
	I.E LA SALLE DE CAMPOAMOR		
	AREA: Ciencias Naturales (Química)	ELABORA: Gustavo Marín	AÑO: 2020
Gestión académico pedagógica. Taller de competencias Aplicación: Evaluativo			
Nombre del Docente: Gustavo Adolfo Marín Díaz		Área y/o Asignatura: Química.	
Estudiante:		Grupo: CLEI 5	
Semana Académica:		Fecha:	

### Actividad Reflexiva:



◉ Determinar la masa de HCl necesaria para preparar 220 gramos de CO<sub>2</sub>.


$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow H_2O + 2NaCl + CO_2$$

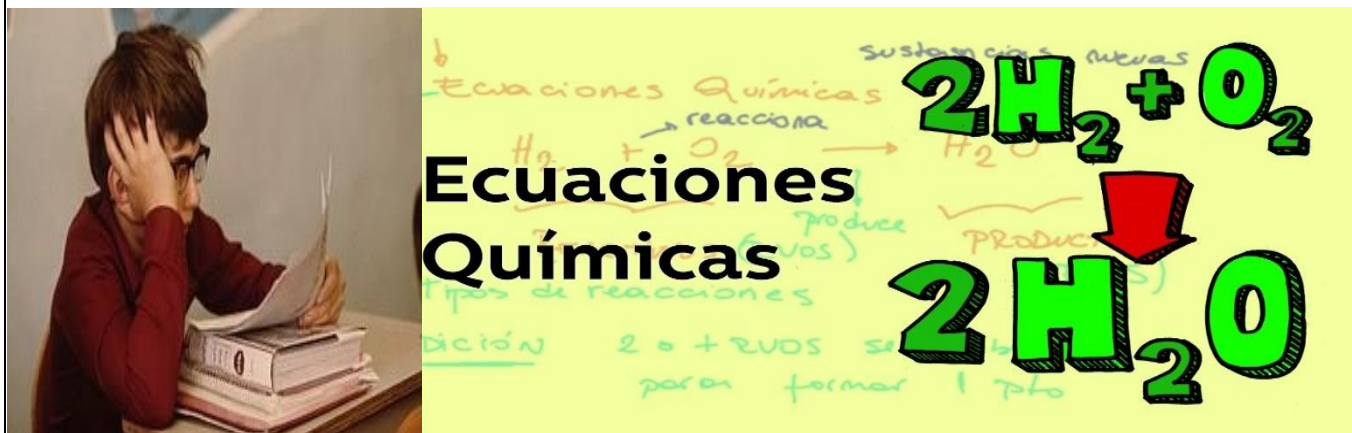
Razón molar:  $\frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de CO}_2} = \frac{72,9 \text{ g HCl}}{44 \text{ g de CO}_2}$

Razón en gramos:  $\frac{220 \cdot 72,9}{44} = 364,5$

X gramos de HCl = 220 g de CO<sub>2</sub> x  $\frac{72,9 \text{ g HCl}}{44 \text{ g de CO}_2}$

### Indicador de Desempeño:

-  Comprende conceptos específicos de la estequiometría, y los aplica para resolver problemas propuestos.



Ecuaciones Químicas

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

Sustancias nuevas  
 reacciona  
 produce  
 Tipos de reacciones  
 2 + 2 = 4 para formar 1 pro

Contextualización:

**Será posible resolver los siguientes interrogantes por medio de cálculos químicos?**



- ⊗ *¿Qué cantidad de los productos puede obtenerse a partir de una cantidad dada de los reactivos?*
- ⊗ *Qué cantidad de los reactivos se requiere para obtener una cantidad dada de los productos?*
- ⊗ *Qué cantidad de uno de los reactivos se necesita para reaccionar exactamente con una cantidad dada de otro reactivo?*
- ⊗ *Siempre se obtiene la cantidad de producto deseado en una reacción química?*
- ⊗ *Son siempre puras las sustancias que participan en una reacción química?*

## ESTEQUIOMETRIA

Palabra que se deriva del griego

Es la rama de la química que se encarga

stoicheion

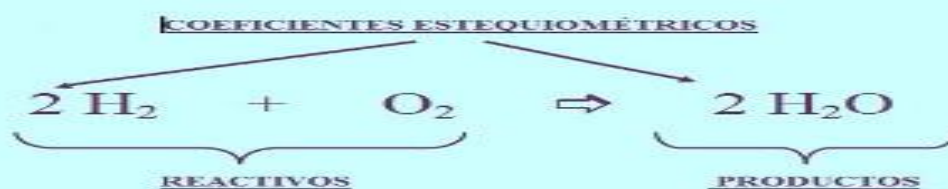
metrón

Del estudio de las relaciones cuantitativas entre elementos y compuestos dentro de una reacción química.

