



GUIA DE ESTUDIO Y DE ACTIVIDADES COMPLEMENTARIA N°3

ALGUNOS TIPOS DE CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Nombre:.....Curso:2°.....

OA20: Establecer relaciones cuantitativas entre reactantes y productos en reacciones químicas (estequiometría) y explicar la formación de compuestos útiles para los seres vivos, como la formación de la glucosa en la fotosíntesis.

OE: Distinguir los conceptos de mol, número de Avogadro, masa atómica, masa molecular para aplicarlos en la resolución de problemas.

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.

Magnitudes atómicas

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.

Masa atómica

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), $1 \text{ uma} = 1,6606 \times 10^{-27} \text{ kg}$

Formas para obtener la masa atómica

S e puede obtener la masa atómica de un elemento calculando la masa atómica promedio a partir de la suma del porcentaje de abundancia de los isótopos de un elemento y dividido por 100.

Por ejemplo, los isótopos del Nitrógeno son: N-14 con 99,63 % de abundancia y N-15 con 0,37 % de abundancia.

Para calcular masa atómica del Nitrógeno se puede seguir el siguiente procedimiento:

Masa atómica del N = (14 uma • 99,63% + 15 uma • 0,37%): 100

Masa atómica del N = 14,0 uma

Actividad 1:

La plata (Ag) se encuentra en forma de dos isótopos cuyas masas atómicas son 106,9041 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?

Mol y número de Avogadro

Los químicos también han establecido una unidad de medida que corresponde a un número determinado de partículas. Esta unidad es el **mol** y representa la magnitud cantidad de materia (n).

Para contar partículas de materia podemos usar el mol que es la unidad de medida que se utiliza para contar átomos, moléculas o iones. El número de partículas en un mol de cualquier sustancia es $6,02 \times 10^{23}$. Este número se conoce como **número de Avogadro (N_A)**.

1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ átomos, moléculas o iones.

Un mol de átomos siempre tendrá $6,022 \times 10^{23}$ partículas, pero su cantidad en masa será menor o mayor dependiendo del elemento.

Por ejemplo:

- a) En un mol de cobre hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos de cobre.
- b) En un mol de dióxido de carbono hay $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de dióxido de carbono.

La masa molar (M) es la masa de un mol de átomos, moléculas u otras partículas, expresada en gramos. Para un elemento, su masa molar es equivalente a su masa atómica.

Ejemplos:

a) La masa molar del cobre (Cu) es de 63,55 g/mol. A partir de esta información se puede deducir que: en la masa de 63,55 g de Cu existe 1 mol o $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de Cu. Es decir, 63,55 g de Cu es la masa molar de este elemento.

b) La masa molar del dióxido de carbono (CO₂) es 44 g/mol. Se deduce, entonces, que en la masa de 44 g de CO₂ existe 1 mol o $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO₂. Por lo tanto, 44 g de CO₂ es la masa molar de este compuesto.

Ejercicios:

1. Si el valor de la unidad de masa atómica (uma) para un átomo de carbono es 12uma, a) ¿cuál será la masa de 1 mol de carbono?

Respuesta= 1 mol de carbono tiene una masa de 12 g, ya que su masa molar es de 12 uma (igual a la masa atómica) expresada en gramos.

b) ¿Cuántos átomos de carbono habrá en 12 g de carbono?

Respuesta= Como la masa atómica del C es 12 g y en esta cantidad existe 1 mol ó $6,02 \times 10^{23}$ átomos de este elemento, entonces en 12 g de C habrá $6,02 \times 10^{23}$ átomos de C.

c) ¿Cuántos átomos de carbono habrá en 32 g de carbono?

Respuesta= Del valor numérico de la masa atómica del C se deduce que en 12 g existe 1 mol de átomos de carbono ó $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C; para calcular cuántos átomos habrá en 32 g, se puede hacer a través del siguiente planteamiento:

$$\frac{X \text{ átomos de C}}{32 \text{ g de C}} = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}}{12 \text{ g de C}}$$

De aquí se despeja el valor de X:

$$X = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C} \cdot 32 \text{ g de C}}{12 \text{ g de C}}$$

$$X = 1,6 \times 10^{24} \text{ átomos de C.}$$

Entonces, en 32 g de C habrá $1,6 \times 10^{24}$ átomos de C.

Para un obtener la masa molar de un compuesto, se debe sumar las masas atómicas de todos los átomos presentes en la fórmula química del compuesto.

Por ejemplo:

1) Calcular la masa molar del dióxido de nitrógeno (NO_2).

Elementos	N° de átomos	Masa atómica	
Nitrógeno(N)	1	14 g/mol	$1 \cdot 14 = 14$
Oxígeno(O)	2	16 g/mol	$2 \cdot 16 = 32$
			Total (+) = 46 g/mol

R= La masa de un mol de NO_2 ($6,02 \times 10^{23}$ moléculas) es igual a 46 g.

