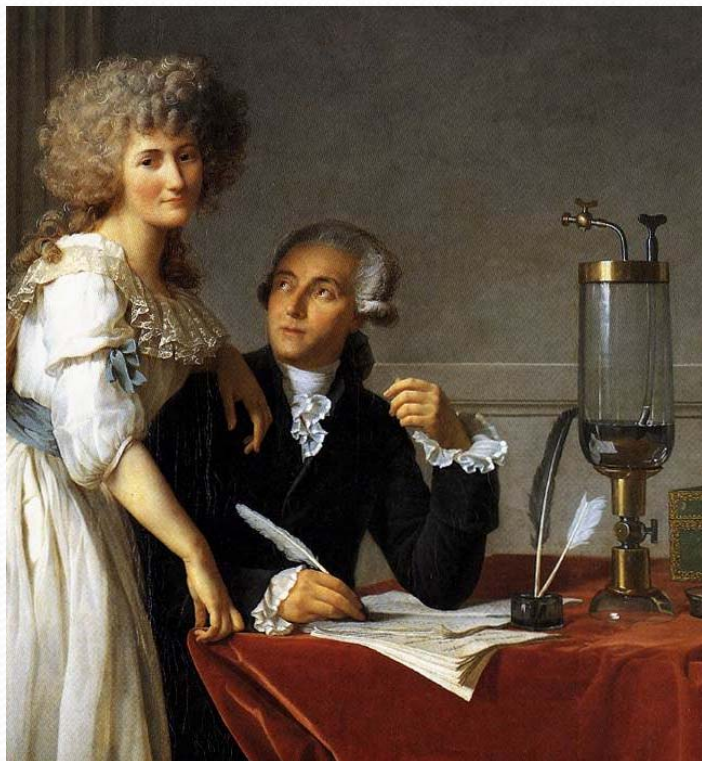


Estequiometría

- En química, la **estequiometría** (del griego "στοιχειον" = stoicheion (elemento) y "μετρον"=*métron*, (medida) es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en el transcurso de una reacción química (El primero que enunció los principios de la estequiometría fue **Jeremias B. Richter** en 1792)
- **Reacción química**: proceso en el cual una o varias sustancias puras (**REACTIVOS**) se transforman para formar una o más sustancias nuevas (**PRODUCTOS**).
- Se representan mediante ecuaciones químicas.

Ley de conservación de la Masa (Ley de Lavoisier, 1783)



En una reacción química **la masa total de los reactantes es igual a la masa total de los productos**. Es decir, en la naturaleza nada se crea ni se destruye, sólo se transforma o se reordena.

**Masa de los
Reactivos**

=

**Masa de los
Productos**

Ley de las proporciones definidas (Ley de Proust, 1799)