Que significa "Elemento"

Que significa "medida"

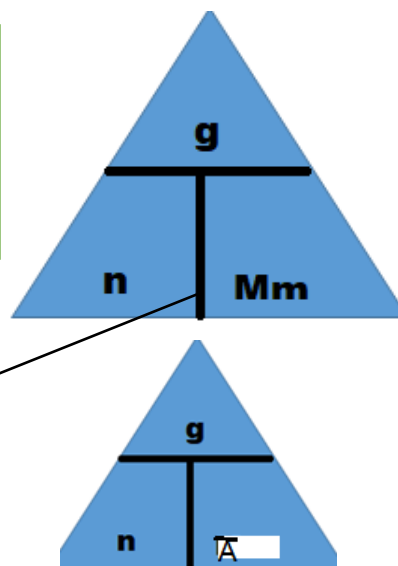
En esencia la estequiometria se encarga de hacer cálculos matemáticos a partir de ecuaciones químicas balanceadas



**n = moles.**  
**g = masa en gramos.**  
**Mm = Masa molar de la sustancia.**  
**A = masa atómica**

De donde resultan las siguientes formulas:

- 1)  $n = \frac{g}{Mm}$
- 2)  $Mm = \frac{g}{n}$
- 3)  $g = n \times Mm$



Para el átomo se reemplaza masa molar (Mm)  
 Por masa atómica (A)

$$1) n = \frac{g}{A} \quad 2) A = \frac{g}{n} \quad 3) g = n \times A$$

**TABLA PERIÓDICA**

**Tabla de los Elementos**

Se obtienen los pesos atómicos de los elementos

11 <b>Na</b> Sodio 22.989770	8 <b>O</b> Oxígeno <b>A = 16</b>	35 <b>Br</b> Bromo 79.904
---------------------------------------	---	------------------------------------

29 <b>Cu</b> A = 63
47 <b>Ag</b> Silver 107.8682
79 <b>Au</b> Gold 196.966569

## Desarrollo del tema a trabajar:

### Pureza de reactivos y productos

Las sustancias y **reactivos** químicos producidos por la industria química pueden contener una cierta cantidad de impurezas, tales como metales pesados, inertes y otros. ... Se denomina **pureza** al porcentaje efectivo de **reactivo** puro en la masa total.

La mayor parte de las sustancias que se emplean en el laboratorio no son 100% puras, poseen una cantidad determinada de otras sustancias no deseadas llamadas impurezas. Es importante disponer de esta información antes de usar cualquier sustancia química para llevar a cabo una dada reacción. Por ejemplo, si poseemos NaCl 99,4%, sabemos que las impurezas están representando el 0,6% de la masa total, es decir de 100 g de muestra 99,4 g corresponden a NaCl y 0,6 g a impurezas.

La pureza es la cantidad de sustancia que cuantitativamente se ha determinado que existe en una muestra dada de dicha sustancia. Ejemplo Cafeína al 95%, indica que en la muestra hay cafeína en 95 gramos por cada 100 gramos de muestra, y el resto, el 5%, son impurezas.

**Si las sustancias reaccionantes no son del 100%, se debe hallar la cantidad pura de cada una, ante de resolver el ejercicio.**

**Para hallar los gramos puros de sustancia aplique la siguiente fórmula:**

$$SP = SI \times \% \text{ de Pu}$$

Donde: **SP** = sustancia pura. **SI** = sustancia impura.  
**%de Pu** = porcentaje de pureza.

