

**UNIVERSIDAD NACIONAL DE CUYO**  
**FACULTAD DE INGENIERIA**  
Taller de recuperación de Química General

**Guía para resolver ejercicios de Estequiometría**



# Estequiometría

- Estudia las relaciones cuantitativas entre los elementos en los compuestos y entre las sustancias cuando sufren cambios químicos. Una de las aplicaciones prácticas más importantes de la estequiometría es permitir **predecir la cantidad de producto que puede formarse en una reacción química.**



# Principales relaciones estequiométricas



- Las relaciones posibles entre las **masas** de reactivos y/o productos.
- Las relaciones posibles entre número de **moles** de moléculas.
- Las relaciones posibles entre número de **moléculas**.
- Las relaciones posibles entre **volúmenes**.
- Las relaciones posibles entre **masas y número moles de moléculas**.
- Las relaciones posibles entre **masas y número de moléculas**.
- Las relaciones posibles entre **masas y volúmenes**.
- Las relaciones posibles entre **número de moles de moléculas y número de moléculas**.
- Las relaciones posibles entre **número de moles de moléculas y volúmenes**.
- Las relaciones posibles entre **número de moléculas y volúmenes**.

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 lo que puede haber alguna información extra, que no utilizaremos en la resolución propiamente dicha, que aparecen como distractores.

3. Podríamos confeccionar una Tabla:

Es importante escribir las unidades en que estén expresados los datos

Datos	Incógnitas

4. Generalmente, hacer un esquema, un diagrama o un dibujo de la situación problema es buena ayuda para interpretar 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 escribir perfectamente las fórmulas químicas de los compuestos que intervienen, es decir reactivos y productos, para luego realizar el balance estequiométrico.

Recuerda la Ley de Conservación de la masa de Lavoisier.

6. Tener en cuenta que los coeficientes estequiométricos de una reacción ajustada indican relaciones de moles de reactivos y productos. Entonces, 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:

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

# Comencemos aplicando conceptos básicos de Estequiometría :

- 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.
- 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.

Siempre lo primero que debemos hacer es escribir y ajustar la reacción:



Luego identificamos los datos y armamos la tabla:

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

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

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

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.

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

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

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

# Pureza o Riqueza

Es la cantidad de un compuesto de interés presente en una muestra impura. Se expresa como porcentaje, es decir que es la cantidad en gramos del compuesto de interés puro en 100 gramos de muestra impura.

**Pictogramas**

**Nombre y calidad**

**Riqueza**

**Frases R**  
**Frases S**

**Fórmula y peso molecular**

**Impurezas**

**PA Panreac**

131703.1210

**Sodium Nitrite (Reag. Ph. Eur.)**  
PA-ACS

**Sodio Nitrito (Reag. Ph. Eur.)**  
PA-ACS

**Sodium Nitrite (Reag. Ph. Eur.)**  
PA-ACS

$\text{NaNO}_2$  M.=69,00

**PANREAC QUIMICA SA** E-08211 Castellar del Vallès (Barcelona) España  
Tel. (+34) 937 489 400

Minimum assay (Perm.) 98,0 %

**MAXIMUM LIMIT OF IMPURITIES**

Insoluble matter in $\text{H}_2\text{O}$	0,003 %
Chloride (Cl)	0,002 %
Sulphate ( $\text{SO}_4$ )	0,005 %
Heavy metals (as Pb)	0,001 %
As	0,00004 %

**Metals by ICP [mg/Kg (ppm)]**

Al	5	K	50
Au	5	Li	5
B	5	Mg	25
Ba	5	Mn	5
Be	5	Mo	5
Bi	5	Ni	10
Ca	25	Pb	10
Cd	5	Sb	5
Co	5	Si	5
Cr	5	Sn	5
Cu	10	Sr	5
Fe	10	Ti	5
Ga	5	Tl	5
Ge	5	V	5
Hg	5	Zn	10

LOT 0000057546  
Min. Val. 12/2012

500 g

## **Podemos reconocer tres situaciones en que tengamos que aplicar el concepto de pureza:**

1. Cuando partimos de una muestra de reactivo, del que se indica la pureza, y tenemos que calcular la masa de reactivo puro en esa muestra o calcular la masa de producto a obtener.
2. Cuando partimos de la cantidad de producto obtenido y tenemos que calcular la pureza de un reactivo.
3. Cuando partimos de la cantidad de producto obtenido y tenemos que calcular qué masa de reactivo se utilizó o tendrá que utilizarse teniendo en cuenta que es impuro.

