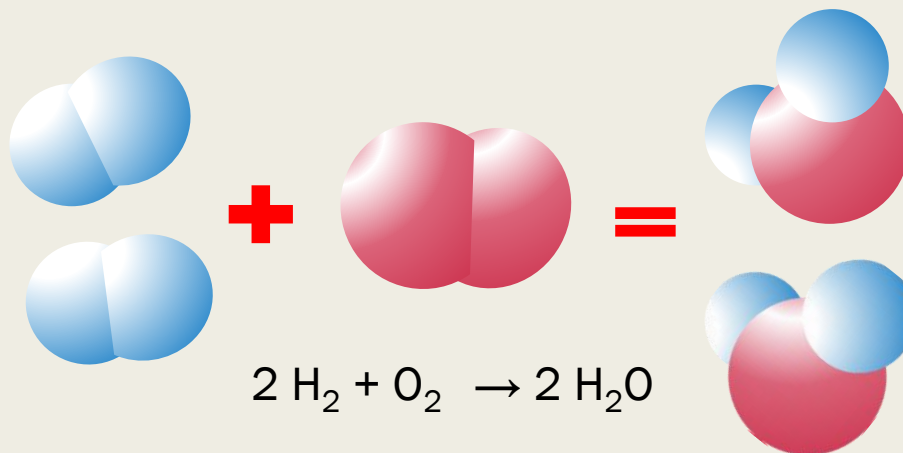


ESTEQUIOMETRÍA



GUÍA PARA RESOLVER EJERCICIOS Y/O PROBLEMAS DE QUÍMICA

QUÍMICA GENERAL
QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

FACULTAD DE INGENIERÍA
UNIVERSIDAD NACIONAL DE CUYO

Dra. Graciela Valente

Cuando nos enfrentamos a la resolución de un ejercicio o una situación problema, resulta preciso seguir una secuencia de pasos, que nos permitirá realizar una correcta resolución del ejercicio y/o del problema.

Te recomendamos seguir los siguientes sencillos pasos:

1. Debemos interpretar el problema, leyendo el texto más de una vez, si fuera necesario.

2. Reconocer en cada caso, cuáles son los datos y las incógnitas, teniendo en cuenta que nuestro problema está situado en un contexto, por los que puede haber alguna información extra, que no utilizaremos en la resolución propiamente dicha, que aparecen como distractores.

3. Confeccionamos una Tabla.

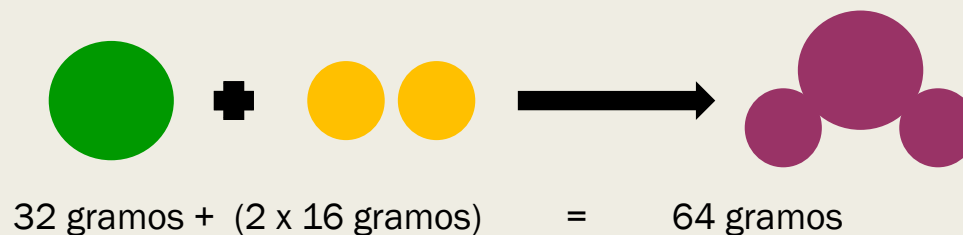
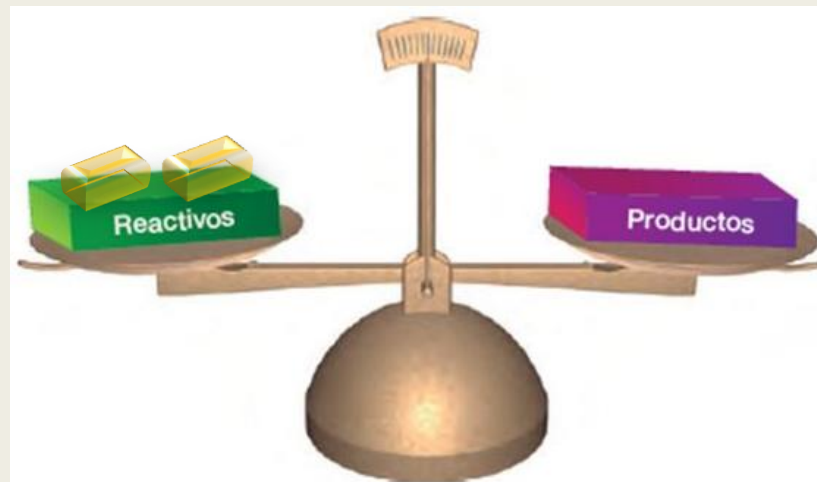


DATOS	INCÓGNITAS

4. Generalmente, hacer un esquema, un diagrama o un dibujo de la situación problema es buena ayuda para interpretar que es lo que está ocurriendo, brindándonos un indicio de cuál o cuáles serían los caminos para resolverlo.

