

1:

**PROBLEMARIO DE CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS:**

**1.- % MASA/MASA**

**2.- %VOLUMEN/VOLUMEN, 3.- MOL – GRAMOS, 4.- GRAMOS – MOL,**

**5.- MOL – N° DE AVOGADRO Y 6.- GRAMOS – N° DE AVOGADRO**

**MOLARIDAD**

**UNIDAD DE APRENDIZAJE: B06302**

**PROGRAMA EDUCATIVO: QUIMICA 1**

**MODULO IV**

**CREDITOS INSTITUCIONALES: 8**

**ESPACIO EDUCATIVO.- PLANTEL NEZAHUALCOYOTL**

**MATERIAL ELABORADO POR: QFB. JOSE SEBASTIAN MARTINEZ GARCIA**

# 2:

<b>Índice de contenidos:</b>	<b>Página (s)</b>
<b>Presentación</b>	<b>1 - 2</b>
<b>Introducción</b>	<b>3</b>
<b>Objetivo e introducción a cálculo de porcentaje</b>	<b>4</b>
<b>Porcentaje referido a la masa (%M/M).</b>	<b>5 - 8</b>
<b>Porcentaje referido al volumen (%v/v)</b>	<b>8 - 10</b>
<b>Cálculos estequiometricos: Gramos – Mol, Mol – Gramos</b>	<b>11 - 17</b>
<b>Cálculos Estequiometricos: Gramos – No. De Avogadro, Moles – No. De Avogadro</b>	<b>18 - 22</b>
<b>Cálculos de Molaridad (M)</b>	<b>22 - 27</b>
<b>Bibliografía y mezografía</b>	<b>28 - 29</b>

# 3:

## 1.- Presentación:

Esta serie de ejercicios es un material cuyo contenido se apega al programa educativo de QUÍMICA I del CBU 2015 del nivel medio superior de la UAEMex, el cual fue aprobado por la academia general del NMS por lo que el tema desarrollado está estrictamente de acuerdo con el CBU 2015.

El material está dirigido a alumnos del 3er semestre del nivel medio superior que se encuentren involucrados en el proceso de enseñanza - aprendizaje de la asignatura de QUÍMICA I del nivel medio superior de la UAEMex.

El contenido de este material comprende una instrucción teórica de las bases de los cálculos estequiométricos: %masa/masa, %volumen/volumen, mol - gramos, gramos – mol, mol – N° de Avogadro, gramos – N° de Avogadro y molaridad para que a los alumnos les sea más fácil entender las bases del tema así como una serie de ejercicios para que el alumno practique en forma adecuada los cálculos estequiométricos en compuestos inorgánicos y de esta forma reafirme los conocimientos adquiridos en la clase.

Al final del material se encuentra la solución a la serie de ejercicios, así como las indicaciones que los alumnos deben tener en cuenta para realizarlos adecuadamente.

También se incluyen unas referencias mezográficas para que el alumno pueda practicar y repasar en forma interactiva y con ello despertar más el interés por la materia.

# 4:

## OBJETIVO:

**LOS ALUMNOS APRENDERAN A RESOLVER EJERCICIOS DE ESTEQUIOMETRIA: %MASA/MASA, %VOLUMEN/VOLUMEN, MOL - GRAMOS, GRAMOS – MOL, MOL – N° DE AVOGADRO, GRAMOS – N° DE AVOGADRO Y MOLARIDAD**

**1.- INTRODUCCIÓN.-** De acuerdo a la definición, la estequiometria es la rama de la Química que se encarga de la medición de las cantidades relativas de los reactivos y productos de una reacción Química y en este caso y de acuerdo al programa de Química I es necesario que los alumnos aprendan a realizar cálculos adicionales que son básicos y necesarios para poder dominar los cálculos de la estequiometria.

**NOTA.-** Se hace la aclaración que los cálculos de porcentaje no son cálculos de estequiometria, pero se tienen que dominar ya que se incluyen en el modulo IV de la materia de Química I

## **2.- Cálculos de porcentaje: Introducción.**

Es de gran interés expresar las concentraciones con precisión. Así por ejemplo una concentración baja de una solución puede tener un efecto, mientras que una concentración más alta puede producir un resultado muy diferente. Por ejemplo en los hospitales, a los paciente lesionados se les aplica una solución salina diluida para ayudarlos a estabilizarse, pero una solución salina concentrada les ocasionaría la muerte. Por lo tanto es necesario tener el conocimiento suficiente para saber preparar soluciones en porcentaje, dependiendo del uso final que se requiera.

# 5:

## 2ª.- Porcentaje referido a la masa (%M/M).

La concentración de una solución puede expresarse como partes de masa del soluto por 100 partes de masa de la solución, es decir un porcentaje es una proporción tomando como referencia el número 100. Se expresa con un número entre 0 y 100 seguido del símbolo %.