Se hacen reaccionar 22,75g de zinc que contienen un 7,25% de impurezas con cantidad suficiente de ácido clorhídrico. Calcule la masa de hidrógeno desprendido.

Primero escribimos y ajustamos la reacción:



Datos	Incógnitas
22,75g Zn; 7,25% impurezas	g de H <sub>2</sub> desprendido

Si el Zn tiene 7,25% de impurezas, implica que tiene 92,75% de pureza.

Como los datos de este ejercicio nos están indicando la pureza de una de los reactivos y tenemos que calcular la masa de uno de los productos obtenidos, **estamos en una situación como la primera de las tres de pureza. En este caso, lo primero es calcular la masa pura del reactivo en esa muestra.**

Procedemos a calcular la masa pura de Zn en la muestra:

$$\text{Masa pura de Zn} = 22,75\text{g Zn} \frac{92,75 \text{ g puros}}{100\text{g Zn impuros}} = 21,10\text{g Zn puros}$$

Ahora transformamos en moles de Zn para relacionar estequiométricamente con el producto:

$$\text{g de H}_2 = 21,10\text{g Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,5\text{g Zn}} \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \frac{2\text{gH}_2}{1\text{mol H}_2} = 0,64\text{g H}_2$$

Se desprenden 0,64g de hidrógeno

Una muestra de 120g de caliza, una roca sedimentaria constituida mayoritariamente por calcita,  $\text{CaCO}_3$ , contiene una riqueza (pureza) en este compuesto del 90%.

Calcule la masa pura de  $\text{CaCO}_3$  en la muestra de caliza.

Estamos frente al primer caso de pureza. En este caso el cálculo es muy sencillo:

$$\text{masa de } \text{CaCO}_3 \text{ en la caliza} = 120\text{g caliza} \times \frac{90\text{g } \text{CaCO}_3}{100\text{g caliza}} = 108\text{g } \text{CaCO}_3$$

Masa pura de  $\text{CaCO}_3$  en la caliza = 108g

**Determina el grado de pureza de un mármol (CaCO<sub>3</sub>) si al descomponerse 125g del mismo, se desprenden 20 litros de dióxido de carbono medidos en CNPT.**

Comenzamos escribiendo y ajustando la reacción:



Datos	Incógnitas
125g CaCO <sub>3</sub>	%Pureza del CaCO <sub>3</sub>
20litros CO <sub>2</sub> en CNPT	

Como tenemos información del producto obtenido para llegar al reactivo, partimos desde ese dato. **Estamos frente al segundo caso de pureza.**

En primer lugar vamos a transformar el volumen del gas a número de moles con la relación de VMN porque estamos trabajando en CNPT.

$$n_{\text{CO}_2} = 20 \text{ litros CO}_2 \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{22,4 \text{ litros de CO}_2 \text{ en CNPT}} = 0,89 \text{ mol CO}_2$$

Luego usamos la relación estequiométrica entre moles de gas y carbonato de calcio para llegar a la cantidad de moles de reactivo puro que dieron lugar a la formación de ese gas.

$$\text{g CaCO}_3 \text{ puros} = 0,89 \text{ mol CO}_2 \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 89 \text{ g CaCO}_3$$

En tercer lugar, calculamos el porcentaje de pureza relacionando la masa pura con la masa de la muestra de mármol:

La pureza del mármol es del 71,2g%g

$$\text{P\%} = \frac{89 \text{ g CaCO}_3 \text{ puros}}{125 \text{ g CaCO}_3 \text{ impuros (muestra)}} \times 100 = 71,2\%$$

El nitrato de sodio reacciona con ácido sulfúrico para producir ácido nítrico. ¿Cuál es la masa de nitrato de sodio con 89,5% de pureza necesaria para preparar 250g de ácido nítrico?