5. Una vez que ya conocemos quiénes son nuestros datos e incógnitas, procedemos a escribir la reacción o ecuación química correctamente balanceada. Este paso es muy importante, debes apuntar perfectamente las fórmulas químicas de los compuestos que intervienen, es decir reactivos y productos, para luego realizar el balance estequiométrico.

Recuerda la Ley de la Conservación de la Masa de Lavoisier.

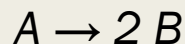


6. El paso siguiente es convertir la masa de cada compuesto a mol haciendo uso de la masa molar.

$$n = m/M$$

7. Finalmente relacionamos, utilizando unidades, nuestra incógnita con los datos, de manera de obtener el resultado.

Por ejemplo, para determinar la masa del producto B obtenida a partir de una determinada masa del reactivo A.



$$\text{Masa B} = \text{masa A} \times \frac{n_A}{M_A} \times \frac{n_B}{n_A} \times \frac{\text{masa B}}{n_B}$$

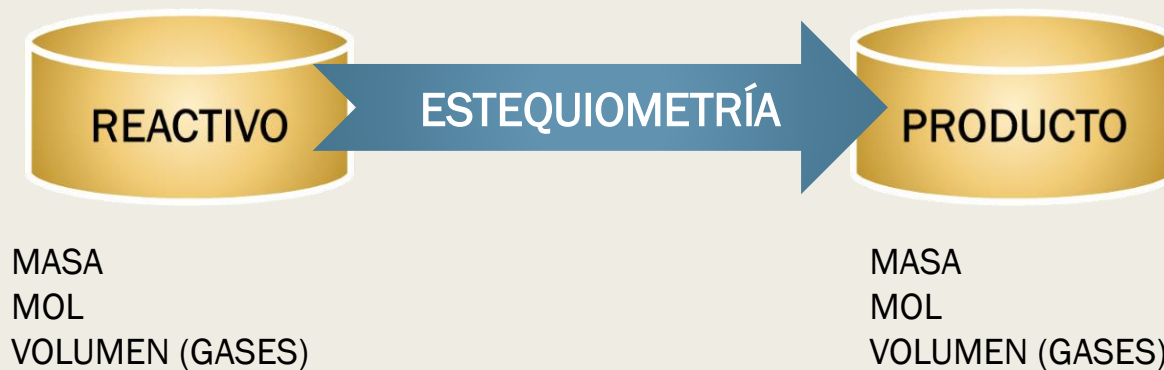
Considerando las unidades:

$$\text{gramos de B} = \cancel{\text{gramos de A}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol de A}}}{\cancel{\text{ gramos de A}}} \times \frac{2 \cancel{\text{ mol de B}}}{1 \cancel{\text{ mol de A}}} \times \frac{\text{gramos de B}}{1 \cancel{\text{ mol de B}}}$$



ESTEQUIOMETRÍA

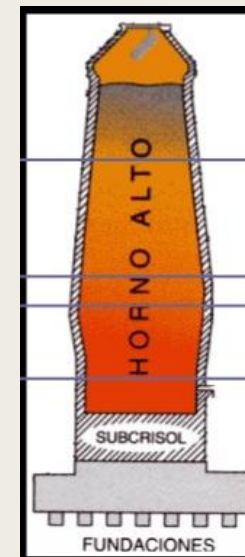
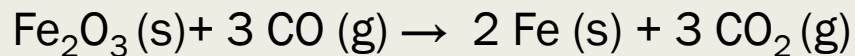
Veamos algunas aplicaciones de resolución de ejercicios y/o problemas en estequiometría.



