



# CHEMISTRY

## Chapter 12

**4th**  
SECONDARY

Estequiometría



 **SACO OLIVEROS**



# MOTIVATING STRATEGY



<i>1 mol de N<sub>2</sub></i>	<i>3 mols de H<sub>2</sub></i>	<i>2 mols de NH<sub>3</sub></i>
<i>28 gramas</i>	<i>6 gramas</i>	<i>34 gramas</i>
<i>6,02 x 10<sup>23</sup> Moléculas</i>	<i>18,06 x 10<sup>23</sup> Moléculas</i>	<i>12,04 x 10<sup>23</sup> Moléculas</i>
<i>22,71 L (nas CNTP)</i>	<i>68,13 L (nas CNTP)</i>	<i>45,42 L (nas CNTP)</i>
<i>1 Volume</i>	<i>3 Volumes</i>	<i>2 Volumes</i>



# HELICO THEORY

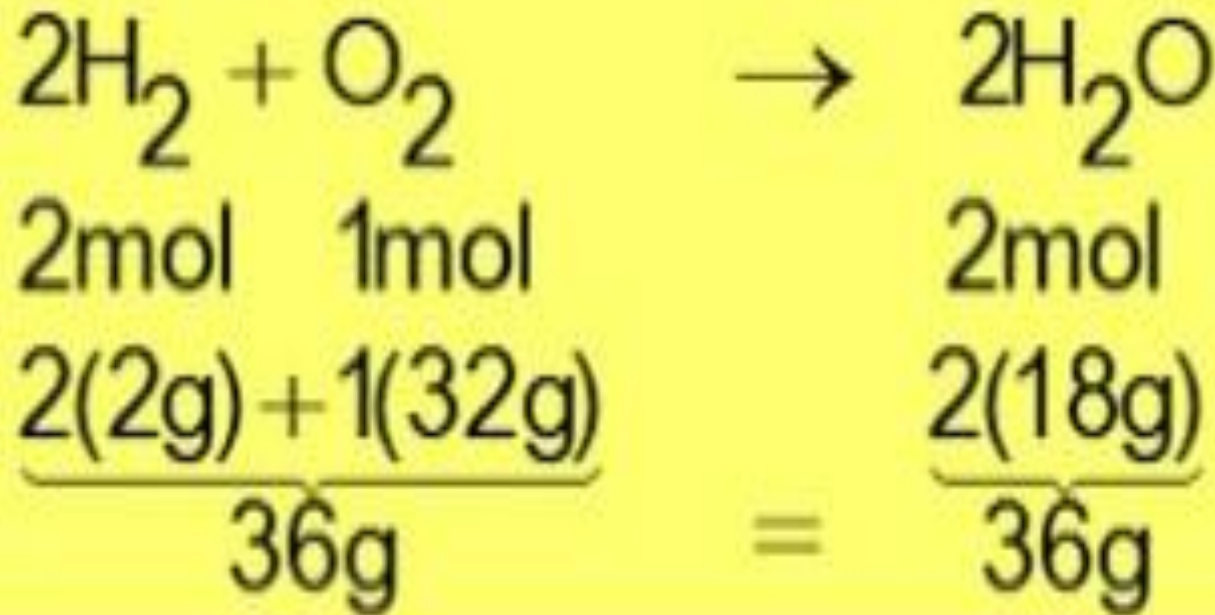
## CONCEPTO

Es aquella parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas, ya sea con respecto a la masa, volumen, moles, etc. de los componentes de una reacción química. Dichas relaciones están gobernadas por leyes, éstas pueden ser ponderales y / o volumétricas.