Ejemplos:

- El 50% es la mitad ya que 50 es la mitad de 100.
- El 50% de 200 es 100.

Para que un porcentaje tenga sentido, debe ir relacionado a una cantidad de referencia. Por ejemplo: El 20% de 100, el 15% de 450, el 35% de 650, el 120% de 3500.

Así también podemos tener como ejemplo el 20% de 100 es 20 ya que tenemos la siguiente relación:

$$\frac{100}{100} \times 20 = 20\%$$

Otro ejemplo se puede ver de la siguiente forma: Calcular el 47% de 589, entonces la operación se representa como sigue:

$$\frac{589}{100} \times 47 = 276.83$$

También podemos tener otro tipo de problemas en los cuales se conoce la cantidad total y una proporción de esa cantidad y queremos conocer el porcentaje que corresponde a esa muestra. **Por ejemplo:** En un pueblo de 3000 personas contraen una enfermedad 360 personas ¿Qué porcentaje del total representan esas 360 personas que se enfermaron?. Podemos representar la operación de la siguiente forma:

$$\frac{360}{3000} \times 100 = 12\%$$

# 6:

## Ejemplos:

a.- Determina el porcentaje que corresponde a una muestra de 500 piezas de un total de 1600 piezas:

**Solución:**

$$\frac{500}{1600} \times 100 = 31.25\%$$

Entonces las 500 piezas representan el 31.25% de ese total de 1600

b.- En una empresa se tuvo una producción de 5000 tornillos pero 850 salieron defectuosos, a que porcentaje corresponde esta cantidad defectuosa:

**Solución:**

$$\frac{850}{5000} \times 100 = 17\%$$

Entonces esos 850 tornillos defectuosos representan el 17% de un total de 5000

c.- Calcula el 120% de 3000:

**Solución:**

$$\frac{3000}{100} \times 120 = 3600$$

## EJERCICIOS:

1.- Calcula el porcentaje referido a la masa de cloruro de sodio cuando se disuelven 20 g de esta sal en suficiente cantidad de agua para hacer 480g de solución.

**SOLUCIÓN:**

$$\frac{20 \text{ g}}{480 \text{ g}} \times 100 = 4.167\%$$

Entonces el porcentaje de esta solución acuosa de cloruro es igual a 4.167%

2.- Calcula el porcentaje referido a la masa de cloruro de calcio cuando se disuelven 20.0g de esta sal en 90.0 g de agua.

**Solución:** en este caso tenemos que sumar la cantidad de cloruro de calcio (20g) más los 90 g de agua y la operación la podemos realizar de la siguiente forma:

7:

$$\frac{20.0 \text{ g}}{20.0 \text{ g} + 90.0 \text{ g}} \times 100 = \frac{20.0}{110} \times 100 = 18.18\%$$

3.- Calcular los gramos de agua que deben añadirse a 8.50g de cloruro de magnesio para preparar una solución acuosa de esta sal al 13.0%

**Solución.-** En este caso podemos aplicar la siguiente relación: **masa de solución = masa de soluto + masa de solvente** y con esto podemos sustituir en la fórmula general del porcentaje en la siguiente forma:

$$13.0\% = \frac{8.50 \text{ g}}{8.50 \text{ g} + X \text{ g}} \times 100$$

**Despejamos la incógnita nos queda de la siguiente forma**

$$13.0(8.50 + X \text{ g}) = 8.50 \times 100$$

**Resolviendo esta igualdad nos da como resultado:** 56.9g de agua para tener la solución al 13.0%

**EJERCICIOS.-** Resuelve correctamente los siguientes ejercicios de porcentaje (M/M)

1.- Calcula el porcentaje de una solución que se prepara disolviendo 7.0g de cloruro de sodio en 85g de agua.

**R.- 7.608%**

2.- Calcula el porcentaje de una solución que se prepara disolviendo 15.0g de cloruro de calcio en suficiente agua para hacer 120g de solución.

**R.- 12.5%**

3.- Calcula los gramos de soluto que deben disolverse en 450g de agua para preparar una solución de cloruro de potasio al 17.0%.

**R.- 76.5g de cloruro de potasio**

4.- Calcula los gramos de agua que deben añadirse a 20.0g de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) para preparar una solución al 15%.

8:

**R.- 113.33g de agua**

5.- Calcula los gramos de agua que deben añadirse a 10.0g de nitrito de calcio para preparar una solución acuosa de nitrito de calcio al 8.0%

**R.- 115g de agua**

### **2b.- Porcentaje referido al volumen (%v/v)**

También la concentración de una solución puede expresarse como partes de volumen del soluto por 100 partes de volumen de la solución, es decir un porcentaje es una proporción tomando como referencia el número 100. Se expresa con un número entre 0 y 100 seguido del símbolo %.