EJEMPLO N° 1

- a. Indique la masa de óxido de hierro (III) presente en un mineral de hierro, necesaria para producir 10 g de hierro, cuando reacciona con monóxido de carbono gaseoso en un horno a alta temperatura, para dar hierro metálico y dióxido de carbono gaseoso.
- b. El dióxido de carbono producido como subproducto también debe ser monitorizado para proteger el medio ambiente, determine el volumen de dióxido de carbono que se libera cuando se producen 10 g de hierro.

DATOS	INCÓGNITAS
Masa de Fe: 10 g	Masa de Fe_2O_3
Reactivos: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO}$	Volumen de CO_2
Productos: $\text{Fe} + \text{CO}_2$	



Comencemos con el punto a.

- a. Indique la masa de óxido de hierro (III) presente en un mineral de hierro, necesaria para producir 10 g de hierro, cuando reacciona con monóxido de carbono gaseoso en un horno a alta temperatura, para dar hierro metálico y dióxido de carbono gaseoso.

$$\text{Masa Fe}_2\text{O}_3 = 10\cancel{\text{g Fe}} \times \frac{1\cancel{\text{ mol Fe}}}{56\cancel{\text{g Fe}}} \times \frac{1\cancel{\text{ mol Fe}_2\text{O}_3}}{2\cancel{\text{ mol Fe}}} \times \frac{160\text{g Fe}_2\text{O}_3}{1\cancel{\text{ mol Fe}_2\text{O}_3}}$$

$$\text{Masa Fe}_2\text{O}_3 = 14,28 \text{ g}$$

Continuamos con el punto b.

- b. El dióxido de carbono producido como subproducto también debe ser monitorizado para proteger el medio ambiente, determine el volumen de dióxido de carbono que se libera cuando se producen 10 g de hierro.

$$\text{Volumen CO}_2 = 10\cancel{\text{g Fe}} \times \frac{1\cancel{\text{ mol Fe}}}{56\cancel{\text{g Fe}}} \times \frac{3\cancel{\text{ mol CO}_2}}{2\cancel{\text{ mol Fe}}} \times \frac{22,4 \text{ l CO}_2}{1\cancel{\text{ mol CO}_2}}$$

$$\text{Volumen CO}_2 = 6 \text{ litros}$$

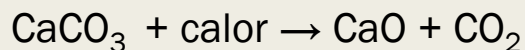
Nota: Recordemos que el **volumen normal de un gas**, en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT), es igual a **22,4 litros**.

EJEMPLO N° 2

Rendimiento porcentual

Cuando se calienta piedra caliza, que es sobre todo carbonato de calcio, se produce dióxido de carbono y cal viva (óxido de calcio). Si se produjeron 17,5 g de dióxido de carbono, a partir de la descomposición térmica de 42,7 g de carbonato de calcio, indique cuál sería el rendimiento porcentual de la reacción.

DATOS	INCÓGNITAS
Masa de CO ₂ producido: 17,5 g	Rendimiento porcentual
Masa de CaCO ₃ : 42,7 g	Se tiene una incógnita implícita, ya que primero se debe calcular la masa de CO ₂ obtenida en forma teórica
Productos: CaO + CO ₂	



$$\text{Masa CO}_2 = 42,7\text{g CaCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{CaCO}_3}}{100\text{g } \cancel{\text{CaCO}_3}} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CaCO}_3}} \times \frac{44\text{g } \cancel{\text{CO}_2}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}}$$

$$\text{Masa CO}_2 = 18,8\text{g}$$

$$\text{Rendimiento porcentual de CO}_2 = \frac{17,5}{18,8} \times 100\%$$

$$\text{Rendimiento porcentual de CO}_2 = 93\%$$

El rendimiento teórico de un producto es la máxima cantidad que puede esperarse sobre la base de la estequiometría de una reacción química. El **rendimiento porcentual** es el porcentaje del rendimiento teórico que se alcanza realmente.

EJEMPLO N° 3

Reactivo Limitante

Cuando se mezclan soluciones acuosas de nitrato de calcio y de ácido fosfórico, precipita un sólido blanco.

- Indica la fórmula del sólido blanco obtenido y qué tipo de reacción se está produciendo.
- Determina la masa del sólido blanco que puede obtenerse a partir de 206 g de nitrato de calcio y 150 g de ácido fosfórico.