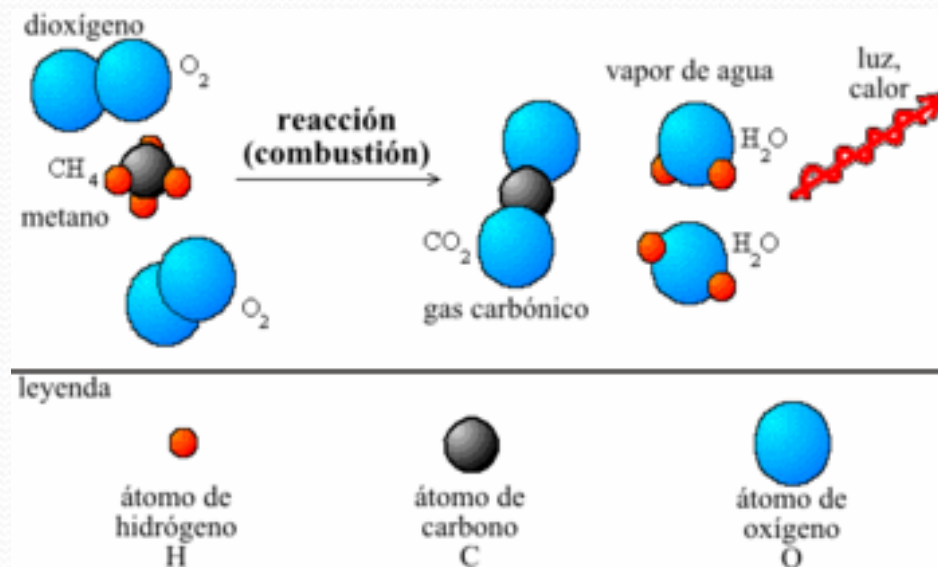


“Cuando los elementos se combinan para formar compuestos lo hacen siempre en proporciones en peso definidas”.

La ley de las proporciones definidas constituyó una poderosa arma en la búsqueda de la composición y las reacciones químicas.

La ecuación química

Una **Ecuación** química es una representación simbólica de una **Reacción** química



- Por lo tanto, una ecuación química debe tener el mismo número de átomos de cada elemento del lado de reactivos y de productos.

- En la ecuación se trata de incorporar el máximo de información posible.
- El estado en que participan reactantes y productos, se indica en forma abreviada y entre paréntesis inmediatamente después de la fórmula o del símbolo.
- Ejemplos.

$\text{H}_2\text{O} (\text{l})$ $\text{CO} (\text{g})$ $\text{H}_2\text{O} (\text{s})$ $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ donde

(s) o con una flecha hacia abajo (\downarrow) = sólido;

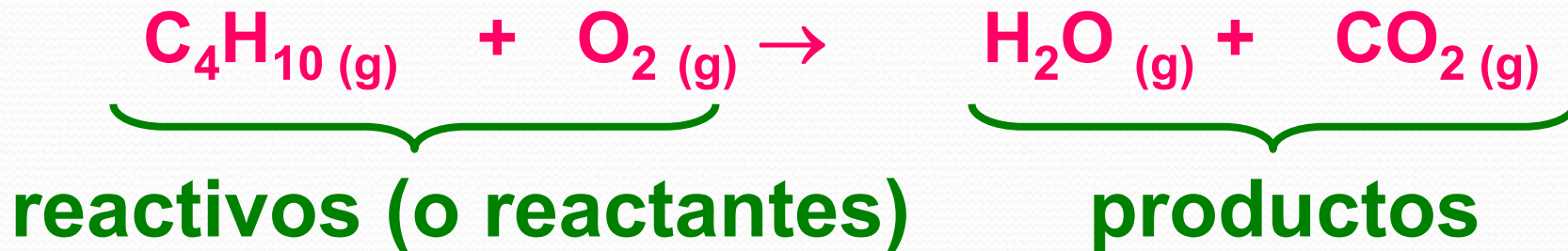
(l)= líquido;

(g) o con una flecha hacia arriba (\uparrow) = gas

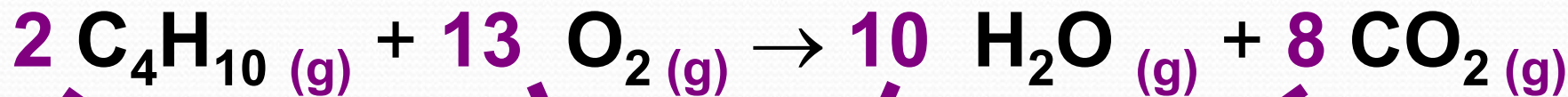
(aq) ó (ac) = en solución acuosa

- El balance de una ecuación química se logra anteponiendo a cada FÓRMULA un N° que permita cumplir con el requisito del punto anterior.
- Este número se determina **“ensayando” (Por tanteo)** y en casos más complicados se recurre a métodos específicos para balancear ecuaciones.
- Una vez balanceada la ecuación es necesario saber INTERPRETARLA para poder realizar los cálculos cuantitativos.