Estequiometría, del griego “stoicheion”  
(elemento) y “métrón” (medida)

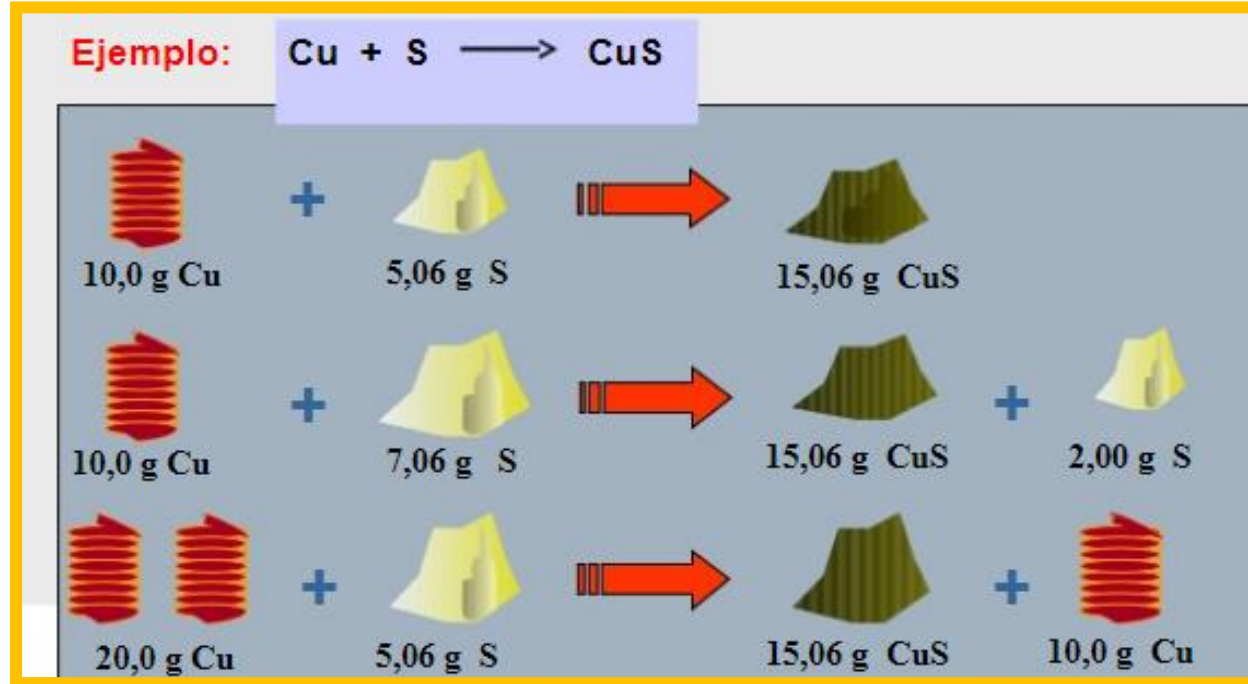
## 1. LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA

Planteada por Antoine Lavoiser, considerado el padre de la química moderna. Indica que en toda reacción química la masa total de las sustancias reactantes es igual a la masa total de las sustancias de los producto



## 2. LEY DE PROPORCIONES DEFINIDAS

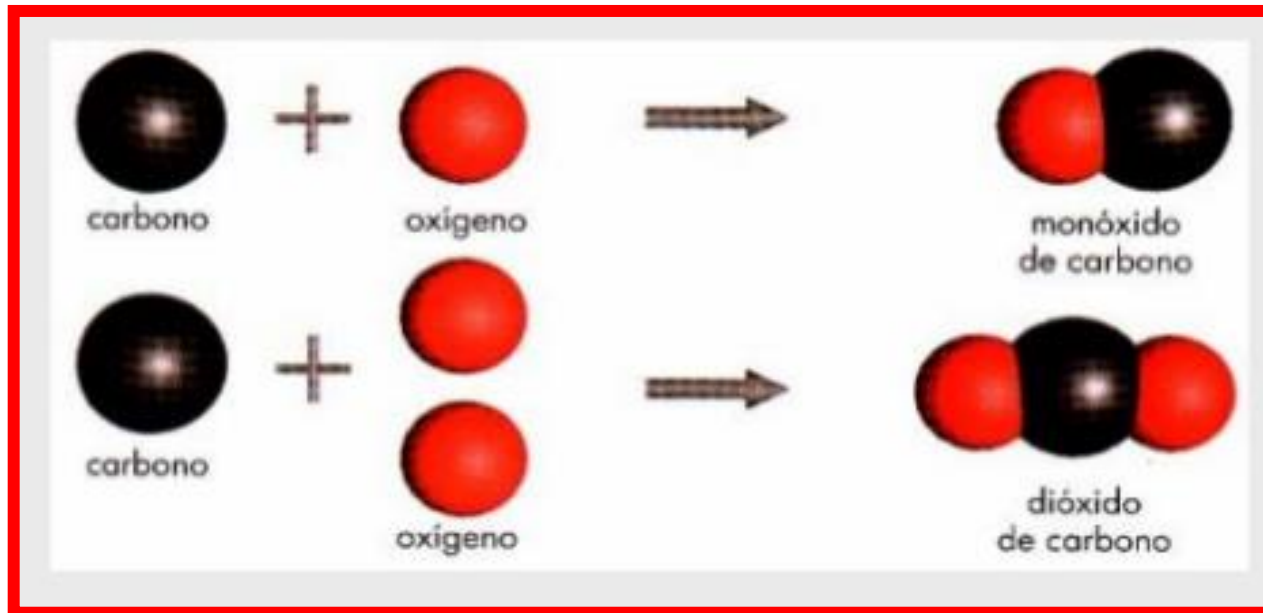
Enunciada por Joseph Proust. Establece que en todo proceso químico los reactantes y productos, participan manteniendo sus masas en proporción fija, constante y definida. Cualquier exceso permanece sin reacción.