DATOS	INCÓGNITAS
Masa de CaNO_3 : 206 g	Fórmula química del compuesto formado
Masa de H_3PO_4 : 150 g	Tipo de reacción
	Masa del sólido blanco formado



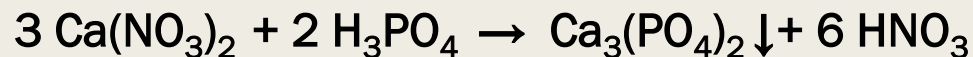
Qué??? Tenemos información de los dos reactivos, entonces ¿cuál usamos?

Claro, aquel que se termina primero!!!!



Resolvemos:

Primero lo primero, comenzamos por el punto a. escribiendo de manera correcta la ecuación química y reconocemos qué tipo de reacción es:



Se trata de una reacción de doble desplazamiento entre una sal y un ácido.

Ahora que ya conocemos la ecuación química, podemos resolver el punto b.

b. Determina la masa del sólido blanco que puede obtenerse a partir de 206 g de nitrato de calcio y 150 g de ácido fosfórico.

Pero para ello debemos conocer cuál es el reactivo limitante. Entonces, primero calculamos el número de moles de cada uno de nuestros reactivos, los relacionamos entre si y comparamos con la relación estequiométrica.

$$n \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = \frac{206 \text{ g Ca}(\text{NO}_3)_2}{164 \text{ g Ca}(\text{NO}_3)_2}$$

$$n \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 1,25 \text{ mol}$$

$$n \text{H}_3\text{PO}_4 = \frac{150 \text{ g H}_3\text{PO}_4}{98 \text{ g H}_3\text{PO}_4}$$

$$n \text{H}_3\text{PO}_4 = 1,53 \text{ mol}$$

Relación estequiométrica (RE): cada 3 mol de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ reaccionan 2 mol de H_3PO_4

$$\text{RE} = 3/2 = 1,5$$

Relación práctica (RP): por cada 1,25 mol de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ se tienen 1,53 mol de H_3PO_4

$$\text{RE} = 1,25/1,53 = 0,82$$

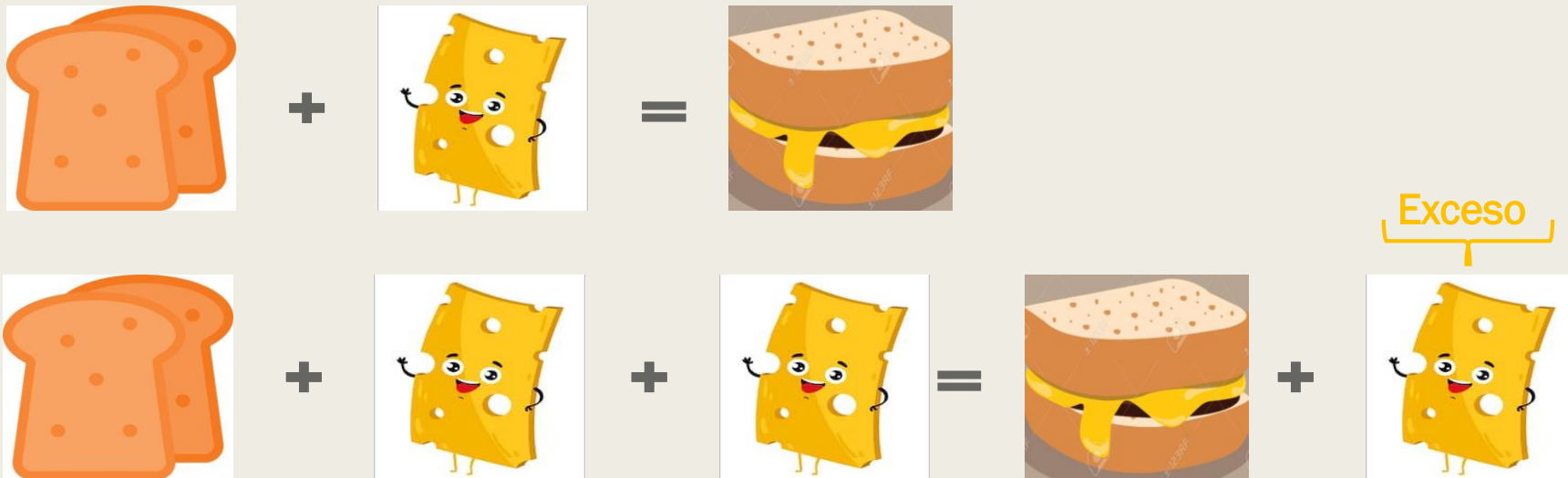
Claramente el reactivo limitantes es: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