De acuerdo a lo anterior la fórmula del porcentaje volumen/volumen (%v/v) se expresa de la siguiente forma:

$$\%V/V = \frac{\text{volumen de soluto (ml)}}{\text{volumen de disolución (ml)}} \times 100$$

Pero el volumen de disolución (ml) es igual a volumen de soluto + volumen de solvente, entonces:

$$\text{Volumen disolución (ml)} = \text{volumen soluto (ml)} + \text{volumen solvente (ml)}$$

### **Ejemplo:**

a.- Determina el porcentaje en volumen de una disolución que contiene 20 ml de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) Y 600 ml de agua:



9:

**Solución.-** Aplicando la formula general y sustituyendo los volúmenes indicados, tomando en cuenta que el volumen de disolución (ml) es igual a volumen de soluto (ml) + volumen de solvente (ml), entonces:

$$\text{Volumen de disolución (ml)} = 20 \text{ ml} + 600 \text{ ml} = 620 \text{ ml}$$

Sustituyendo los datos en la formula general tenemos:

$$\%v/v = \frac{20 \text{ ml}}{620 \text{ ml}} \times 100 = 3.22\%$$

Entonces: la concentración de la disolución es igual a 3.22% de ácido sulfúrico

**b.-** Determina el volumen de soluto y solvente presentes en 600 ml de solución al 20% en volumen:

**Solución.-** En este caso, se conoce el volumen total de solvente, que son 600 ml, entonces podemos hacer la siguiente sustitución en la formula general:

$$20\% = \frac{\text{Volumen soluto}}{600 \text{ ml}} \times 100 \quad \text{Despejando:} \quad \text{Volumen soluto} = \frac{20\% \times 600 \text{ ml}}{100} = 120 \text{ ml}$$

Entonces, se necesitan: **120 ml de soluto más 480 ml de solvente**

### EJERCICIO:

Calcula el volumen de solvente que se requieren para preparar 950 ml de disolución al 18% (V/V)

**Solución:** Sustituyendo en la formula general:

# 10:

$$18\% = \frac{\text{Volumen de soluto}}{950 \text{ ml}} \times 100 \quad \text{Entonces despejando:}$$

$$\text{Volumen de soluto} = \frac{18\% \times 950 \text{ ml}}{100} = 171 \text{ ml}$$

## EJERCICIOS:

Resuelve correctamente los siguientes ejercicios de porcentaje (V/V).

1.- El ácido clorhídrico industrial (HCl), conocido comercialmente como ácido muriático, se usa en la fabricación de productos para la limpieza. Determinar el porcentaje en volumen de una disolución que se prepara disolviendo 15 ml de este ácido en 250 ml de agua.

**R.- 5.66%**

2.- El vinagre es una disolución de ácido acético en agua, el vinagre el “barrilito” tiene una concentración de 6% en volumen y una densidad de 1.085g/ml, determina cuanto ácido acético (en litros y en gramos) se requiere para preparar 50 litros de vinagre comercial.

**R.- 3.00 L, 3255g**

3.- Calcula el porcentaje de una solución que se prepara disolviendo 250 ml de ácido fosfórico en 600 ml de agua.

**R.- 29.41%**

4.- Calcula el porcentaje de una solución que contiene 15 ml de glicerina en un volumen total de 450 ml de agua.

**R.- 3.33%**

5.- Cual es el porcentaje de una solución que se prepara disolviendo 60 ml de ácido nítrico en 350 ml de agua.

**R.- 14.63%**

# 11:

## 3.- Cálculos estequiométricos: Gramos – Mol, Mol – Gramos

Para realizar este tipo de cálculos, es necesario que los alumnos tengan conocimiento en la realización del cálculo de masa molecular y masa molar:

Para realizar el cálculo de la masa molecular o masa molar de un compuesto, ya sabemos que los subíndices en la fórmula de un compuesto representan la cantidad de átomos de los elementos respectivos en una molécula o fórmula unitaria de un compuesto. Por ejemplo en la molécula del carbonato de sodio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), hay 2 átomos de sodio, 1 átomo de carbono y 3 átomos de oxígeno. Para determinar la masa molecular o la masa fórmula del compuesto, primero se multiplica la cantidad de átomos de un elemento específico del compuesto por el peso atómico de ese elemento utilizando la tabla periódica y así con cada uno de los elementos que forman el compuesto. Después se suman los resultados de todos los elementos que forman el compuesto, por ejemplo determinar la masa molecular y masa molar del carbonato de sodio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , para lo cual utilizamos la tabla periódica:

<b>Masa molecular (uma)</b>	<b>Masa molar (g/mol)</b>
Na = $23 \times 2 = 46$ uma	Na = $23 \times 2 = 46$ g
C = $12 \times 1 = 12$ uma	C = $12 \times 1 = 12$ g
O = $16 \times 3 = 48$ uma	O = $16 \times 3 = 48$ g
<b>Total = 106 uma</b>	<b>Total = 106 g/mol</b>

# 12:

Como se puede observar, la cantidad de cada una de ellas es la misma y la única diferencia son las unidades de medida ya que para realizar cálculos estequiométricos es necesario utilizar la masa molar (g/mol).