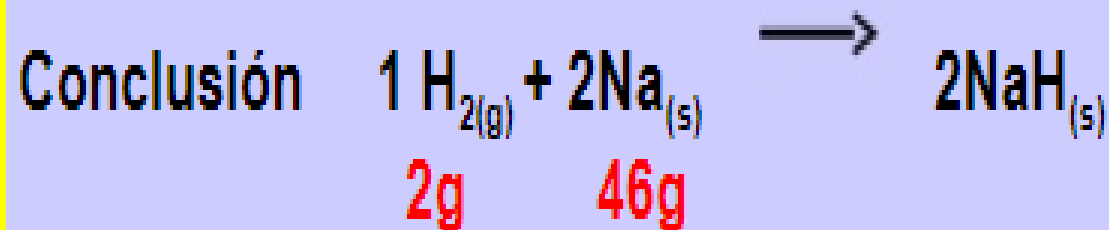
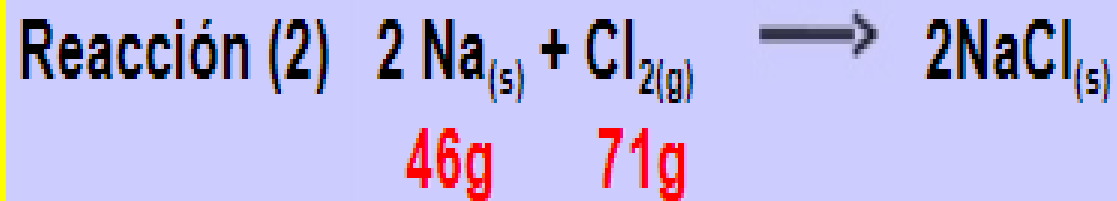
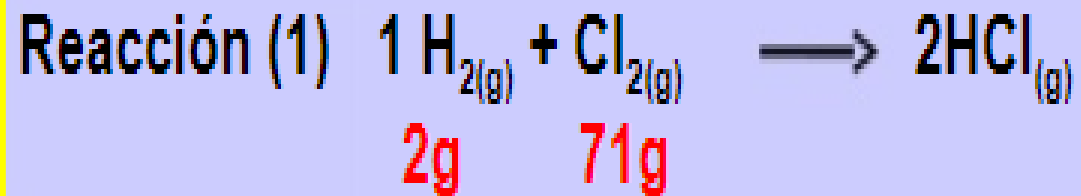
### 3. LEY DE PROPORCIONES MÚLTIPLES

Planteada por John Dalton, establece que si dos sustancias simples reaccionan para generar dos o más sustancias de una misma función química, se observará que una masa permanece constante mientras que otra varía en relación de números enteros sencillos.