Como ya hemos reconocido el reactivo limitante y calculado el número de moles del mismo, podemos proceder con el cálculo de la masa de la sal producto que ha precipitado como un compuesto blanco, cuya fórmula es $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

$$\text{Masa de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 1,25 \text{ mol } \cancel{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}}{3 \text{ mol } \cancel{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2}} \times \frac{310 \text{ g } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}}$$

$$\text{Masa de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 129,17 \text{ g}$$

*El **reactivo limitante** en una reacción es el reactivo suministrado en una cantidad menor que la requerida por la relación estequiométrica entre los reactivos.*



EJEMPLO N° 4

Pureza

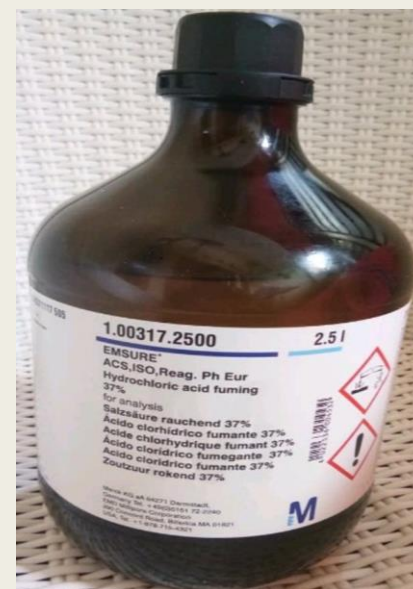
En la reacción de neutralización del ácido clorhídrico con hidróxido de calcio, se utilizan 110 gramos de ácido clorhídrico 37% m/m puro. Calcule:

- La cantidad en gramos de cloruro de calcio obtenida.
- Conociendo la pureza del ácido clorhídrico, determine la masa de este ácido necesaria para obtener 50g de agua.

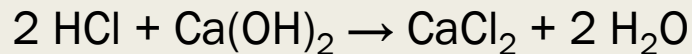
DATOS	INCÓGNITAS
Masa de HCl: 110g (Recordar que este ácido no se encuentra puro)	Masa de CaCl_2
Pureza del HCl: 37%	Masa de HCl necesaria
Reactivos: $\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2$	
Masa de agua a obtener: 50g	

Dato de pureza: Leyendo detenidamente, observamos que el reactivo que debemos utilizar para resolver el problema no está puro, se encuentra al 37% m/m.

Cómo interpretar este dato de pureza: Dado a que el dato está expresado como porcentaje masa en masa, entendemos que por cada 100g del ácido, solo 37g corresponden a ácido clorhídrico puro, mientras que los 63g restantes pueden ser otros ácidos, sales, agua, etc. A estos compuestos que acompañan los conocemos como impurezas.



Reconocidos los datos y las incógnitas, el paso siguiente es plantear correctamente la reacción química:



Comenzamos a resolver:

a. La cantidad en gramos de cloruro de calcio obtenida.

Dato de pureza

$$\text{Masa CaCl}_2 = 110\text{g HCl (impuro)} \times \frac{37\text{g HCl (puro)}}{100\text{g HCl (impuro)}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5\text{g HCl}} \times \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{111\text{g CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2}$$

$$\text{Masa CaCl}_2 = 61,89\text{g CaCl}_2$$

b. Conociendo la pureza del ácido clorhídrico, determine la masa de este ácido necesaria para obtener 50g de agua.

$$\text{Masa HCl} = 50\text{g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18\text{g H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{36,5\text{g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \times \frac{100\text{g HCl (impuro)}}{37\text{g HCl (puro)}}$$

Dato de pureza

$$\text{Masa HCl} = 274,02\text{g HCl}$$

Resumiendo, podemos observar que el concepto de **pureza** se puede usar de manera diferente, de acuerdo a lo que solicite el problema:

1- Cuando el dato del cual partimos es la cantidad, generalmente la masa, de un reactivo impuro.

Lo primero es operar con el dato de manera tal de transformar la masa impura en pura, es decir, encontrar la masa pura contenida en esa cantidad impura de reactivo (dato). De ahí en adelante, continuar con la resolución del problema.