**Para el caso de la cantidad que se averigua, o sea, para el producto de un determinado porcentaje de pureza, aplique la siguiente fórmula:**

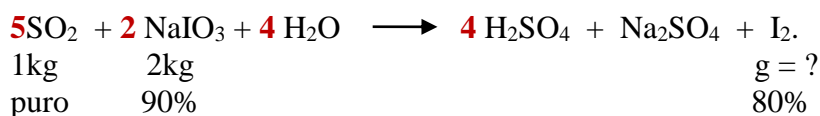
$$SI = \frac{SP}{\% \text{ de pu}}$$

### Ejemplos:

1. Calcule cuántos gramos de yodo del 80% de pureza se pueden obtener con 1 kg de SO<sub>2</sub> puro y 2 Kg de NaIO<sub>3</sub> del 90%,

### Sol.

**1. Plantear la ecuación química y balancearla. Organizar los datos**



**1. Si las sustancias reaccionantes no son del 100%, hallar la cantidad pura de cada una.**

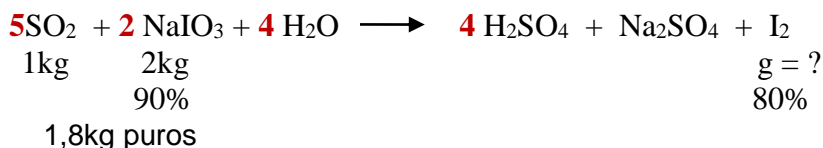
Como uno de los reactivos no es puro, ( $\text{NaIO}_3$ ), que es del 90% de pureza, se procede a hallar la cantidad pura de dicha sustancia.

Para hallar los gramos puros de sustancia se aplica la siguiente fórmula:

$$\text{SP} = \text{SI} \times \% \text{ de Pu}$$

Donde: **SP** = sustancia pura. **SI** = sustancia impura.  
**%de Pu** = porcentaje de pureza.

$$\text{NaIO}_3 \Leftrightarrow 2\text{kg} \times \frac{90}{100} = 1,8\text{kg}$$



**3. Convertir a moles las cantidades de sustancia dadas.**

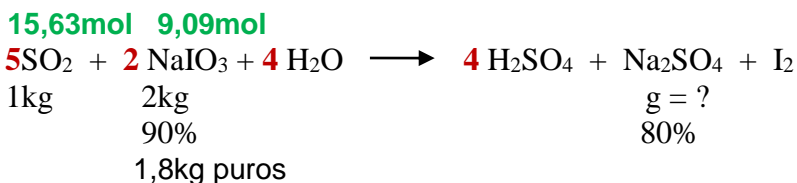
$$n \text{SO}_2 = 1 \text{kg} \times \frac{1000\text{g}}{1\text{kg}} \times \frac{1 \text{mol SO}_2}{64\text{g}} = 15,63 \text{ mol.}$$

$$n \text{NaIO}_3 = 1,8 \text{kg} \times \frac{1000\text{g}}{1\text{kg}} \times \frac{1 \text{mol NaIO}_3}{198\text{g}} = 9,09 \text{ mol.}$$

15,63mol    9,09mol



**4. Hallar el reactivo límite o limitante.**



- $\text{SO}_2 = \frac{15,63 \text{ mol}}{5} = 3,13$
  - $\text{NaIO}_3 = \frac{9,09 \text{ mol}}{2} = 4,55$
- } Menor valor para la sustancia  $\text{SO}_2$

**El reactivo límite (RL) es el  $\text{SO}_2$**



**5. Plantear el factor de conversión de acuerdo a las relaciones molares (coeficientes estequiométricos), a partir del reactivo límite.**

$$15,63 \text{ mol de } \text{SO}_2 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{I}_2}{5 \text{ mol de } \text{SO}_2} = 3,13 \text{ mol de } \text{I}_2$$

**6. Pasar la cantidad obtenida a la unidad pedida y al porcentaje pedido.**

$$3,13 \text{ moles } \text{I}_2 \times \frac{254 \text{ g } \text{I}_2}{1 \text{ mol } \text{I}_2} = 795,02 \text{ g de } \text{I}_2 \text{ obtenidos.}$$

**Nota:** como nos dicen que el producto obtenido sea de una pureza del 80%, aplicamos la siguiente fórmula:

la siguiente fórmula:

$$\text{SI} = \frac{\text{SP}}{\% \text{ de pu}}$$

Reemplazando, en la fórmula, tenemos:

$$\text{SI} = \frac{795,02}{\frac{1}{80} \cdot 100} = 993,78 \text{ g de } \text{I}_2 \text{ del 80\% de pureza. R//.}$$

**R//. Con 1 kg de  $\text{SO}_2$  puro y 2 kg de  $\text{NaIO}_3$  del 90% de pureza, se obtienen 993,78 gramos de yodo ( $\text{I}_2$ ) del 80% de pureza.**

2. Una muestra impura de 1,0262 g.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  del 85 % de pureza se va a utilizar para la elaboración de un producto. ¿Con cuántos gramos puros de carbonato de sodio cuenta la empresa fabricante?