## 4. LEY DE PROPORCIONES RECÍPROCAS

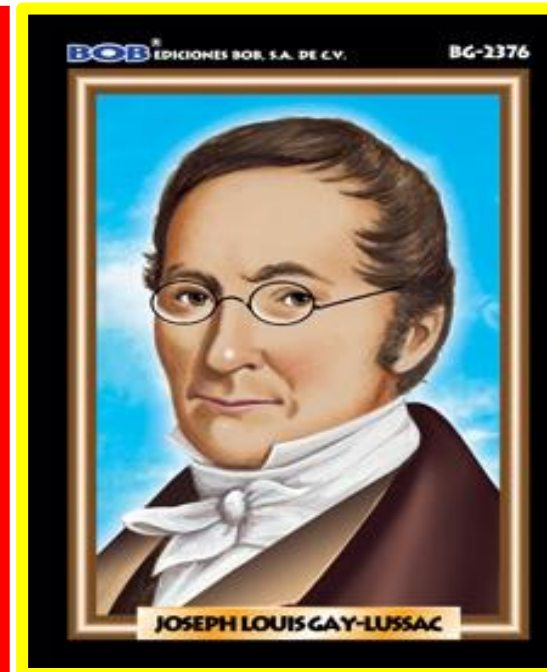
Planteada por Wenzel-Ritcher. Establece que si las masas de A y B pueden reaccionar con una tercera C, entonces A y B reaccionarían juntos con las mismas masas que reaccionaron con C.



## LEY DE LOS VOLUMENES (SOLO PARA GASES)

Planteada por Gay-Lussac. Establece que los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, medidos a la misma presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos.

Ecuación química	$1 \text{ N}_{2(g)} + 3 \text{ H}_{2(g)} \longrightarrow 2 \text{ NH}_{3(g)}$		
Relación molar	1 mol	3 mol	2 mol
	1 vol	3 vol	2 vol
Relación volumétrica	5L	15L	10L







### **\*RELACIONES MASA-MASA**

El coeficiente obtenido lo multiplicamos por la masa molar

### **\*RELACIONES VOLUMEN - VOLUMEN**

El coeficiente obtenido lo expresamos en litros(L)

### **\*RELACIONES MASA-VOLUMEN**

Se realiza a condiciones normales. El coeficiente del volumen se multiplica por 22,4 litros.

### **\*RELACIONES MOL-MOL**

El coeficiente obtenido lo expresamos en mol.



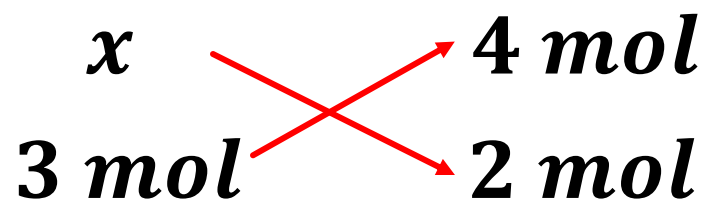
## HELICO PRACTICE

1

¿Cuántos mol de hidrógeno se necesitan para preparar 4 mol de amoníaco  $\text{NH}_3$  ?



