

COMPETENCIAS: Interpretativa, Argumentativa, Científicas, Experimentales.

LOGRO: Reconoce la importancia de la química en nuestra vida.

INDICADORES:

* Identificación de los diferentes tipos de enlaces químicos
* Diferenciación de las funciones inorgánicas: óxidos, bases, ácidos, sales.
* Solución de ejercicios de masa molecular, formulas químicas y composición porcentual.

**EL MOL**

**Actividad 1:**

Conocimientos previos, responda:

1. Observa la figura y descríbela
2. ¿Qué impresión te causa?
3. Grafícala de manera diferente como la entiendas



**MASA ATOMICA**

La masa atómica (ma) es la masa de un átomo, más frecuentemente expresada en unidades de masa atómica unificada. La masa atómica puede ser considerada como la masa total de protones y neutrones en un solo átomo (cuando el átomo no tiene movimiento). La masa atómica es algunas veces usada incorrectamente como un sinónimo de **masa atómica relativa, masa atómica media y peso atómico;** estos últimos difieren sutilmente de la masa atómica, La masa atómica esa definida como la masa de un átomo, que solo puede ser de un isótopo a la vez, y no es un promedio ponderado en las abundancias de los isótopos. En el caso de muchos elementos que tienen un isótopo dominante, la similitud/diferencia numérica real entre la masa atómica del isotopo más común y la masa atómica relativa o peso atómico estándar puede ser muy pequeña, tal que no afecta muchos cálculos bastos, pero tal error puede ser crítico cuando se consideran átomo individuales, Para elementos con más de un isotopo común, la diferencia puede llegar a ser de media unidad o más (por ejemplo, cloro). La masa atómica de un isotopo raro puede diferir de la masa atómica relativa o peso atómico estándar en varias unidades de masa.

Llamada también peso atómico, se calcula todos los elementos químicos, su valor ya está dado en la tabla periódica. Ej: Mg=ma=24,31 g

Se expresa en unidades de gramos, uma, u.

**Actividad 2:** Escriba la masa o el peso atómico de los siguientes elementos químicos: cloro, hierro, calcio, yodo, nitrógeno, plata, litio, berilio, carbono, silicio.

**MASA MOLECULAR**

La masa molecular es la suma de las masas atómicas (en ‘uma’ o simplemente ‘u’) en una molécula. En algunos textos todavía se denomina como ‘peso molecular’ a la ‘masa molecular’.

1. Para calcularla debemos saber las masas atómicas de cada uno de los elementos de intervienen en el compuesto.
2. Empezaremos por uno de los lados de la fórmula, por ejemplo el izquierdo.
3. Multiplicaremos el subíndice del elemento (cuando no existe se asume que es 1) por la masa atómica del mismo,
4. Procederemos con la misma forma con todos los elementos,
5. Sumaremos los resultados de las multiplicaciones y de esta forma tendremos la masa molecular expresada en unidades de masa atómica (‘uma’ o ‘u’).

$$¿M CH\_{2}OH?$$

**Datos:**$ Mc=12u;MH=1u;Mo=16u$

$$M CH\_{3}OH=MC^{-1}+MH^{-3}+MO^{-1}+MH^{-1}=12-1+1-3+16-1+1-1=12+3+16+1=32u$$

Si la fórmula tiene paréntesis, multiplicaremos cada uno de los subíndices que se encuentren dentro del paréntesis por el número que viene como subíndice del paréntesis.

$$¿MFe\_{2}(SO\_{4})\_{3}?$$

**Datos:**$ MF\_{E}=56u;MS=32u;MO=16u MFe\_{2}(SO\_{4})\_{3}=MFe^{-2}+MS-\left(1-3\right)+MO-\left(4-3\right)=56-2+32-3+16-12=112+96+192=400u$

**Actividad 3:** Determinar la masa molecular de los siguientes compuestos:

Ácido sulfúrico: $H\_{2}SO\_{4}$ Permanganato de potasio: $KMnO\_{4}$

Bicarbonato de sodio: $NaHCO\_{3}$ Oxido férrico: $Fe\_{2}O\_{3}$

$$H\_{2}O,HNO\_{3},C\_{12}H\_{22}O\_{11}$$

**EL MOL**

**Símbolo:** Mol

**Expresada en:** 1 mol=

**Cantidad:** 6,022 141 79 (30) $x 10^{23}$

El mol es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia, una de las siete magnitudes físicas fundamentales del Sistema Internacional de Unidades.

