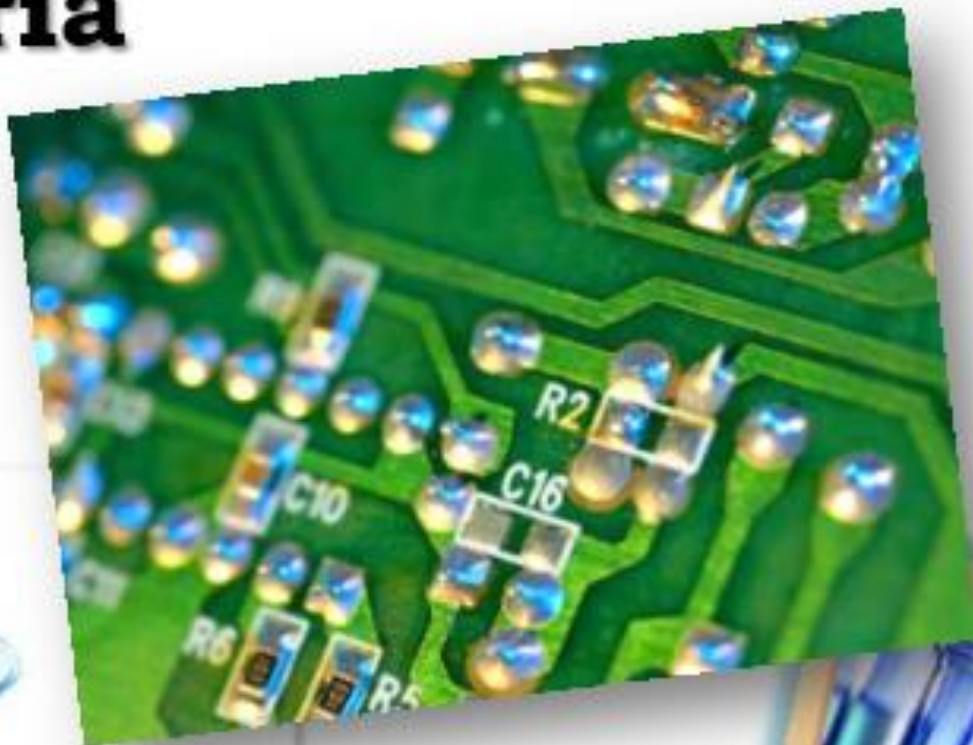


QUÍMICA GENERAL

Estequiometría



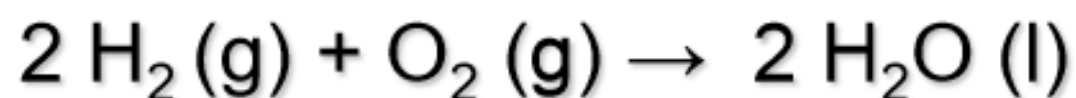
Balancear o Ajustar la ecuación química: Cumpla con la Ley de Conservación de la Masa



***Ley de Conservación
de la Masa***

Estequiometría

Una ecuación química puede interpretarse tanto sobre una **base molecular** (utópico) como **base molar**.

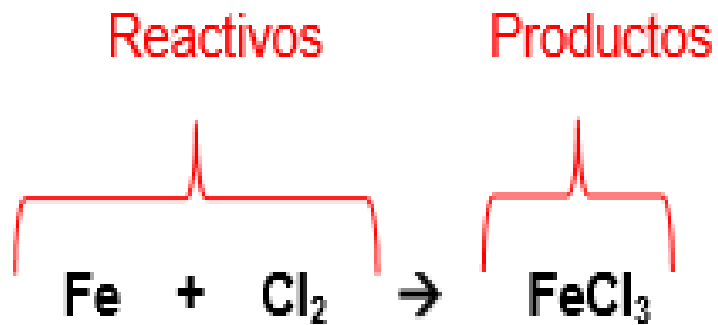


- ✓ Al reaccionar dos moléculas de hidrógeno con una molécula de oxígeno, se forman dos moléculas de agua.
- ✓ Al reaccionar dos moles de hidrógeno con un mol de oxígeno, se forman dos moles de agua.

Ejemplo 1

Si se calienta hierro en presencia de cloro gaseoso se forma un sólido marrón que es el cloruro férrico. Calcule: a) Números de **moles de Cloro** para producir **10 moles de FeCl₃**; b) **Masa de Cloro** necesaria para producir **100g de FeCl₃**.