### RESOLUCIÓN



$$x = \frac{4 \cdot (3)}{2}$$

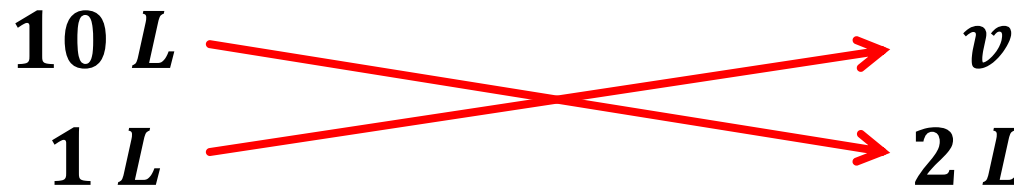
**Rpta: 6 mol**

**2**

**Con 10 litros de Hidrógeno, ¿Qué volumen de  $\text{HCl}$  se obtienen?**



### RESOLUCIÓN



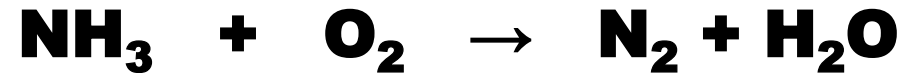
$$v = \frac{10 \cdot (2)}{1}$$

**Rpta: 20 L**

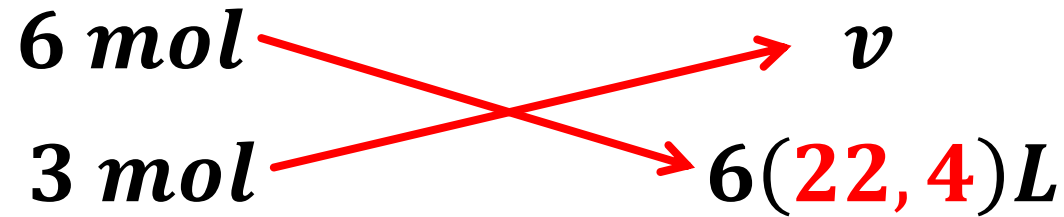
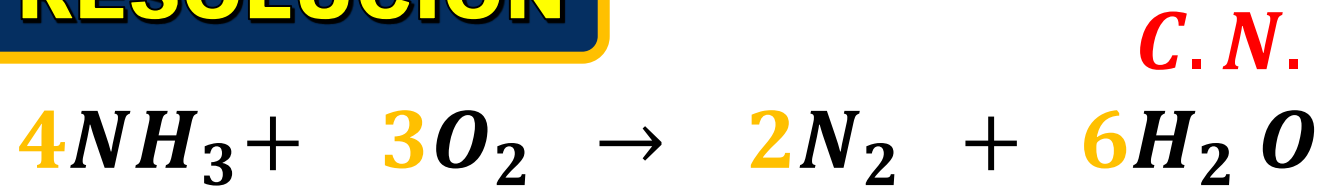


3

¿Cuál es el volumen de agua obtenido con 6 moles de  $O_2$  ( considere en fase gas a condiciones normales)?



### RESOLUCIÓN



$$v = \frac{6 \cdot (6) \cdot (22,4)}{3}$$

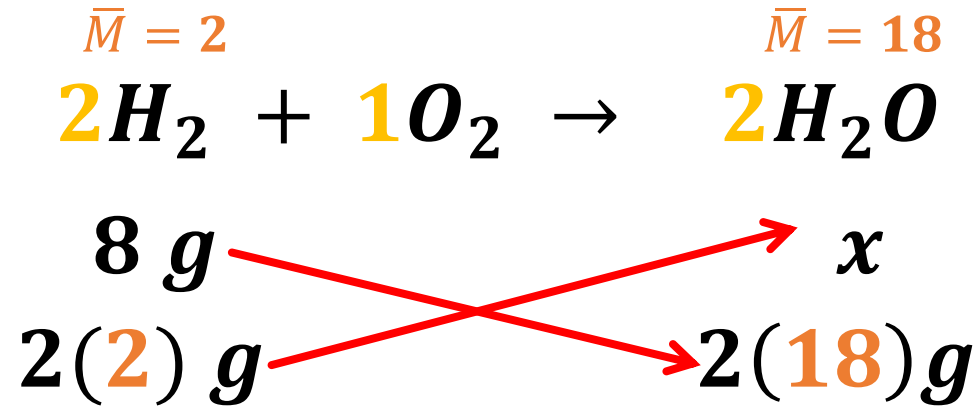
**Rpta: 268,8 L**

**4**

¿Qué peso de agua se formará a partir de 8 g de Hidrógeno?



### RESOLUCIÓN



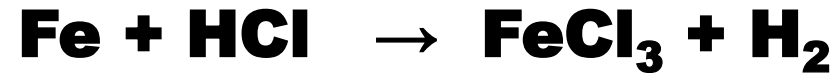
$$x = \frac{8 \cdot (2) \cdot (18)}{2(2)}$$