Comenzamos escribiendo y ajustando la reacción:



Datos	Incógnitas
250 g de $\text{HNO}_3$	g de $\text{NaNO}_3$ 89,5% pureza necesaria

En este caso tenemos que partir del dato del producto para calcular la masa del reactivo, teniendo en cuenta que el reactivo no está puro, por lo que tendremos que usar una cantidad mayor de él.

Estamos frente al tercer caso de pureza.

Comenzamos los cálculos convirtiendo la masa de producto en moles, para luego, mediante la relación estequiométrica llegar a la masa de reactivo puro.

$$\text{g NaNO}_3 \text{ puros} = 250\text{g HNO}_3 \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63\text{g HNO}_3} \frac{2 \text{ mol NaNO}_3}{2 \text{ mol HNO}_3} \frac{85 \text{ g NaNO}_3}{1 \text{ mol NaNO}_3} = 337,30\text{g NaNO}_3 \text{ puros (porque fueron los que dieron origen al ácido formado)}$$

Finalmente, tendremos en cuenta para el cálculo de la masa del reactivo a utilizar, que éste está impuro (esta masa será siempre mayor que la masa pura):

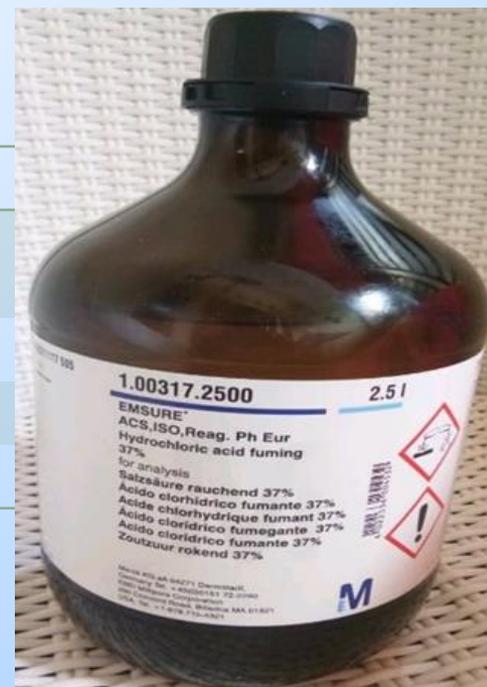
$$\text{g NaNO}_3 \text{ impuros} = 337,30 \text{ g NaNO}_3 \text{ puros} \frac{100 \text{ g NaNO}_3 \text{ impuros}}{89,5\text{g NaNO}_3 \text{ puros}} = 376,87\text{g de NaNO}_3$$

Serán necesarios 376,87 g de  $\text{NaNO}_3$

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 <sub>2</sub>
Pureza del HCl: 37%	Masa de HCl necesaria
Reactivos: HCl + Ca(OH) <sub>2</sub>	
Masa de agua a obtener: 50g	

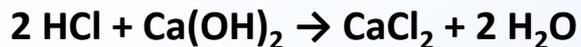


Dato de pureza: Leyendo detenidamente, observamos que el reactivo que debemos utilizar para resolver el problema no está puro, se encuentra al 37% m/m.

Estamos frente al primer caso de pureza.

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

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

$$\text{masa de CaCl}_2 \text{ obtenida} = 61,89\text{g CaCl}_2$$

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

Partimos del dato del producto que se quiere obtener:

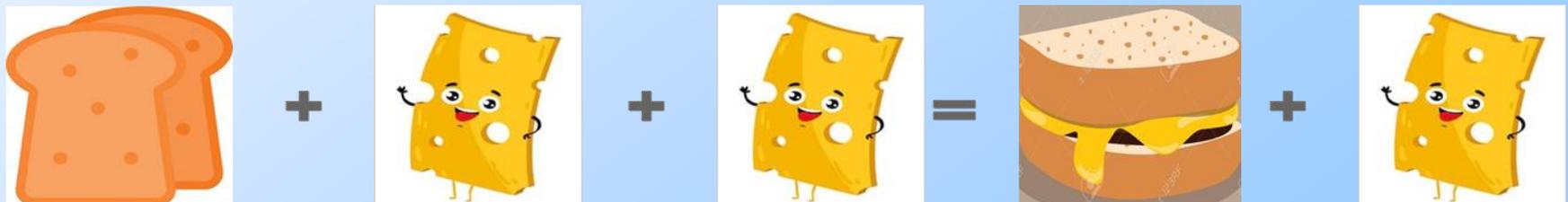
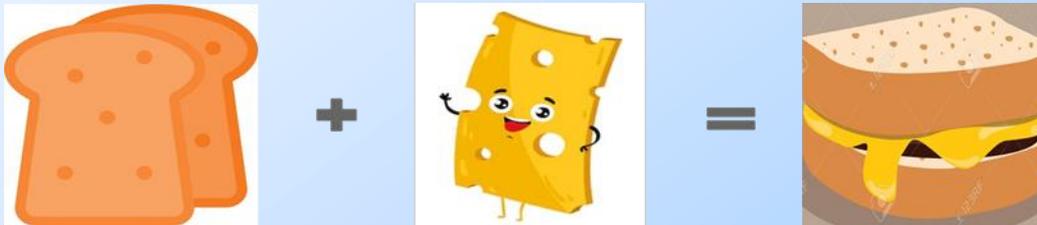
$$\text{Mol HCl} = 50\text{g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18\text{g H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{36,5\text{g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \times \frac{100\text{g HCl (impuro)}}{37\text{g HCl (puro)}}$$

Dato de pureza

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

# Reactivo Limitante

- Es el reactivo que determina estequiométricamente la máxima cantidad de producto que se puede formar en una reacción química.
- Es el reactivo que determina el rendimiento teórico de producto.
- Es el reactivo que se consume en primer lugar, ya que la cantidad de éste determina la cantidad total del producto formado. Cuando este reactivo se consume, la reacción se detiene.
- El o los reactivos que se consumen parcialmente son los **reactivos en exceso**.



Exceso

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

- a. Indica la fórmula del sólido blanco obtenido y qué tipo de reacción se está produciendo.**
- 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.**

Resolvemos el punto a.: Comenzamos 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.**

Siempre que tengamos información cuantitativa sobre los dos reactivos, debemos conocer cuál es el reactivo limitante. Para ello, primero calculamos el número de moles de cada uno de nuestros reactivos, los relacionamos entre si y comparamos con la relación estequiométrica.

Relación estequiométrica (RE): cada 3 mol de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  reaccionan 2 mol de  $\text{H}_3\text{PO}_4$

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

Relación práctica (RP): por cada 1,25 mol de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  se tienen 1,53 mol de  $\text{H}_3\text{PO}_4$

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

**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  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

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

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

Cuando se calienta dióxido de silicio mezclando con carbono, se forma carburo de silicio y monóxido de carbono. Si mezclamos 150g de dióxido de silicio con 105g de carbono:

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuántos gramos del monóxido de carbono se formarán?
- ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedarán después de la reacción?

Comenzamos escribiendo la reacción química y la ajustamos:



Para resolver el punto a.: Tenemos información sobre los dos reactivos, entonces tenemos que determinar cuál es el limitante. Empezamos calculando el número de moles de cada uno:

$$n \text{ SiO}_2 = 150\text{g} \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{60\text{g SiO}_2} = 2,5 \text{ mol SiO}_2$$

$$n \text{ C} = 105\text{g} \frac{1 \text{ mol C}}{12\text{g C}} = 8,75 \text{ mol C}$$

Ahora comparamos:

$$\text{R.E.} = \frac{3 \text{ mol C}}{1 \text{ mol SiO}_2} = \frac{3}{1}$$

C es el reactivo en exceso (hay más que el requerido estequiométricamente)

$$\text{R.R.} = \frac{8,75 \text{ mol C}}{2,5 \text{ mol SiO}_2} = \frac{3,5}{1}$$

SiO<sub>2</sub> es el reactivo limitante

$$\text{R.E.} = \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{3 \text{ mol C}} = \frac{0,33}{1}$$