1º) Se escribe la ecuación química con los datos del enunciado.



2º) Se balancea la ecuación química para obtener la misma cantidad de átomos (o masa) del elemento tanto en los reactivos como en los productos. Para ello se agregan números delante de los compuestos, llamados coeficientes estequiométricos, que pueden ser enteros o números fraccionarios.



3º) Se realizan los cálculos estequiométricos:

- a) Se debe relacionar el Cl_2 con el FeCl_3 . De la ecuación química balanceada se observa que 3 moles de Cl_2 reaccionan para formar 2 moles de FeCl_3 .



Por lo tanto mediante regla de 3 se puede expresar:

2 moles de FeCl_3 ----- 3 moles de Cl_2

10 moles de FeCl_3 ----- X = 15 moles de Cl_2

b) Para resolver este inciso necesito determinar la relación entre masa de cloro y masa de cloruro férrico.

Cálculo de la masa de 2 moles de FeCl_3 : $\text{PM}_{\text{FeCl}_3} = 55,8 + (35,5 \times 3) = 162,3$

1 mol de FeCl_3 ----- 162,3 g de FeCl_3

2 moles de FeCl_3 ----- X = **324,6 g de FeCl_3**

Cálculo de la masa de 3 moles de Cl_2 : $\text{PM}_{\text{Cl}_2} = 35,5 \times 2 = 71$

1 mol de Cl_2 ----- 71 g de Cl_2

3 moles de Cl_2 ----- X = **213 g de Cl_2**

De la ecuación química se observa que se forman 2 moles de FeCl_3 que poseen una masa de 324,6 g cuando reaccionan 3 moles de Cl_2 cuya masa es de 213 g. Por lo tanto se puede plantear la siguiente relación:

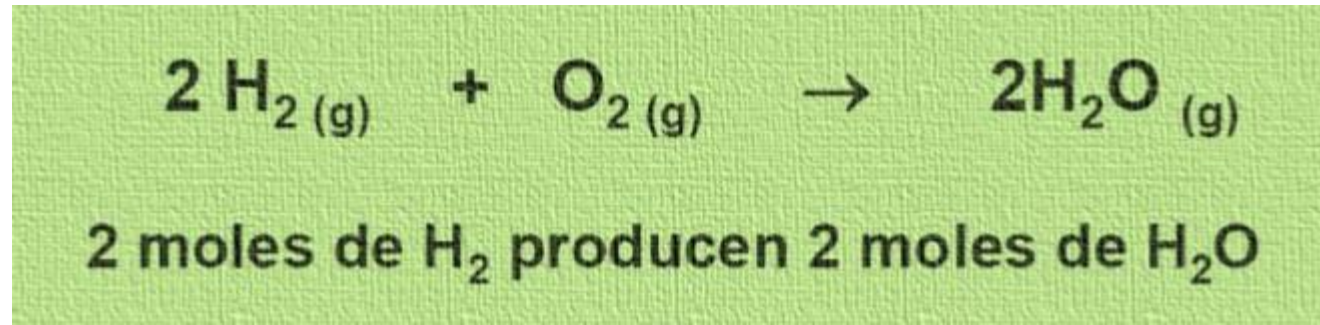
$$\begin{array}{rcl} 324,6 \text{ g de FeCl}_3 & \text{-----} & 213 \text{ g de Cl}_2 \\ 100 \text{ g de FeCl}_3 & \text{-----} & X = 65,61 \text{ g de Cl}_2 \end{array}$$

Volumen molar de un gas en CNPT

Un mol de una sustancia gaseosa en condiciones normales de presión y temperatura (**1 atm y 0 °C**) ocupa un volumen de **22,4 L**.

Ejemplo 2

En CNPT, calcule cuántos **gramos de agua** se formarán a partir de **11,2 L de hidrógeno** molecular.



2 moles H_2 equivalen a 44,8 litros

2 moles de H_2O equivalen a 36 g

44,8 litros de H_2 ----- 36 g H_2O

11,2 litros de H_2 ----= 9 g de H_2O

Reactivo limitante

- ❑ En una reacción química, si las cantidades que se disponen para cada uno de los reactantes no están en la proporción que determinan sus coeficientes estequiométricos, significa que uno de ellos se va a consumir totalmente mientras aún queda cantidad de los otros sin reaccionar.
- ❑ Este reactante se denomina **reactivo limitante**, puesto que limita la cantidad de producto que se genera.
- ❑ Los cálculos estequiométricos siempre se realizarán tomando como referencia el reactivo limitante.