**Ejemplos:** Determinar las masas moleculares y masas molares de los siguientes compuestos, utiliza tu tabla periódica.

Nombre y fórmula del compuesto	Masa molecular del compuesto	Masa molar
Bióxido de carbono $\text{CO}_2$	$\text{C} = 12 \text{ uma}$ $\text{O} = 12 \times 2 = 32 \text{ uma}$ <b>Total = 44 uma</b>	$\text{C} = 12 \text{ g}$ $\text{O} = 12 \times 2 = 32 \text{ g}$ <b>Total = 44 g/mol</b>
Glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	$\text{C} = 12 \times 6 = 72 \text{ uma}$	$\text{C} = 12 \times 6 = 72 \text{ g}$

13:

	$H = 1 \times 12 = 12 \text{ uma}$ $O = 16 \times 6 = 96 \text{ uma}$ <b>Total = 180 uma</b>	$H = 1 \times 12 = 12 \text{ g}$ $O = 16 \times 6 = 96 \text{ g}$ <b>Total = 180 g/mol</b>
Fosfato de calcio $Ca_3(PO_4)_2$	$Ca = 40.08 \times 3 = 120.24 \text{ uma}$ $P = 30.97 \times 2 = 61.94 \text{ uma}$ $O = 16.0 \times 4 \times 2 = 128 \text{ uma}$ <b>Total = 310.18 uma</b>	$Ca = 40.08 \times 3 = 120.24 \text{ g}$ $P = 30.97 \times 2 = 61.94 \text{ g}$ $O = 16.0 \times 4 \times 2 = 128 \text{ g}$ <b>Total = 310.18 g/mol</b>
Sulfato de aluminio $Al_2(SO_4)_3$	$Al = 26.98 \times 2 = 53.96 \text{ uma}$ $S = 32.06 \times 3 = 96.18 \text{ uma}$ $O = 16 \times 4 \times 3 = 192 \text{ uma}$ <b>Total = 342.14 uma</b>	$Al = 26.98 \times 2 = 53.96 \text{ g}$ $S = 32.06 \times 3 = 96.18 \text{ g}$ $O = 16 \times 4 \times 3 = 192 \text{ g}$ <b>Total = 342.14 g/mol</b>

# 14:

Agua	H <sub>2</sub> O	H = 1 x 2 = 2 uma O = 16 X 1 = 16 uma <b>Total = 18 uma</b>	H = 1 x 2 = 2 g O = 16 X 1 = 16 g <b>Total = 18 g/mol</b>
------	------------------	---	---

**Ejercicios.-** Determina la masa molecular y masa molar de los siguientes compuestos, utiliza tu tabla periodica

a.- HCN, b.- C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>, c.- Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, d.- Hg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, e.- Ca(OH)<sub>2</sub>, f.- ZnF<sub>2</sub>, g.- SO<sub>3</sub>, h.- N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, i.- NH<sub>3</sub>, j.- CH<sub>4</sub>

**Respuestas:**

a.- 27 uma, 27 g/mol, b.- 342 uma, 342g/mol, c.- 101.96 uma, 101.96 g/mol, d.- 324.59 uma, 324.59 g/mol, e.- 74.08 uma, 74.08g/mol, f.- 103.35 uma, 103.35 g/mol, g.- 80.06 uma, 80.06 g/mol, h.- 76 uma, 76 g/mol, i.- 17 uma, 17 g/mol, j.- 16 uma, 16 g/mol

## **Cálculos estequiométricos: Gramos – Mol, Mol – Gramos**

Una vez que los alumnos ya han practicado el cálculo de las masas molares, ahora ya podemos realizar ejercicios de gramos – mol, mol – gramos, para lo cual lo podemos efectuar los siguientes **ejemplos:**

a.- Calcula el número de moles de plata que hay en 3.60 g de plata:

**Solución:** En la tabla periódica se busca el peso atómico de la plata, y es igual a 107.868 g y realizamos la siguiente operación por medio del factor:

# 15:

$$3.60 \text{ g X } \frac{1 \text{ mol}}{107.868 \text{ g}} = 0.0334 \text{ mol de Ag}$$

b.- Calcula los moles de moléculas de oxígeno que hay en 30.0 g de oxígeno gaseoso (O<sub>2</sub>):