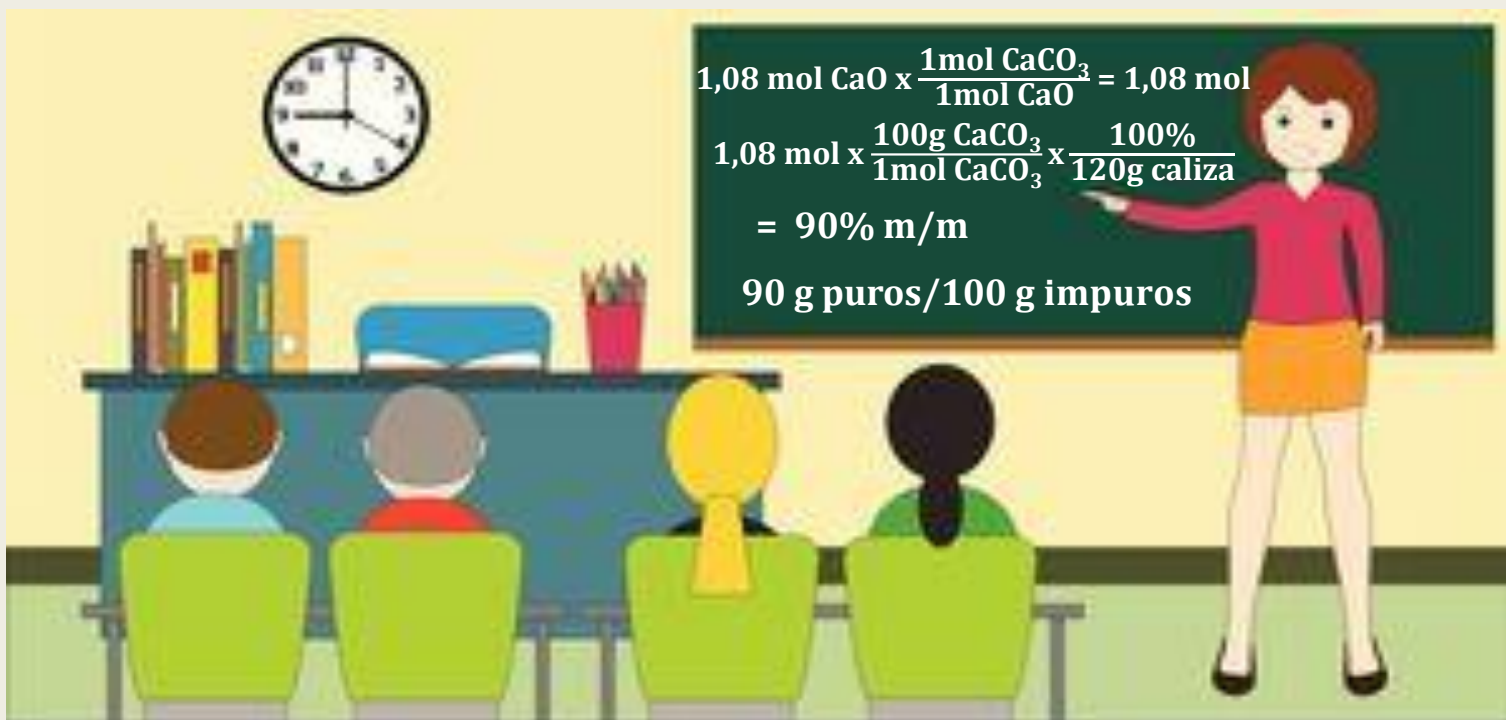
Por ejemplo: Una muestra de 120g de caliza, una roca sedimentaria constituida mayoritariamente por calcita, CaCO_3 , contiene una riqueza (pureza) en este compuesto del 90%. La masa de CaCO_3 en la caliza es



2- Cuando el dato del cual partimos es la cantidad de un producto y se solicita obtener la masa del reactivo puro del cual se obtuvo dicho producto. Generalmente, se cuenta además, con el dato de la cantidad del reactivo impuro para poder calcular la pureza del mismo.

En estos casos, se trabaja estequiométricamente a partir del producto, se obtiene la masa pura del reactivo y se la compara con la masa de muestra impura dada como dato.