SiO<sub>2</sub> es el reactivo limitante (hay menos que el requerido estequiométricamente)

$$\text{R.R.} = \frac{2,5 \text{ mol SiO}_2}{8,75 \text{ mol C}} = \frac{0,29}{1}$$

C es el reactivo en exceso

a. El reactivo limitante es el SiO<sub>2</sub>

Para resolver el punto **b**: lo hacemos en función del reactivo limitante:

$$\text{g CO} = 2,5 \text{ mol SiO}_2 \frac{2 \text{ mol CO}}{1 \text{ mol SiO}_2} \frac{28 \text{ g CO}}{1 \text{ mol CO}} = 140 \text{ g CO} \quad \text{Se formarán 140g de CO}$$

Para resolver el punto **c**: Tenemos que pensar que la cantidad reactivo en exceso que quede al finalizar la reacción será la diferencia entre lo que había al inicio de la reacción menos lo que se consumió en función del reactivo limitante:

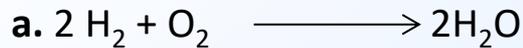
$$\text{g de C que se consumieron: } 2,5 \text{ mol SiO}_2 \frac{3 \text{ mol C}}{1 \text{ mol SiO}_2} \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 90 \text{ g C}$$

g de C en exceso: 105g iniciales – 90g que se consumieron = 15 g de C en exceso

Quedan 15 g de C en exceso

El hidrógeno molecular reacciona con el oxígeno molecular para formar agua.

- Escribir y ajustar la ecuación química del proceso
- Si 4g de hidrógeno reaccionan con 40g de oxígeno ¿se consumirán todas las masas de los reactivos? ¿Cuánta masa sobrará y de qué sustancia?



b. Hay que determinar el reactivo limitante:

$$n_{\text{H}_2} = 4\text{g H}_2 \frac{1 \text{ mol H}_2}{2\text{g H}_2} = 2 \text{ mol H}_2 \qquad n_{\text{O}_2} = 40\text{g O}_2 \frac{1 \text{ mol O}_2}{32\text{g O}_2} = 1,25 \text{ mol O}_2$$

Analizamos:

$$\text{R.E.: } \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol O}_2} = \frac{2}{1}$$

$$\text{R.R.: } \frac{2 \text{ mol H}_2}{1,25 \text{ mol O}_2} = \frac{1,6}{1}$$

H<sub>2</sub> es el reactivo limitante

O<sub>2</sub> es el reactivo en exceso

Se consumirá todo el reactivo limitante y habrá un excedente del reactivo en exceso:

Para calcular la masa del reactivo que sobrará, tendremos en cuenta lo siguiente:  
g de reactivo en exceso al inicio de la reacción – g de ese reactivo que se consumieron

$$\text{Reactivo en exceso: } 1,25 \text{ mol O}_2 - \left( 2 \text{ mol H}_2 \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2} \right) = 0,25 \text{ mol O}_2$$

$$\text{g de reactivo en exceso} = 0,25 \text{ mol O}_2 \frac{32\text{g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 8\text{g O}_2 \qquad \text{Sobran 8 g de O}_2$$

Veamos un último ejemplo, que tiene una instancia más.

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  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  necesaria.
- Masa de NaCl que se forma.

Consignamos datos e incógnitas.

Datos	Incógnitas
Volumen de $\text{CO}_2$ (CNPT) = 15 L	Volumen HCl
Pureza o concentración HCl: 38% m/m	Masa de $\text{Na}_2\text{CO}_3$
Densidad del HCl: 1,19 g/mL	Masa de NaCl

Escribimos y ajustamos la ecuación química:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NaCl}$

Resolvemos:

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

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.

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

$$V_{\text{HCl}} = 153 \text{ mL HCl}$$

Dato de pureza

Dato de densidad

**b.** Masa de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  necesaria.

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

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

**c.** Masa de  $\text{NaCl}$  que se forma.

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

$$\text{masa de NaCl que se forma} = 78,35 \text{g NaCl}$$

# Rendimiento Teórico

- El rendimiento teórico de un producto es el **rendimiento calculado estequiométricamente** considerando que la reacción termina o se completa. Es decir, es la máxima cantidad de producto que puede obtenerse a partir de una cantidad dada de reactivo.