**Solución:** En la tabla periódica se busca el peso atómico del oxígeno, que es igual a 16 g, pero en este caso nos indica el problema que es oxígeno gaseoso entonces el oxígeno es una molécula diatómica, por lo tanto el peso atómico es de un átomo y este se debe multiplicar por 2, porque son 2 átomos:  
2 X 16 g = 32 g : Una vez efectuada esta multiplicación, realizamos la siguiente operación:

$$30.0 \text{ g X } \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} = 0.9375 \text{ mol de oxígeno gaseoso}$$

c.- Calcula el número de moles de carbonato de sodio que hay en 25.0 g de carbonato de sodio (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>)

Solución: Primero determinar la masa molar del carbonato de sodio (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>), teniendo como resultado 106 g/mol, a continuación se realiza la siguiente operación:

$$25.0 \text{ g X } \frac{1 \text{ mol}}{106 \text{ g}} = 0.2358 \text{ mol de carbonato de sodio}$$

d.- Calcular la masa en gramos de nitrógeno que hay en 4.00 mol de moléculas de nitrógeno gaseoso (N<sub>2</sub>).

**Solución:** En este caso debemos de tomar en cuenta que el nitrógeno es una molécula diatómica, por lo que se debe multiplicar por 2 el peso atómico del nitrógeno, para lo cual de la tabla periódica sacamos el peso atómico del nitrógeno, obteniendo 14 g, el cual multiplicando por 2 obtenemos: 14 X 2 = 28 g, y realizamos la siguiente operación:

16:

$$4.00 \text{ mol X } \frac{28.0 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 112 \text{ mol de nitrógeno gaseoso}$$

e.- Calcula los gramos de carbonato de bario que hay en 0.400 mol de carbonato de bario ( $\text{BaCO}_3$ )

**Solución.-** Para este ejemplo se determina la masa molar del carbonato de bario  $\text{BaCO}_3$ , la cual es 185.33 g/mol, a continuación se realiza la siguiente operación:

$$0.400 \text{ mol X } \frac{185.33 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 74.132 \text{ g de carbonato de bario}$$

f.- Calcula la masa en gramos que hay en 1.50 mol de sodio

**Solución:** De la tabla periódica se determina la masa atómica del sodio, la cual es: 22.990 g/mol y se realiza la siguiente operación:

$$1.50 \text{ mol X } \frac{22.990 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 34.485 \text{ g de Na}$$

**Ejercicios:**

1.- Calcula la masa en gramos de sulfato de sodio que hay en 0.250 mol de sulfato de sodio (**Resultado = 35.51 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$** )

2.- Calcula el número de moles de ácido sulfúrico que hay en 0.125 g de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) (**Resultado = 0.00127 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$** )



17:

3.- Calcula la masa en gramos fosforo que hay en 0.305 mol de fosforo (P)  
**(Resultado = 12.192 g de P)**

4.- Calcular los moles de óxido de sodio que hay en 67.0 g de óxido de sodio ( $\text{Na}_2\text{O}$ )  
**(Resultado = 1.081 mol de  $\text{Na}_2\text{O}$ )**

5.- Calcular los gramos de hierro que hay en 3.5 mol de hierro (Fe)  
**(Resultado = 195.4645 g de Fe)**

6.- Calcula los moles de glucosa que hay en 350 g de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ )  
**(Resultado = 1.944 g de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ )**

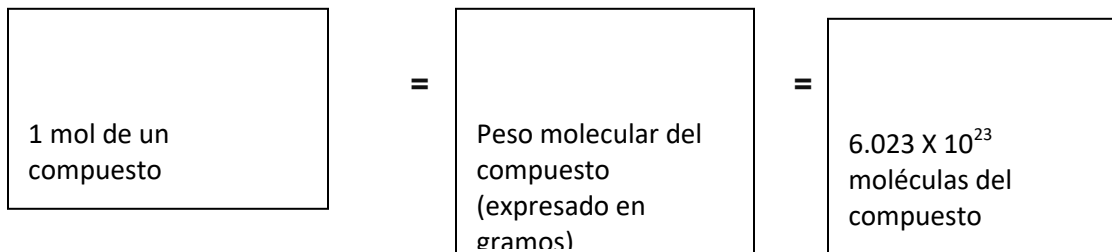
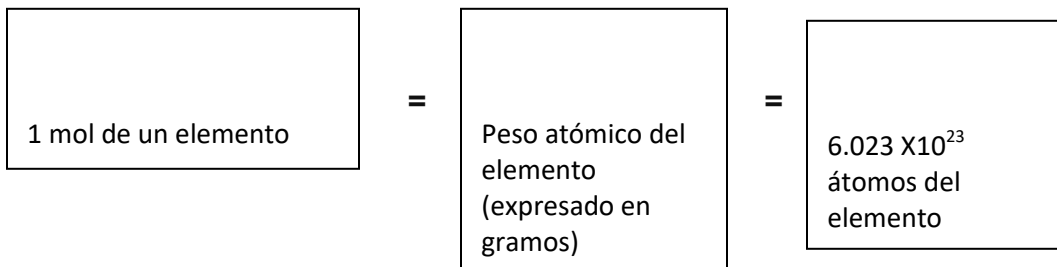
7.- Calcula los gramos de hidrógeno atómico que hay en 7.5 mol de hidrógeno (H)  
**(Resultado = 7.5 g de H atómico)**