*Algunos **tips** que
debemos tener en
cuenta para un
ejercicio que
requiere del cálculo
de reactivo
limitante y en
exceso son:*



***Disponer de al menos “dos datos”
referidos a los reactivos de la
reacción química planteada.***

Esto es equivalente a conocer la cantidad real de ingredientes que se dispone.

Si en el enunciado, **sólo** se hace referencia a la cantidad de **uno** de los reactivos, se da por supuesto que el o los restantes se encuentran en exceso, y **no** es necesario identificar al reactivo limitante.

***Realizar los cálculos estequiométricos
con “todos los datos de reactivos” que
te brinda el ejercicio***

Esto es equivalente a conocer e identificar si las cantidades de cada uno de los reactivos alcanzan o no para llevar adelante la reacción, que cumpla con la ecuación química.

*Aunque no te soliciten el cálculo del reactivo limitante o el reactivo en exceso, siempre que tengas los datos de “dos reactivos o más”, necesitarás **identificar cual es el reactivo limitante**, para que lo utilices como base de cálculo para el resto de las consignas.*

El **Reactivo Limitante** es el único que se utiliza como "**base de cálculo**" para la resolución del ejercicio.



Ejemplo 3

Se hacen reaccionar 100 g de hidróxido de potasio con 100 g de ácido sulfúrico. a) ¿Qué reactivo en moles y en gramos quedó sin reaccionar? b) ¿Cuántos gramos de K_2SO_4 se obtienen? c) ¿Cuántas moléculas de agua se obtienen.

Debido a que se informan las cantidades de dos reactivos, se debe determinar cuál de ellos es el limitante, ya que una vez que se consume la reacción se detiene, obteniendo en ese momento la máxima cantidad de producto. Para ello:

1º) Se escribe la ecuación química balanceada:



Inicio 100 g 100 g

2º) Se relacionan los reactivos para determinar cuál de ellos se consume primero (limitante). Según la reacción 2 moles de KOH (112 g) reaccionan con 1 mol de H₂SO₄ (98 g)

Según la ecuación química balanceada: 112 g de KOH ----- 98 g de H₂SO₄

Si se consumieran los 100 g iniciales de KOH: 100 g de KOH ----- X = 87,5 g de H₂SO₄

Por lo tanto el **KOH es el Reactivo limitante**. Para corroborarlo se puede plantear lo siguiente:

Por lo tanto el H_2SO_4 es **el reactivo en exceso**.

	2 KOH	+	H_2SO_4	\rightarrow	K_2SO_4	+	2 H_2O
<i>Inicio</i>	100 g		100 g				
	-		-				
<i>Reaccionan</i>	100 g		87,5 g				
<hr/>							
<i>Quedan sin reaccionar</i>	0 g		12,5 g				

98 g H_2SO_4 ----- 1 mol de H_2SO_4

12,5 g H_2SO_4 -----x= 0,127 moles de H_2SO_4

a) Quedan sin reaccionar 12,5 g de H_2SO_4 , equivalentes a 0,127 moles de H_2SO_4 .

- b) ¿Cuántos gramos de K_2SO_4 se obtienen?

Del balance obtenemos que 2 moles de KOH producen 1 mol de K_2SO_4

Si eso lo convertimos en una relación de gramos tenemos:

112 g KOH ----- 174 g de K_2SO_4

100 g KOH -----x= 155,36 g de K_2SO_4

- c) ¿Cuántas moléculas de agua se obtienen.

Si 2 moles de KOH forman 2 Moles de H_2O

112 g KOH ----- $1,204 \cdot 10^{24}$ moléculas de H_2O

100 g KOH -----x= $1,075 \cdot 10^{24}$ moléculas de H_2O

Rendimiento de una reacción

- ❑ Es la relación que existe entre la cantidad de producto obtenida realmente en una reacción y la cantidad teórica predicha mediante la ecuación química cuando ha reaccionado todo el reactivo limitante.

$$\text{Rendimiento (\%)} = \frac{\text{cantidad obtenida del producto}}{\text{cantidad esperada del producto}} \times 100$$

Cantidad esperada del producto	-----	100% Rend.
Cantidad obtenida del producto	-----	x % Rend.