**Rpta: 72 g**



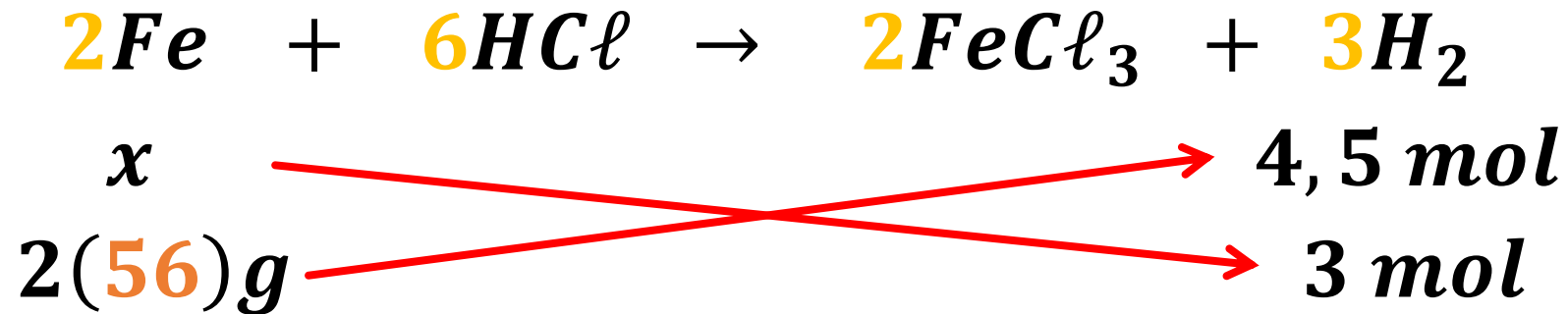
5

¿Cuántos gramos de hierro se deben tratar con suficiente ácido clorhídrico para formar 4,5 moles de hidrógeno gaseoso?



### RESOLUCIÓN

$$\bar{M} = 56$$



$$x = \frac{(4,5) \cdot (2) \cdot (56)}{3}$$

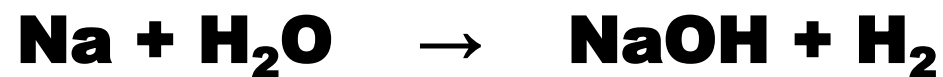
**Rpta: 168 g**





6

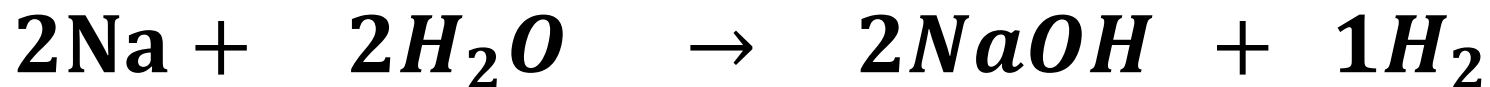
¿Cuántos gramos de hidrógeno se obtienen al reaccionar 100 g de sodio según:



### RESOLUCIÓN

$$\bar{M} = 23$$

$$\bar{M} = 2$$



100 g

$x$

2(23) g

1(2) g

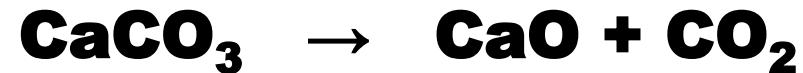
$$x = \frac{(100) \cdot (1) \cdot (2)}{2(23)}$$