# Rendimiento Real

El Rendimiento Real se utiliza para indicar **cuánto producto deseado se obtiene experimentalmente** en una reacción química.

$$\text{Rendimiento Porcentual} = \frac{\text{Rendimiento Real del producto}}{\text{Rendimiento Teórico del producto}} \times 100$$

La lanzadera espacial utiliza aluminio metálico y perclorato de amonio como combustible sólido de sus cohetes reutilizables. La mezcla de reacción es 5,75g de aluminio y 7,32g de perclorato de amonio.

- ¿Cuál es la masa teórica del cloruro de aluminio formado?
- Si el rendimiento de la reacción es del 70% ¿qué masa de cloruro aluminio se formará?

Datos	Incógnitas
5,75g Al	g de AlCl <sub>3</sub> formado teórico
7,32 NH <sub>4</sub> ClO <sub>4</sub>	g de AlCl <sub>3</sub> formado si R%=70%

Escribimos y ajustamos la reacción química:



a. Como tenemos información de los dos reactivos, para determinar la masa teórica de producto formado, hay que determinar primero el reactivo limitante:

$$n \text{ Al} = 5,75\text{g Al} \frac{1 \text{ mol Al}}{27\text{g Al}} = 0,21 \text{ mol Al}$$

$$n \text{ NH}_4\text{ClO}_4 = 7,32\text{g NH}_4\text{ClO}_4 \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{ClO}_4}{117,5\text{g NH}_4\text{ClO}_4} = 0,06 \text{ mol NH}_4\text{ClO}_4$$

$$\text{g de AlCl}_3 \text{ teóricos} = 0,06 \text{ mol NH}_4\text{ClO}_4 \frac{1 \text{ mol AlCl}_3}{3 \text{ mol NH}_4\text{ClO}_4} \frac{133,5\text{g AlCl}_3}{1 \text{ mol AlCl}_3} = 2,67 \text{ g Al}$$

$$\text{R.E.} = \frac{3 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol NH}_4\text{ClO}_4} = \frac{1}{1}$$

$$\text{R.R.} = \frac{0,21 \text{ mol Al}}{0,06 \text{ mol NH}_4\text{ClO}_4} = \frac{3,5}{1}$$

Al reactivo en exceso

NH<sub>4</sub>ClO<sub>4</sub> reactivo limitante

La masa teórica del AlCl<sub>3</sub> formado es 2,67g

**b.** Si el rendimiento de la reacción es del 70%, para el cálculo de la masa real de producto a obtener, usamos la relación conceptual de rendimiento porcentual:

Estamos ante la primer situación de rendimiento

$$\text{Rendimiento \%} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100 \quad \text{en nuestro caso:}$$

$$70 \% = \frac{\text{Rendimiento real}}{2,67 \text{ g}} \times 100 \quad \text{entonces despejamos:}$$

$$\text{Rendimiento real} = \frac{70 \times 2,67}{100} = 1,87 \text{ g}$$

Se formarán 1,87 g de  $\text{AlCl}_3$

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

Escribimos y ajustamos la reacción: **Ca CO<sub>3</sub> + calor CaO + CO<sub>2</sub>**

Estamos ante la segunda situación de rendimiento

Calculamos el rendimiento teórico: la masa de CO<sub>2</sub> calculada a partir de la estequiometría y los datos:

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

$$\text{Masa CO}_2 (\text{Rendimiento teórico}) = 18,8\text{g}$$

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

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

Ahora es tu turno.

Resuelve el siguiente ejercicio integrador

**Ejercicio integrador:**

**Se mezclan 80 g de ácido bromhídrico con 225 g de hidróxido de calcio. Determine:**

- a. Reactivo limitante. Reactivo en exceso.**
- b. Masa de reactivo en exceso.**
- c. Masa de bromuro de calcio obtenida**
- d. Si el hidróxido de calcio tuviera una pureza del 25% ¿cambiaría el reactivo limitante? ¿Y la cantidad de producto obtenido?**
- e. Si la reacción tuviera un rendimiento del 89,5% ¿cuál sería la masa de bromuro de calcio obtenida?**