La ecuación química



Ecuación balanceada

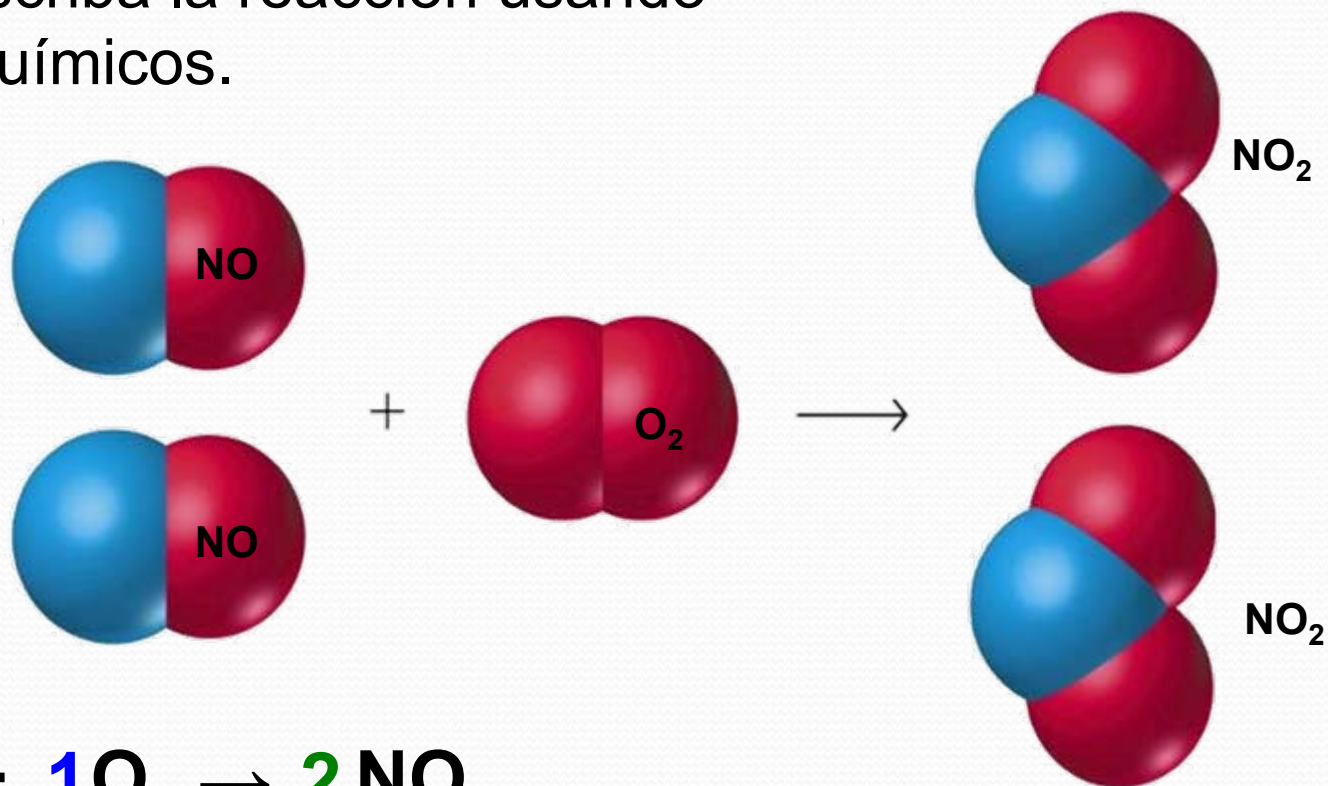


Coeficientes estequiométricos. Indican la proporción en moles o en moléculas, **NO EN GRAMOS**

Balancedo de ecuaciones (tanteo)

monóxido de nitrógeno + oxígeno → dióxido de nitrógeno

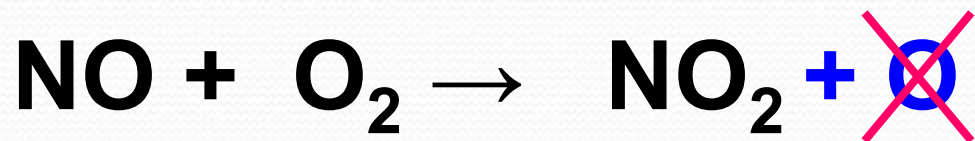
Paso 1: Escriba la reacción usando símbolos químicos.