**Rpta: 4,35 g**

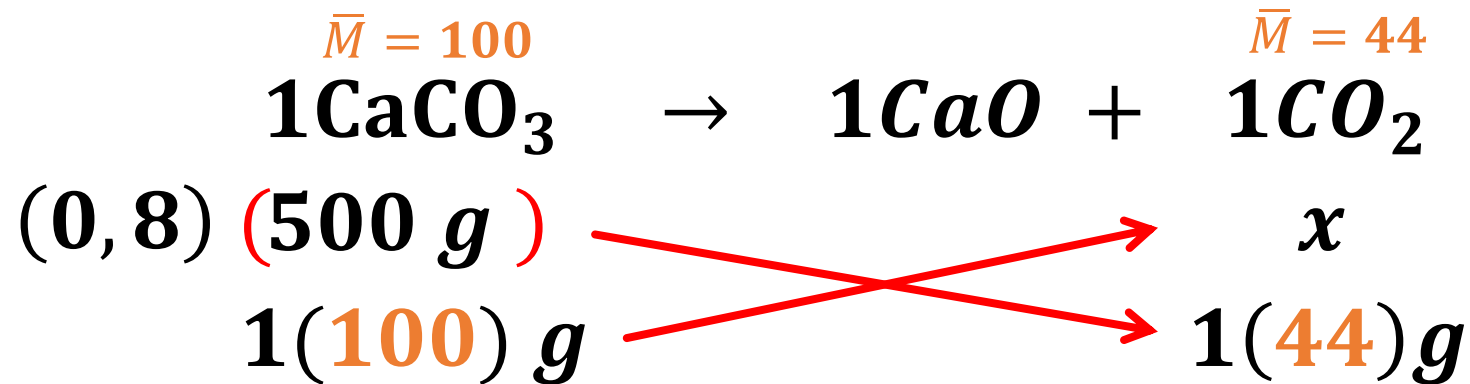


7

Se calientan **500 g de un mineral al 80%** en peso de  $\text{CaCO}_3$ . Determine la masa de  $\text{CO}_2$  que se forma en :



### RESOLUCIÓN



$$x = \frac{0,8 \cdot (500) \cdot (1) \cdot (44)}{1(100)}$$

**Rpta: 176 g**



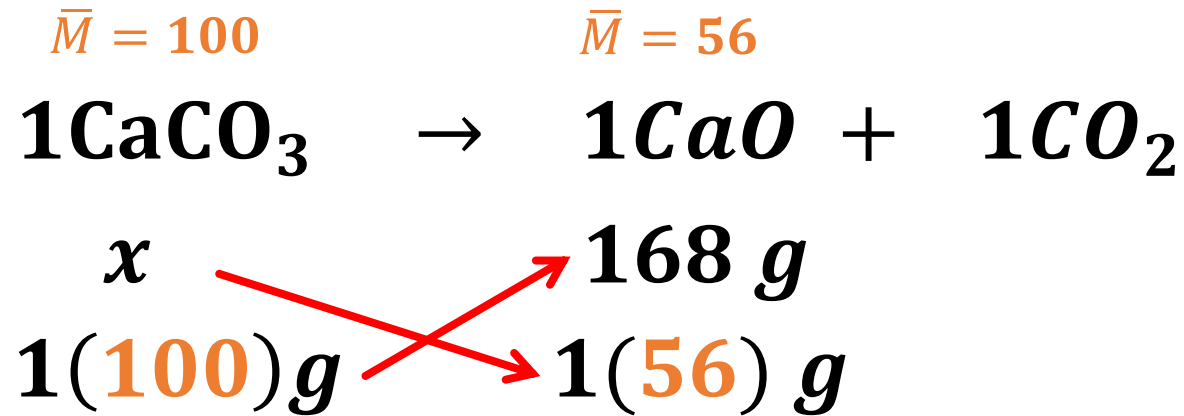
8

## **Precipitados en la naturaleza**

**La formación de precipitados en la naturaleza es muy frecuente. En el agua de los ríos hay carbonatos de calcio y magnesio. Estas sales son insolubles, pero al combinarse con el  $\text{CO}_2$  que hay en el agua se forma bicarbonatos que sí son solubles. Cuando el agua se filtra a través de las rocas y llega a alguna gruta ocurre un fenómeno particular: debido a las corrientes de aire y al aumento de la temperatura se produce la liberación de  $\text{CO}_2$  disuelto. De esta manera, los bicarbonatos se transforman en carbonatos poco solubles que se depositan en el techo y en el piso de la cueva, formando estalactitas y estalagmitas, respectivamente.**

**En las cañerías domésticas y en las teteras también se produce depósitos de carbonato de calcio, de manera similar que en las grutas, y forman un sarro característico.**

**En la ecuación  $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ , señale cuántos gramos de carbonato de calcio se producirán a partir de 168 gramos de óxido de calcio con  $\text{CO}_2$  suficiente.**

**RESOLUCIÓN**

$$x = \frac{(168) \cdot (100)}{1(56)}$$

**Rpta: 300 g**

# MUCHAS GRACIAS

 **SACO OLIVEROS**  **APEIRON**  
**SISTEMA HELICOIDAL**