Cantidad teórica

La máxima cantidad de **producto** que se obtiene si reacciona todo el reactivo limitante

>

Cantidad real

La cantidad de **producto** que se obtiene realmente en una reacción

- Reacciones reversibles
- Difícil recuperación del producto
- Reacciones secundarias

Ejemplo 4

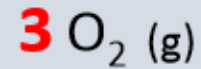
El clorato de potasio se descompone al calentarlo, dando cloruro de potasio y oxígeno. Al calentar 80g de clorato de potasio, éste se descompone en parte obteniéndose 37,5g de sólidos. ¿Qué porcentaje de la sal inicial ha reaccionado?



80 g



37,5 g de
sólidos



Masa molar del KCl ----- 74,45 g/mol

Masa molar del KClO_3 ----- 122,45 g/mol

148,9 g KCl ----- 244,9 g de KClO_3

37,5 g KCl ----- X= **61,677 g KClO_3**

80 g KClO_3 ----- 100%

61,677 g KClO_3 ----- X= **77,09%**

Pureza

- ✓ La mayor parte de los reactivos que se emplean en el laboratorio no tienen 100% de pureza, sino que poseen una cantidad determinada de otras sustancias no deseadas llamadas impurezas.
- ✓ Los reactivos se comercializan con diferente grado de pureza, el cual se debe especificar siempre en la etiqueta.



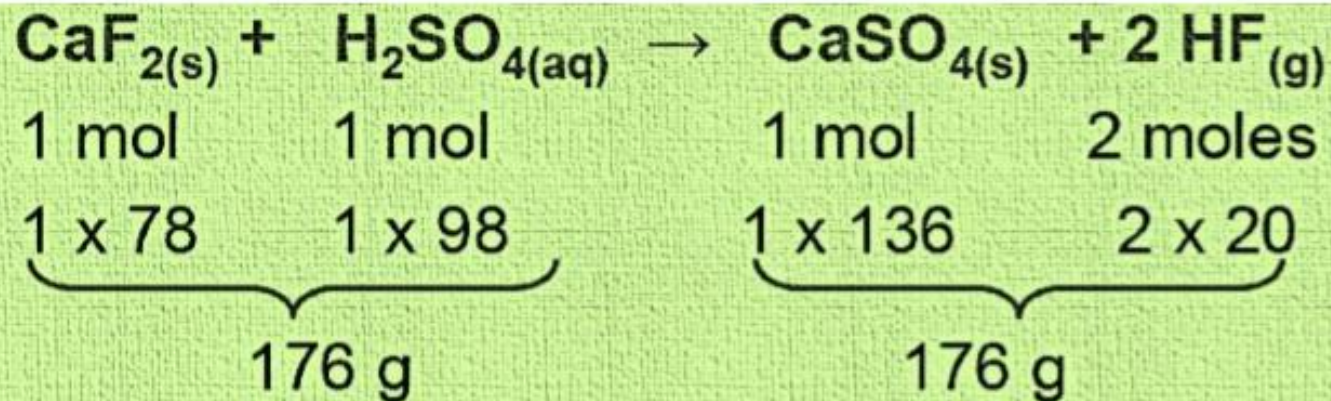
- **Pureza** es la relación en la que se encuentra una sustancia dentro de una muestra.

$$\text{Pureza (\%)} = \frac{\text{cantidad de sustancia}}{\text{cantidad total de muestra}} \times 100$$

Cantidad total de muestra	-----	100%
Cantidad de sustancia	-----	x %

Ejemplo 5

Calcule cuántos gramos de sulfato de calcio se forman cuando se mezcla CaF_2 con 200 g de H_2SO_4 98% de pureza.



$$\begin{array}{rcl} 200 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 & \text{-----} & 100\% \\ 196 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 = x & \text{-----} & 98\% \end{array}$$

$$98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \quad \text{-----} \quad 136 \text{ g de CaSO}_4$$

$$196 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \quad \text{-----} \quad x = 272 \text{ g de CaSO}_4 \text{ puros}$$

Ejemplo 6

Calcule la masa de agua que se produce por reacción de 100 g de hidróxido férrico 85% de pureza con ácido sulfúrico en exceso, si el rendimiento de la reacción es del 70%.

- Pureza y rendimiento juntos