Por ejemplo: Se obtuvieron 1,08 mol de óxido de calcio (CaO) a partir de la descomposición térmica de 120g de caliza, un mineral rico en carbonato de calcio (CaCO₃). Si la reacción es $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$, la pureza de la caliza en carbonato de calcio es



The illustration shows a classroom scene. A teacher with short brown hair, wearing a pink long-sleeved shirt and an orange skirt, stands on the right side of a green chalkboard, pointing towards it. On the left side of the chalkboard, there is a mathematical calculation. In the foreground, the backs of four students' heads are visible as they sit at a blue desk. On the desk, there are several books, a blue folder, and a pink pencil holder. A round clock is mounted on the wall behind the desk.

$$\begin{aligned} 1,08 \text{ mol CaO} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaO}} &= 1,08 \text{ mol} \\ 1,08 \text{ mol} \times \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} \times \frac{100\%}{120 \text{ g caliza}} \\ &= 90\% \text{ m/m} \\ &90 \text{ g puros} / 100 \text{ g impuros} \end{aligned}$$

Veamos un último ejemplo, que tiene una instancia más.

EJEMPLO N° 5

Se quieren obtener 15 litros de dióxido de carbono (CNPT) a partir de la reacción entre carbonato de sodio y ácido clorhídrico.

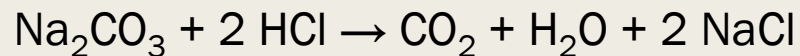
Determine:

- Volumen de solución de HCl 38 % m/m ($\delta = 1,19$ g/mL) necesario.
- Masa de Na_2CO_3 necesaria.
- Masa de NaCl que se forma.

Consignamos datos e incógnitas.

DATOS	INCÓGNITAS
Volumen de CO_2 (CNPT) = 15 L	Volumen HCl
Pureza o concentración HCl: 38% m/m	Masa de Na_2CO_3
Densidad del HCl: 1,19 g/mL	Masa de NaCl

Escribimos la ecuación química.



Resolvemos

a. Volumen de solución de HCl 38 % m/m ($\delta = 1,19 \text{ g/mL}$) necesario.

$$V_{\text{HCl}} = 15 \cancel{\text{L CO}_2} \times \frac{1 \cancel{\text{mol CO}_2}}{22,4 \cancel{\text{L CO}_2}} \times \frac{2 \cancel{\text{mol HCl}}}{1 \cancel{\text{mol CO}_2}} \times \frac{36,5 \cancel{\text{g HCl}}}{1 \cancel{\text{mol HCl}}} \times \frac{100 \text{g HCl (impuro)}}{38 \text{g HCl (puro)}} \times \frac{1 \text{mL HCl}}{1,19 \cancel{\text{g HCl}}}$$

Dato de pureza

Dato de densidad

$$V_{\text{HCl}} = 108,1 \text{ mL HCl}$$

*El HCl es un líquido y por ello es más correcto determinar el volumen, para ello utilizamos el dato de densidad. Recordemos que la **densidad** es relación entre la masa y el volumen de una sustancia, en este caso de la solución de HCl impuro.*

b. Masa de Na_2CO_3 necesaria.

$$\text{Masa Na}_2\text{CO}_3 = 15 \cancel{\text{L CO}_2} \times \frac{1 \cancel{\text{mol CO}_2}}{22,4 \cancel{\text{L CO}_2}} \times \frac{1 \cancel{\text{mol Na}_2\text{CO}_3}}{1 \cancel{\text{mol CO}_2}} \times \frac{106 \text{g Na}_2\text{CO}_3}{1 \cancel{\text{mol Na}_2\text{CO}_3}}$$

$$\text{Masa Na}_2\text{CO}_3 = 71 \text{g Na}_2\text{CO}_3$$

c. Masa de NaCl que se forma.

$$\text{Masa NaCl} = 15 \cancel{\text{L CO}_2} \times \frac{1 \cancel{\text{mol CO}_2}}{22,4 \cancel{\text{L CO}_2}} \times \frac{2 \cancel{\text{mol NaCl}}}{1 \cancel{\text{mol CO}_2}} \times \frac{58,5 \text{g NaCl}}{1 \cancel{\text{mol NaCl}}}$$

$$\text{Masa NaCl} = 78,35 \text{g NaCl}$$

Ahora es tu turno....



<https://youtu.be/8QkrPMkK41M>