8.- Calcula los moles de fluoruro de hidrógeno que hay en 36 g de fluoruro de hidrógeno (HF)  
**(Resultado = 1.808 mol de HF)**

# 18:

## 4.- CÁLCULOS ESTEQUIOMETRICOS: GRAMOS – NO. DE AVOGADRO, MOLES – NO. DE AVOGADRO

Para realizar este tipo de cálculos estequiometricos es necesario que los alumnos se familiaricen con las siguientes relaciones y que el número de avogadro tiene un valor de:  **$6.023 \times 10^{23}$  átomos de un elemento ó  $6.023 \times 10^{23}$  moléculas de un compuesto:**



La forma de interpretar estas relaciones es la siguiente: **Para un elemento:**

**Un mol de un elemento es igual al peso atómico del elemento expresado en gramos y este peso atómico contiene  $6.023 \times 10^{23}$  átomos de ese elemento.**

# 19:

**Para un compuesto:**

**Un mol de un compuesto es igual al peso molecular del compuesto expresado en gramos y este peso molecular contiene  $6.023 \times 10^{23}$  moléculas de ese compuesto.**

**Ejemplos:**

**a.- Para el elemento sodio (Na) su peso atómico de la tabla periódica es igual a 22.990 g, interpretando según la relación:**

**1 mol de sodio es igual a 22.990 g y estos 22.990 g contienen  $6.023 \times 10^{23}$  átomos de sodio**

**b.- Para el compuesto agua (H<sub>2</sub>O) su peso molecular es igual a 18 g, interpretando según la relación:**

**1 mol de agua es igual a 18 g y estos 18 g contienen  $6.023 \times 10^{23}$  moléculas de agua**

**Con la interpretación correcta de estas relaciones ya se pueden resolver ejemplos de la siguiente forma:**

**1.- Calcula la masa en gramos de butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>) que hay en  $2.7 \times 10^{20}$  moléculas de metano:**

**Solución:** De la relación de un compuesto, en este caso es el butano y determinando su peso molecular que es igual a 58 g/mol, por lo tanto se realiza la siguiente operación:

20:

$$58 \text{ g X } \frac{2.7 \times 10^{20} \text{ molec}}{6.023 \times 10^{23} \text{ molec}} = 2.6 \times 10^{-2} \text{ g de butano}$$

2.- Calcula el número de moléculas de agua que hay en 12 moles de agua:

**Solución:** De la relación de un compuesto que en este caso es el agua, en un mol de agua hay  $6.023 \times 10^{23}$  moléculas de agua, por lo tanto se realiza la siguiente operación:

$$12 \text{ mol X } \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ molec}}{1 \text{ mol}} = 7.2276 \times 10^{24} \text{ moléculas de agua}$$

3.- Calcula el número de moléculas etano que hay en 87 g de etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ):

**Solución.-** De la relación de un compuesto, debemos de determinar la masa molar del etano la cual es igual a 30 g/mol y esta masa molar contiene  $6.023 \times 10^{23}$  moléculas de etano, por lo tanto para resolver este ejemplo se debe realizar la siguiente operación:

$$87 \text{ g X } \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{30 \text{ g}} = 1.7467 \times 10^{24} \text{ moléculas de etano}$$

4.- Calcula el número de moles de calcio que hay en  $2.4 \times 10^8$  átomos de calcio (Ca):

**Solución:** De la relación de elemento sabemos que en una mol de calcio hay  $6.023 \times 10^{23}$  átomos de calcio, por lo tanto se realiza la siguiente operación:

# 21:

$$1 \text{ mol X } \frac{2.4 \times 10^8 \text{ átomos}}{6.023 \times 10^{23} \text{ átomos}} = 3.98 \times 10^{-16} \text{ átomos de Ca}$$