Dada cualquier sustancia (elemento químico, compuesto o material) y considerando a la vez un cierto tipo de entidades elementales que la componen, se define un mol a la cantidad de esa sustancia que contiene tantas entidades elementales de tipo considerado, como átomos cuantos átomos hay en 12 gramos de carbono-12. Esta definición no aclara a que se refiere con cantidad de sustancia y su interpretación es motivo de debates, aunque normalmente más adelante el mol queda determinado como el número de moléculas $H\_{2}$ existentes en dos gramos de hidrógeno, lo que da el peculiar número de 6,022 141 79 (30)$x 10^{23}$ al que se le conoce como número de Avogadro. Se da por hecho que se refiere al número de entidades.

Por ejemplo para el caso de la molécula de agua

* Se sabe que en una molécula de $H\_{2}O $hay 2 átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.
* Se puede calcular su $Mr\left(H\_{2}O\right)=2X Ar\left(H\right)+Ar\left(O\right)=2x1+16=18, o sea Mr\left(H\_{2}O\right)=18 uma$.
* Se calcula la masa molecular absoluta$=18x1,66x10^{-24}g=2,99x10^{-23}g$
* Se conoce su masa molar$=M\left(H\_{2}O\right)=18g/mol(1mol de H\_{2}O contiene 18g, formados por$

$$2g de H y 16g de O)$$

* En un mol de agua hay 6,02214179 (30) x $10^{23} moléculas de H\_{2}O.$
* En un mol de agua hay 2 x 6,02214179 (30) x $10^{23}$ átomos de H (o sea 2 moles de átomos de hidrógeno) y 6,02214179 (30) x $10^{23}$ átomos de O (o sea 1 mol de átomos de oxígeno). 1 mol es equivalente a 6,02214179 (30) x $10^{23}$ unidades elementales.
* La masa de un mol de sustancia, llamada masa molar, es equivalente a la masa atómica o molecular (según se haya considerado un mol de átomos o de moléculas) expresada en gramos.

**COMPOSICION PORCENTUAL**

* La fórmula de un compuesto indica el número de átomos de cada elemento presente en una unidad del compuesto. A partir de la fórmula del compuesto es posible calcular el porcentaje que cada elemento proporciona a la masa total del compuesto, así poder determinar la pureza del mismo.
* La composición porcentual se obtiene al dividir la masa de cada uno de los elementos en 1 mol del compuesto entre la masa molar del compuesto multiplicándolo por 100%.
* Composición porcentual de un elemento:

 $ \frac{n Masa molar del elemento 100\%}{Masa molar del compuesto}$

* Por ejemplo, en 1 mol de peróxido de hidrógeno ($H\_{2}O\_{2}) $hay 2 moles de átomos de H y 2 moles de átomos de O. La masa molar de $H\_{2}O\_{2}$ es 34,02g, de H es 1.008g y de O es 16g. La composición porcentual de $H\_{2}O\_{2} $se calcula de la siguiente forma:

$$\%H=\frac{21.008g 100\%}{34.02g}=5.926\%$$

* La suma de los porcentajes es 99.99%. La poca diferencia al 100% es debido al redondeo de las masas molares de los dos elementos.

Ejemplo:

* El ácido fosfórico $(H\_{3}PO\_{4})$ se usa en los detergentes, fertilizantes, bebidas gaseosas para dar más sabor, etc.

Calcule la composición porcentual en masa de H, P y O en este compuesto.

Solución:

La masa molar de $H\_{3}PO\_{4}$ es 97,99g/mol. Entonces, la masa de cada elemento es:

La suma de los porcentajes de 100.01%. Como ya se mencionó antes, la diferencia al 100% es por el redondeo de elementos.

**Actividad 4:** Calcular la composición porcentual de $CH\_{4}, NaNO\_{3}, SO\_{3}, Na\_{2}SO\_{4}, Fe\_{3}(PO\_{4})\_{2}$

**FORMULA EMPIRICA**

**¿Cómo determinar la fórmula empírica?**

Para determinar la fórmula empírica debemos conocer el porcentaje en peso de cada elemento en el compuesto y las masas atómicas de cada uno de ellos. Por ejemplo, supongamos que tenemos 40,00% de C, 6,67% de H y 53,33% de O. Las masas atómicas son $Mc=$ 12u,$ M\_{H}=1u,Mo=16u$.

Seguiremos los siguientes pasos:

1. Consideremos 100 g de compuesto: el porcentaje de cada uno serán los granos de cada elemento que hay en 100 g de compuesto, siguiendo el ejemplo, Tendremos 40,00 g de C, 6,67 g de H y 53,33 g de O.
2. Dividimos cada masa por la masa atómica del elemento correspondiente:
* C: 40,00/12=3,33
* H: 6,67/ 1 = 6,67
* O: 53,33/ 16= 3,33
1. Ahora dividamos cada uno de los resultados anteriores por el más pequeño de ellos, en este caso 3,33:
* C: 3,33 / 3,33 = 1
* H: 6,67 / 3,33 = 2
* O: 53,33 / 3,33 = 1
1. El resultado debe ser un número entero, los números enteros más pequeños y la formula empírica seria $C\_{1}H\_{2}O\_{1}$, quitando los unos quedaría $CH\_{2}O$ como fórmula empírica.