**Sol.** Para hallar los gramos puros de sustancia se aplica la siguiente fórmula:

$$SP = SI \times \% \text{ de Pu}$$

Donde: **SP** = sustancia pura. **SI** = sustancia impura.  
**%de Pu** = porcentaje de pureza.

$$Sp = 1,2048 \text{ g.} \times \frac{85}{100} = 1,021 \text{ gramos puros. R//.}$$

3. ¿Cuántos gramos puros se pueden obtener con 80 gramos de  $\text{KClO}_3$  al 70% de pureza?

$$Sp = 80 \text{ gramos de } \text{KClO}_3 \times \frac{70}{100} = 56 \text{ gramos puros. R//:}$$

4. calcular los gramos puros de 90 gramos de yoduro de sodio ( $\text{NaI}$ ) al 25% de pureza,

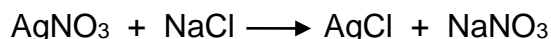
**Sol.** Para hallar los gramos puros de sustancia se aplica la siguiente fórmula:

$$SP = SI \times \% \text{ de Pu}$$

Donde: **SP** = sustancia pura. **SI** = sustancia impura.  
**%de Pu** = porcentaje de pureza.

$$Sp = 90 \text{ gramos NaI} \times \frac{25}{100} = 22,5 \text{ gramos puros de NaI R//.}$$

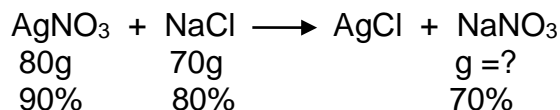
5. El cloruro de plata se puede preparar mediante la siguiente reacción:



Qué cantidad de  $\text{NaNO}_3$  del 70% de pureza se obtiene con 80g de  $\text{AgNO}_3$  del 90% de pureza y 70g de  $\text{NaCl}$  del 80% de pureza.

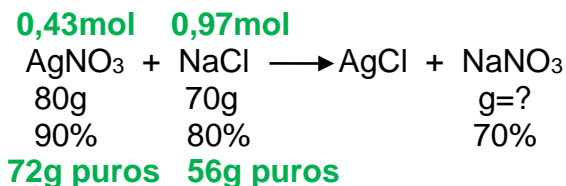
**Sol.**

**1.** Plantear la ecuación química y balancearla. Esta balanceada. Organizamos datos.



**2.** Si las sustancias reaccionantes no son del 100%, hallar la cantidad pura de cada una.

Aplicamos la fórmula: **SP = SI x % de pu.**



$$\text{AgNO}_3 \Rightarrow 80\text{g} \times \frac{90}{100} = 72\text{g puros}$$

$$\text{NaCl} \Rightarrow 70\text{g} \times \frac{80}{100} = 56\text{g puros.}$$

**3.** Convertir a moles las cantidades de sustancia dadas.

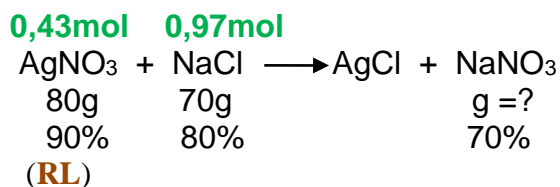
$$n \text{ AgNO}_3 = 72\text{g} \times \frac{1\text{mol}}{169\text{g}} = 0,43\text{mol}$$

$$n \text{ NaCl} = 56\text{g} \times \frac{1\text{mol}}{58\text{g}} = 0,97\text{mol}$$

**4.** Hallar el reactivo límite o limitante.

$$\begin{array}{l}
 \text{AgNO}_3 = \frac{\mathbf{0,43mol}}{\mathbf{1}} = \mathbf{0,43} \\
 \text{NaCl} = \frac{\mathbf{0,97mol}}{\mathbf{1}} = 0,97
 \end{array}
 \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{AgNO}_3 \\ \text{NaCl} \end{array}} \right\} \text{Menor valor para la sustancia AgNO}_3$$