## Ejercicios:

a.- Calcula los gramos de ácido sulfúrico que hay en  $4.0 \times 10^{22}$  moléculas de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )  
**(Resultado = 6.508g)**

b.- Calcula el número de átomos de potasio que hay en 9.0 mol de potasio (K)  
**(Resultado =  $5.4207 \times 10^{24}$  moléculas de K)**

c.- Calcula el número de átomos de carbono que hay en 0.600 moles de átomos de carbono (C)  
**(Resultado =  $3.6138 \times 10^{23}$  átomos de C)**

d.- Calcula los gramos de titanio que hay en  $3.25 \times 10^{24}$  átomos de titanio (Ti)  
**(Resultado =  $2.5846 \times 10^2$  g de Ti)**

e.- Calcula los gramos de hidróxido de sodio que hay en  $4.5 \times 10^{15}$  moléculas de hidróxido de sodio (NaOH)  
**(Resultado =  $2.988 \times 10^{-7}$  g de NaOH)**

f.- Calcula el número de moléculas que hay 600 g de fosfato de sodio ( $\text{Na}_3\text{PO}_4$ )  
**(Resultado =  $2.203 \times 10^{24}$  moléculas de  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ )**

g.- Calcula el número de moléculas que hay en 6 mol de carbonato de potasio ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ )  
**(Resultado =  $3.6138 \times 10^{24}$  moléculas de  $\text{K}_2\text{CO}_3$ )**

## 22:

h.- Calcula los moles de nitrógeno que hay en  $1.2 \times 10^{12}$  moléculas de nitrógeno ( $N_2$ )  
(Resultado =  $1.992 \times 10^{-10}$  mol de  $N_2$ )

### 5.- CALCULOS DE MOLARIDAD (M)

De acuerdo a la definición de molaridad (M), es la cantidad de moles de soluto en un litro de solución, por ejemplo.

Una solución 1M indica que hay 1 mol de soluto por litro de solución.

Una solución 2M indica que hay 2 moles de soluto por litro de solución.

Por lo tanto podemos representar la molaridad de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

Pero esta fórmula también se puede representar de la siguiente forma:

c

De acuerdo a lo anterior, podemos interpretar estas relaciones de la siguiente forma:

## 23:

Si necesitamos preparar una solución 1M de hidróxido de sodio, procedemos de la siguiente forma:

Se determina la masa molar del hidróxido de sodio y es igual a 40 g y esos 40 g de hidróxido de sodio que es el peso equivalente a 1 mol de hidróxido de sodio, se colocan los 40 g en un matraz aforado de 1 litro como el que se muestra en la figura



Se adicionan 250 ml de agua aproximadamente y se agita la solución hasta completa disolución del hidróxido de sodio, en seguida se completa con agua el volumen hasta 1 litro el cual está marcado en el aforo del cuello del matraz como se indica en la imagen y finalmente se agita la solución total y en esta forma tenemos una solución **1M** de hidróxido de sodio.

Una vez que se han explicado las bases teóricas de las soluciones molares, pasaremos a realizar ejemplos de cálculos de molaridad (M):

1.- Calcula la molaridad de una solución que se prepara disolviendo 135 g de cloruro de sodio (NaCl) en 500 ml.

# 24:

Solución.- En este ejercicio utilizamos como soluto cloruro de sodio (NaCl), por lo tanto debemos determinar la masa molar del cloruro de sodio y sacando los pesos atómicos de los elementos nos arroja que es igual a 58.443 g/mol, una vez realizado esto, sustituimos los datos en la siguiente fórmula

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{135 \text{ g}}{58.443 \text{ g/mol} \times 0.500 \text{ L}} = 4.6198$$

Como puede observarse, de este ejercicio, las unidades de la molaridad son mol/L y de esta forma se cumple con la definición de molaridad (M).

2.- Calcula los gramos de glucosa (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) que se necesitan para preparar 100 ml de una solución 0.2M

**Solución:** Lo primero que necesitamos es determinar la masa molar de la glucosa, la cual es igual a 180 g/mol, utilizamos la siguiente fórmula:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Masa molar del soluto (g/mol)} \times \text{Volumen solución (L)}}$$

Recordando que las unidades de la molaridad son: mol/L, sustituimos los datos en esta fórmula:

$$0.2 \text{ mol/L} = \frac{\text{Gramos de glucosa}}{180 \text{ g/mol} \times 0.1 \text{ L}}$$

Despejamos los gramos de glucosa que se solicitan:



# 25:

$$\text{Gramos de glucosa} = 0.2 \text{ mol/L} \times 180 \text{ g/mol} \times 0.1 \text{ L} = 36 \text{ g}$$

Entonces el resultado es: 36 gramos de glucosa se necesitan para preparar 100 ml de una solución 0.2 M

3.- Calcular la molaridad de una solución cuando se disuelven 5 gramos de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) en 250 ml de agua.