2) Calcular la masa molar del Sulfuro de amonio ($(\text{NH}_4)_2\text{S}$).

Elementos	N° de átomos	Masa atómica	
Nitrógeno(N)	$(1 \cdot 2)=2$	14 g/mol	$2 \cdot 14 = 28$
Hidrógeno(H)	$(4 \cdot 2)=8$	1 g/mol	$1 \cdot 8 = 8$
Azufre (S)	1	32 g/mol	$1 \cdot 32 = 32$
			Total (+) = 68 g/mol

R= La masa molar del Sulfuro de amonio ($(\text{NH}_4)_2\text{S}$) es igual a 68g.

Actividad 2:

1. Si el valor de la masa molar para una molécula de dióxido de nitrógeno (NO_2) es 46g,

a) ¿cuál será la masa de 1 mol de este compuesto?

b) ¿Cuántas moléculas de NO₂ habrá en 46 g de NO₂?

--

c) ¿Cuántas moléculas de NO₂ habrá en 144 g de NO₂?

--

2. Calcula la masa molar de los siguientes compuestos:

a. Agua oxigenada (H₂O₂);

Elementos	N° de átomos	Masa atómica	
Hidrógeno(H)		1 g/mol	
Oxígeno(O)		16 g/mol	
			Total (+) =

b. Glucosa (C₆H₁₂O₆);

Elementos	N° de átomos	Masa atómica	
Carbono(N)		12 g/mol	
Hidrógeno(H)		1 g/mol	
Oxígeno (O)		16 g/mol	
			Total (+) =

Elementos	N° de átomos	Masa atómica	
Aluminio(Al)		27 g/mol	
Azufre(S)		32 g/mol	
Oxígeno (O)		16 g/mol	
			Total (+) =

3. ¿Cuántas moléculas de agua hay en 500 mL de agua? (Dato: Debido a que la densidad del agua es 1g/mL, 500mL corresponden a 500 g de agua).

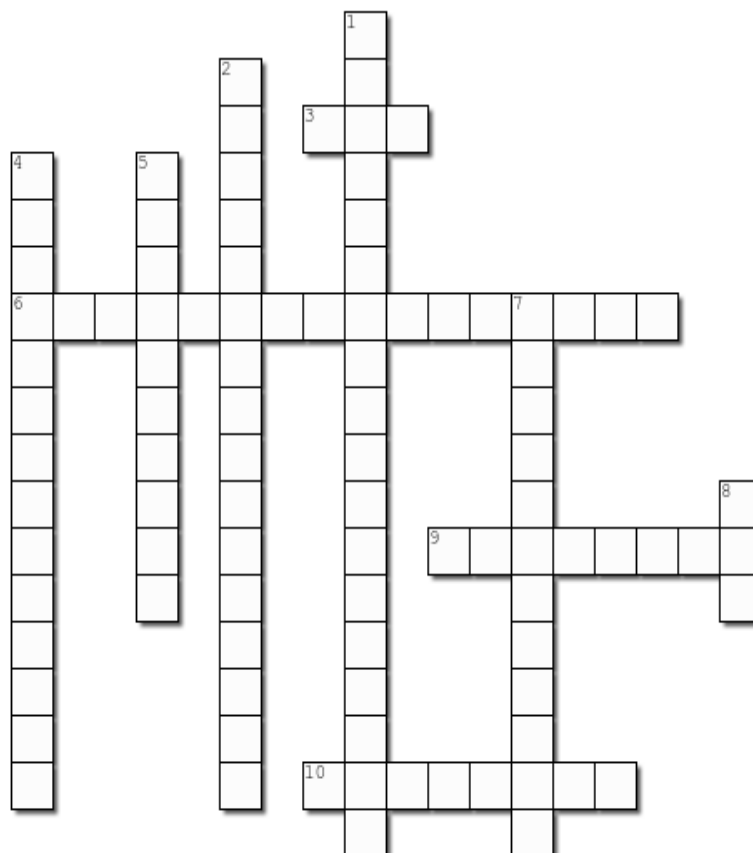
?

4)

Name: _____

Reacciones químicas, masa atómica y masa molar

Complete el crucigrama con los conceptos desarrollados en las guías



Created using the Crossword Maker on TheTeachersCorner.net

Horizontal

- 3. unidad de masa atómica
- 6. representación gráfica de lo que ocurre en una reacción química
- 9. sustancia con la que se parte en una reacción química
- 10. sustancia formada como resultado de una reacción química

Vertical

- 1. $6,02 \times 10^{23}$
- 2. proceso durante el cual una sustancia cambia para formar sustancias nuevas
- 4. estudia las relaciones cuantitativas o ponderales entre los reactantes y productos que participan en una reacción química
- 5. masa en gramos de un mol de átomos, moléculas u otras partículas
- 7. los isótopos de los elementos y su % de abundancia en la mezcla
- 8. indica cantidad de sustancia