**Actividad 5:** Calcular la fórmula empírica de: -Hemos obtenido la siguiente composición porcentual de un compuesto: 92,3% de C y 7.7% de H.

Datos: $MC=12u ;MH=1u$

¿Cuál es la fórmula empírica?- Respuesta: $C\left[?\right]H\left[?\right]$

**FORMULA MOLECULAR**

**Determinación de la fórmula molecular:**

Para conocer la fórmula molecular, debemos tener los mismos datos de partida que para la fórmula empírica (porcentajes y masa atómica) y, además, la masa molecular del compuesto (en nuestro ejemplo seria 180u).

Seguiríamos los mismos cuatro pasos del caso anterior para determinar la fórmula empírica y continuaríamos de la siguiente forma:

1. Calculamos la masa molecular con la fórmula empírica. En nuestro ejemplo seria sobre el compuesto de fórmula empírica $CH\_{2}:$

$$MCH\_{2}O=Mc^{-1}+MH^{-2}+MO^{-1}=12-1+1-2+16-1=12+2+16=30u$$

1. Ahora dividimos la masa molecular real que nos han dado, entre la masa calculada con la fórmula empírica: masa molecular / masa fórmula empírica = 180 / 30 = 6

El resultado nos indica el número de veces que la fórmula molecular será la fórmula empírica. Para escribir la fórmula molecular multiplicaremos cada subíndice de la fórmula empírica por el número de obtenido de la división: $C\_{1∙6}H\_{2∙6}O\_{1∙6} >C\_{6}H\_{12}O\_{6}$

Por tanto, la fórmula molecular será en nuestro caso $C\_{6}H\_{12}O\_{6}$

**Actividad 6:** Determinar las fórmulas

Hemos obtenido la siguiente composición porcentual de un compuesto: 92,3% de C y 7,7% de H.

Datos: $MC=12u ; MH=1u$

¿Cuál es la fórmula empírica?

* Respuesta: $C\left[?\right]H\left[?\right]$

Si la masa molecular es 78u, ¿Cuál es si fórmula molecular?

* Respuesta: $C\left[?\right]H\left[?\right]$

**Actividad 7:** Evaluación

**Actividad 8:** Practica de laboratorio

**AREA CIENCIAS NATURALES: QUIMICA**

**DOCENTE: ROCIO LOPEZ**

**GUIA DE LABORATORIO Nº GRADO:**

**¿Escritura invisible?**

1. ¿Conoces algún método para realizar una “escritura invisible”? Descríbelo.

¿Cómo explicas este fenómeno?

1. A continuación encuentras una forma de realizar “escritura invisible”:

**Materiales**

* Tres hojas de papel en blanco
* Palillo o alambre delgado (clip)
* Leche
* Cebolla
* Mechero
* Vaso desechable pequeño
* Limones

**Procedimiento**

* Prepara jugo de limón.
* Impregna un palillo en la solución de jugo de limón y escribe sobre la hoja de papel.
* Deja secar hasta que no se distinga lo escrito.
* Enciende el mechero y coloca la hoja en una distancia tal que permita que la hoja se caliente pero no se queme; observa cómo lentamente aparece lo escrito. ¿Porque? Explica
* Realiza el mismo procedimiento utilizando cebolla y leche. Explica el ¿Por qué?
1. Una vez recogida toda la información sobre el experimento anterior, ¿Cómo la organizarías para realizar el posterior análisis?
2. Los resultados obtenidos en el experimento, ¿los tendrás sólo para ti o se los comunicarás al resto del grupo? ¿Por qué?
3. ¿tienes un cuaderno de laboratorio?, ¿para qué te sirve?, ¿Cómo está organizado?
4. ¿Consideras que es necesario anotar todo lo que ocurre durante el experimento? Explica
5. Desarrolla una forma creativa de informar al grupo los resultados de tu práctica de laboratorio. Preséntala en la próxima clase.

 **La comunicación es la base de las relaciones humanas**

1. Describe cómo es y qué importancia tiene la comunicación con
2. Tu familia.
3. Tus compañeros y compañeras de clase.
4. Tus docentes.

**¿Qué aprendiste en esta jornada?**

1. El trabajo científico, ¿Cómo se vería afectado con una mala comunicación? Explica.
2. Llevar un cuaderno organizado de laboratorio, ¿Qué importancia tiene?
3. Entrega las 3 hojas con el procedimiento.
4. Entrega el informe del laboratorio.