**Solución:** De la tabla periódica sacamos los pesos atómicos y realizamos las siguientes operaciones para determinar la masa molar del  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :  $(1 \times 2) + 32 + (16 \times 4) = 98 \text{ g/mol}$

Utilizamos la siguiente fórmula de molaridad:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Masa molar del soluto (g/mol)} \times \text{Volumen solución (L)}}$$

y sustituimos los datos en la fórmula:

$$M = \frac{5 \text{ Gramos}}{98 \text{ g/mol} \times 0.250 \text{ L}} = 0.2040$$

4.- Calcula la molaridad de una solución cuando se disuelven 0.5 mol de soluto en 500 ml de disolvente:

**Solución.-** Como en este caso nos dan el dato de moles de soluto en general, no es necesario realizar ningún cálculo de masa molar del soluto por lo tanto sustituimos los datos en la siguiente fórmula:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

# 26:

Sustituyendo los datos en la formula, se tiene:

$$M = \frac{0.5 \text{ mol}}{0.500 \text{ ml}} = 1$$

Entonces nuestra solución va a tener una molaridad de 1

**Ejercicios.-** Resuelve correctamente los siguientes ejercicios de molaridad, no olvides anotar los datos de las unidades de medida para que cuando elimines estas unidades de medida el resultado tenga las unidades adecuadas y de esta forma tu puedes comprobar si tus operaciones son correctas:

1.- Calcula la molaridad de una solución que se prepara al disolver 1.6 mol de sulfato de sodio en 2 litros de solución.

**(R = 0.8 M)**

2.- El glicerol ( $C_3H_8O_3$ ), mejor conocido como glicerina, es una sustancia soluble en agua que se aprovecha en la fabricación de cremas y pastas de dientes. Determina los gramos de glicerol que se necesitan para preparar 500 ml de una disolución 1.5 M. (Pesos atómicos: C = 12g, H = 1g, O = 16g)

**(R = 36g)**

3.- Calcula la molaridad de una solución que se prepara disolviendo 90 g de etanol ( $C_2H_6O$ ) en 500 ml de solvente. (Pesos atómicos: C = 12g, H = 1g, O = 16g)

**(R = 3.913M)**

4.- Calcula la molaridad de una disolución que contiene 60 g de bromuro de calcio ( $CaBr_2$ ) por litro de disolución (Pesos atómicos: Ca = 40g, Br = 79.9g)

**(R = 0.3M)**

# 27:

5.- Determina cuantos gramos de hidróxido de calcio ( $\text{Ca(OH)}_2$ ) hay en 600 ml de una disolución 0.5M (pesos atómicos: Ca = 40g, O = 16, H = 1)

**(R = 22.2g de  $\text{Ca(OH)}_2$ )**

6.- Calcular el volumen de una disolución 0.4M que contiene 10 gramos de nitrato de sodio ( $\text{NaNO}_3$ ) (Pesos atómicos: Na = 22.9g, N = 14g, O = 16g)

**(R = 294 ml)**

7.- Calcula los gramos de hidróxido de sodio que hay en 300 ml de una solución 2.5M (Pesos atómicos: Na = 22.9g, O = 16, H = 1)

**(R = 29.92g de NaOH)**

8.- Determina la molaridad de una solución cuando se disuelven 5 moles de sulfato de potasio ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ) en 2 litros de disolución (Pesos atómicos: k = 39g, S = 32g, O = 16g)

**(R = 2.5M)**

## **Bibliografía:**

1.- Chang, R (2007): *Química*. 9ª edición. México, Mc. Graw Hill Interamericana Editores, S. A. de C. V.

**Páginas: 207 - 224**

2.- Daub y Seese (2005): *Química*. 8ª edición. México, Prentice Hall Hispanoamericana, S. A.

**Páginas: 190 - 201**

3.- Brown & Lemay (2009): *Química la Ciencia Central*. 13ª Edición. México, Pearson Educación

**Páginas: 87 - 94**

4.- John S. Philips & Victor S. Stroker (2007): *Química Conceptos y Aplicaciones*. 2ª edición. México, Mc. Graw Hill

**Páginas: 411 – 416**

5.- Garritz y Chamizo (2001): *Tú y la Química*. 1ª Edición. México, Prentice Hall

**Páginas: 102 - 105**

# 29:

## Mezografía:

1.- <https://ekuatio.com/calculo-de-porcentajes-ejercicios-resueltos-paso-a-paso/>

2 <https://www.matesfacil.com/ESO/numeros/porcentajes/porcentaje-por-ciento-proporcion-definicion-concepto-ejemplos-test-problemas-resueltos-oferta-rebaja-aumento-ejercicios.html>

3.- [inst-mat.usalca.cl/tem/sitiolmde/temas/numeros/1-porcentajes.pdf](http://inst-mat.usalca.cl/tem/sitiolmde/temas/numeros/1-porcentajes.pdf)

4.- <https://www.quimicas.net/2015/09/solucion-ejercicios-de-molaridad.html>

5.- <https://www.fisimat.com.mx/ejercicios-de-molaridad/>

6.- [www.eis.uva.es/~qgintro/genera.php?tema=4&ejer=1](http://www.eis.uva.es/~qgintro/genera.php?tema=4&ejer=1)