



# RECURSOS DIDÁCTICOS

## TERCERO DE SECUNDARIA

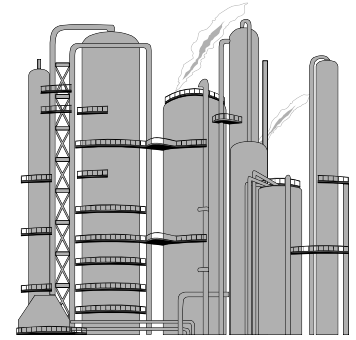
## QUÍMICA

### ESTEQUIOMETRÍA I

El término estequiometría proviene de las voces griegas Stoicheion (Elemento) y Metron (Medida); por lo tanto significa realizar cálculos o medida de cantidades de elementos en la formación de compuestos. Esta afirmación es correcta, puesto que las leyes estequiométricas se basan en cálculos de cantidades de los elementos en las combinaciones químicas. Actualmente, estas cantidades puede ser no sólo de elementos sino también de sustancias compuestas.

Un aspecto fundamental de la estequiometría es que cuando se conoce la cantidad de una sustancia que toma parte en una reacción química y se tiene la ecuación química balanceada, se puede establecer las cantidades de los otros reactivos y de los productos.

Debido a ello, la estequiometría se utiliza de manera rutinaria en los cálculos básicos dentro del análisis químico cuantitativo y durante la producción de todas las sustancias químicas que se utilizan la industria o que empleamos de manera cotidiana.



Una planta industrial de ácido sulfúrico : en toda transformación química se tiene en cuenta la ley de conservación de masa y los cálculos estequiométricos.

#### Definición.-

La estequiometría es aquella parte de la Química que nos enseña a realizar cálculos de las cantidades de las sustancias químicas puras (simples o compuestas) que participan en las reacciones químicas, en base a las leyes experimentales que gobiernan a éstas.

Nota : La ecuación debe estar balanceada.

Leyes Estequiométricas {  
I. Ponderales  
II. Volumétricas

#### I. Leyes Ponderales

##### 1º Ley de Lavoisier o Ley de Conservación de la Materia

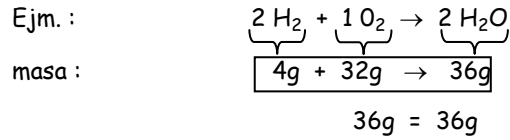
"La materia no se crea ni se destruye solamente se transforma".

Rxn :  $A + B \rightarrow C + D$

Ley :

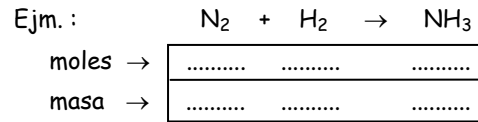
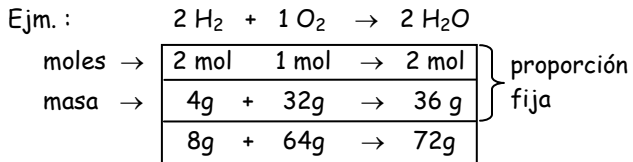
$$\sum \text{masas reactantes} = \sum \text{masas productos}$$

donde :  $\Sigma$  = suma



**2º Ley de las Relaciones Constantes y Definidas o Ley de Proust**

"En un proceso químico los reactantes y productos participan manteniendo sus moles ó masas en proporción fija, constante y definida, cualquier exceso no reacciona".

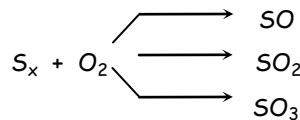


**3º Ley de las Proporciones Múltiples**

Ley de Dalton

Siempre que dos elementos se combinan para formar compuestos, el peso de uno de ellos permanece constante mientras que el peso del otro varía en una relación de números enteros y sencillos.

Ejm. :



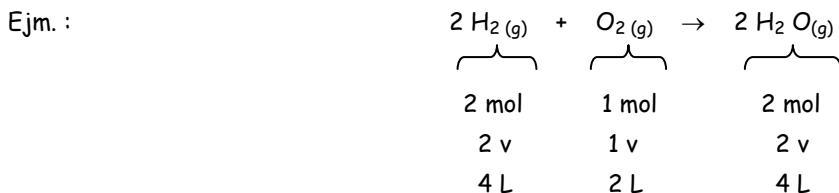
Compuesto	Peso de S	Peso de O
SO	32 g	16 = <u>1</u> × 16g
SO <sub>2</sub>	32 g	32 = <u>2</u> × 16 g
SO <sub>3</sub>	32 g	48 = <u>3</u> × 16 g

↑  
constante
↑  
números enteros

**II. Leyes Volumétricas**

**1º Ley de Volúmenes Constantes ó Ley de Gay - Lussac**

"En las reacciones gaseosas los coeficientes morales, nos indican también los coeficientes volumétricos".