**El reactivo límite (RL) es el AgNO<sub>3</sub>**



**5.** Plantear el factor de conversión de acuerdo a las relaciones molares (coeficientes estequiométricos), a partir del reactivo límite.

$$0,43\text{mol AgNO}_3 \times \frac{1\text{mol NaNO}_3}{1\text{mol AgNO}_3} = 0,43\text{mol NaNO}_3$$

**6.** Pasar la cantidad obtenida a la unidad pedida y al porcentaje pedido.



$0,43 \text{ mol NaNO}_3 \times \frac{85\text{g}}{1\text{mol}} = 36,55\text{g}$  de  $\text{NaNO}_3$  obtenidos.

**Nota:** como nos dicen que el producto obtenido sea de una pureza del 70%, aplicamos la siguiente fórmula:

$$\text{SI} = \frac{\text{SP}}{\% \text{ de pu}}$$

Reemplazando, en la fórmula, tenemos:

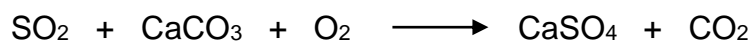
$$\text{SI} = \frac{36,55\text{g}}{\frac{1}{\frac{70}{100}}} = 52,21 \text{ g de NaNO}_3 \text{ del 70\% de pureza. R//.}$$

**Actividades para desarrollar de acuerdo al tema de clase:**

**Para presentar al profesor :**

### TALLER DE ESTEQUIOMETRIA

1. El dióxido de azufre, un contaminante que se produce al quemar carbón y petróleo en plantas de energía, puede retirarse haciéndolo reaccionar con carbonato de calcio.



- ¿Qué masa de  $\text{CaCO}_3$  se requiere para retirar 155 g. de  $\text{SO}_2$ ?
- ¿Qué masa de  $\text{CaSO}_4$  se formará si se consumen en su totalidad 155g de  $\text{SO}_2$
- Cuál será la cantidad de gramos de Dióxido de Carbono si reaccionan, 8.36 gramos de  $\text{SO}_2$ , 10.21 gramos de Carbonato de Calcio y suficiente Oxígeno Gaseoso.

2. La formación de cloruro de plata insoluble en agua es útil para el análisis de sustancias que contienen cloruro. Considere la siguiente ecuación no balanceada: Cloruro de Bario Reacciona con Nitrato de Plata para producir Cloruro de Plata y Nitrato de Bario



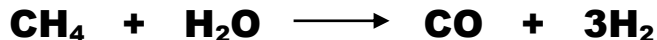
- a. ¿Qué masa de  $\text{AgNO}_3$ , en gramos, se requiere para la reacción completa con 0.156g de  $\text{Ba}_2\text{Cl}_2$ ? ¿Qué masa de  $\text{AgCl}$  se produce?
- b. A partir de 6.24 Moles de Cloruro de Bario y 7.5 moles de Nitrato de Plata, Cuántas moles se producen de ambos productos?

3. El compuesto  $\text{SF}_6$  se obtiene quemando azufre en una atmósfera de flúor.



Si se emplean 1,6 mol de azufre,  $\text{S}_8$ , y 3,5 mol de  $\text{F}_2$ , ¿Cuál es el reactivo límite?, Cuál es la cantidad en gramos de producto que se forma?,

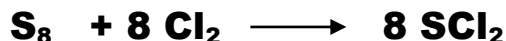
4. La reacción de metano con agua es una manera de preparar hidrógeno para emplearlo como combustible:



Si se combinan 81.23g de  $\text{CH}_4$  con 55.69g de agua:

- a. ¿Cuál es el reactivo límite?
- b. ¿Cuál es la masa máxima de  $\text{H}_2$  que se puede preparar?

bicloruro de azufre,  $\text{SCl}_2$ , se emplea para la vulcanización del hule. Puede fabricarse tratando azufre fundido con cloro gaseoso:



1. En una mezcla de 32g de azufre y 71g de  $\text{Cl}_2$ ,
- a. ¿Cuál es el reactivo límite?
- b. cuántas moles del producto se forman?