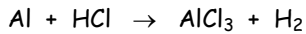


## EJERCICIOS DE APLICACIÓN

1. Hallar el peso de oxígeno que puede obtenerse al calentar 43,4 g de óxido mercuríco. (P.A. = 201)  
 $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$   
 a) 3,2 g                    b) 32 g                    c) 64 g  
 d) 0,32 g                    e) 16 g
  
2. Se combinan 40 g de  $\text{SO}_2$  y 25 g de  $\text{O}_2$  determine el porcentaje en masa del exceso con respecto a su masa inicial.  $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$  P.A.(S = 32; O = 16)  
 a) 30%                    b) 40%                    c) 50%  
 d) 60%                    e) 70%
  
3. ¿Cuántas mol - g de  $\text{PbI}_2$  se obtiene al hacer reaccionar 0,2 mol - g de  $\text{NaI}$  con 0,3 mol - g de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ?  $\text{NaI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbI}_2 + \text{NaNO}_3$   
 a) 0,3                    b) 0,6                    c) 0,2  
 d) 0,7                    e) 0,1
  
4. ¿Cuántos gramos de amoníaco reaccionarán para producir 36 g de agua, según la reacción mostrada? P.M.( $\text{NH}_3 = 17$ ;  $\text{H}_2\text{O} = 18$ ).  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$   
 a) 22,7                    b) 114                    c) 34  
 d) 68                    e) 36
  
5. ¿Cuántas moles de cloruro de potasio se producirán al reaccionar 7,8 g de potasio con cloro suficiente según?  $\text{K} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl}$   
 a) 0,2                    b) 0,02                    c) 2  
 d) 0,1                    e) 0,4
  
6. ¿Cuántos gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  se requieren para producir 280 g de  $\text{KOH}$ ? P.A.(H = 1 , O = 16 , K = 39)                     $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2$   
 a) 180                    b) 90                    c) 45  
 d) 6                    e) 2
  
7. ¿Cuántas moles de óxido de hierro III se producirán al reaccionar 280 g de hierro con oxígeno suficiente? P.A.(Fe = 56)  
 a) 2                    b) 4                    c) 1,25  
 d) 2,5                    e) 5
  
8. Calcular el peso de carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) que se produce por la reacción de 0,02 moles de carbonato de sodio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) según la ecuación. P.M. ( $\text{CaCO}_3 = 100$ ).  
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NaOH} + \text{CaCO}_3$   
 a) 0,02                    b) 2                    c) 0,2  
 d) 4                    e) 0,4
  
9. ¿Qué volumen de oxígeno medido a condiciones normales se requieren para la combustión completa de 0,684 g de sacarosa? P.M. ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 342$ )  
 a) 0,45 ℓ                    b) 0,54                    c)  $2,4 \times 10^{-2}$  ℓ  
 d) 4,5 ℓ                    e) 5,4 ℓ
  
10. ¿Cuántos gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  se producirán por la combustión completa de 3 moles de propano? ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) (P.M. = 44)                     $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 a) 12                    b) 218                    c) 108  
 d) 432                    e) 6

### TAREA DOMICILIARIA N° 7

1. ¿Cuántas mol - g de HCl se necesitan para combinarse con 3 at - g de aluminio?



- a) 7                      b) 6                      c) 5  
d) 9                      e) 4

2. En el proceso  $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  se desea quemar 6 l de etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) el volumen de oxígeno que se debe emplear es :

- a) 14 l                    b) 13 l                    c) 15 l  
d) 12 l                    e) 16 l

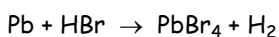
3. ¿Qué masa de oxígeno (en gramos) puede obtenerse al calentar 43,3 g de  $\text{HgO}$ ?
- $$\text{HgO} \xrightarrow{\Delta} \text{Hg} + \text{O}_2$$

- a) 7,6                    b) 6,2                    c) 2,3  
d) 3,2                    e) 6,7

4. ¿Cuántos gramos de amoníaco se deben descomponer para obtener 360 g de hidrógeno?

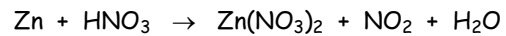
- a) 4200                    b) 4002                    c) 2400  
d) 2004                    e) 2040

5. Hallar el volumen de hidrógeno que en C.N. se podrá obtener con 62,1 de plomo.



- a) 12,66                    b) 10,11                    c) 13,44  
d) 16,77                    e) 14,33

6. ¿Cuántos gramos de  $\text{NO}_2$  se obtendrán a partir de  $1,2046 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{HNO}_3$ ?



- a) 4006                    b) 4600                    c) 4070  
d) 4700                    e) 6470

7. ¿Qué volumen a C.N. de gas acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) se puede obtener usando 240 g de  $\text{CaC}_2$  con 70% de pureza?  $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$

- a) 43,3 l                    b) 56,6 l                    c) 58,8 l  
d) 67,7 l                    e) 78,8 l

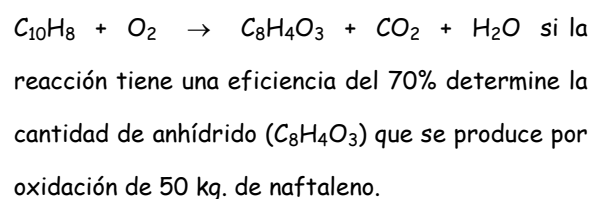
8. En la calcinación de 3200 g de  $\text{CaCO}_3$  se obtuvieron 1500 g de cal viva ( $\text{CaO}$ ). Halle el rendimiento del proceso.

- a) 81,9%                    b) 86,5%                    c) 83,7%  
d) 83,2%                    e) 86,9%

9. ¿Cuántos litros de  $\text{CO}_2$  a  $127^\circ\text{C}$  y 1,64 atm se obtendrán a partir de 1500 g de etano ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) en la combustión completa?

- a) 1000                    b) 1560                    c) 1860  
d) 1900                    e) 2000

10. El anhídrido fétalico se produce por oxidación controlada del naftaleno ( $\text{C}_{10}\text{H}_8$ )



a) 50,4

b) 4,05

c) 54,0

d) 40,5

e) 49,0