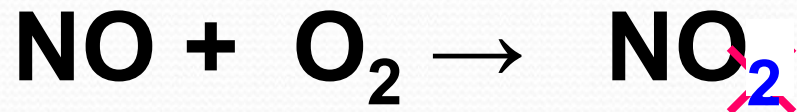
Paso 2: Balancee la ecuación química.

Recomendaciones para balancear

- No introduzca átomos “extraños” para balancear.



- No cambie fórmulas tratando de balancear la ecuación.



- Balancee primero, los elementos que aparecen en sólo un compuesto en cada lado de la ecuación.
- Balancee los elementos libres por último.

- Ej.: escribir y equilibrar la reacción que muestre la combustión del gas propano (C_3H_8) en el aire. En esta reacción el propano reacciona con oxígeno y se produce agua y dióxido de carbono



Interpretación cuantitativa de la ecuación anterior:

1 mol de $C_3H_8(g)$ reaccionan completamente con 5 moles de $O_2(g)$ para producir: 3 moles de $CO_2(g)$ y 4 moles de $H_2O(g)$

Mientras no se especifique otra cosa, la reacción se supondrá COMPLETA , ES DECIR QUE OCURRE EN UN 100%

Plan general para cálculos estequiométricos



Relaciones entre moles en una ecuación química



El coeficiente del metano es 1, el del oxígeno 2, el del dióxido de carbono 1 y el del agua 2

| | | | | |
|-------|---------|---------------|---------|-------|
| 1 mol | 2 moles | \rightarrow | 2 moles | 1 mol |
|-------|---------|---------------|---------|-------|

¿Cuántos moles de agua se obtendrán a partir de 3,5 moles de metano según la reacción anterior?

| | | |
|---------------------------|-------------------|-----------------------------|
| 1 mol CH ₄ | \longrightarrow | 2 moles de H ₂ O |
| 3,5 moles CH ₄ | \longrightarrow | X moles de H ₂ O |

$$X = (3,5 \times 2) / 1 = 7 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

Relaciones entre masas en una ecuación química

En una reacción química la masa total de los reactivos es siempre igual a la masa total de los productos



| | | |
|-----------------------|------------------------|--------------------------|
| 2 moles | 1 mol | 2 moles |
| 4 g de H ₂ | 32 g de O ₂ | 36 g de H ₂ O |

Relaciones entre volúmenes en una ecuación química

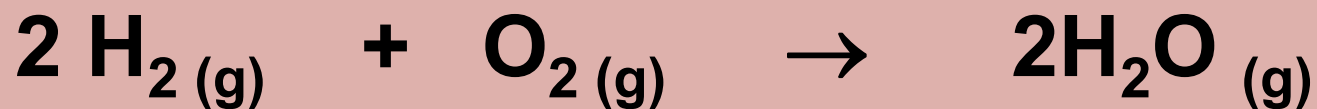
Es sólo válida para sustancias en estado gaseoso



| | | |
|----------------|--------------|------------------------|
| 2H_2 | O_2 | $2 \text{H}_2\text{O}$ |
| 2 moles | 1 mol | 2 moles |

| | | |
|----------------|--------------|------------------------|
| 2H_2 | O_2 | $2 \text{H}_2\text{O}$ |
| 44,8 L | 22,4 L | 44,8 L |

¿En condiciones normales, ¿cuántos gramos de agua se formarán a partir de 11,2 litros de hidrógeno?

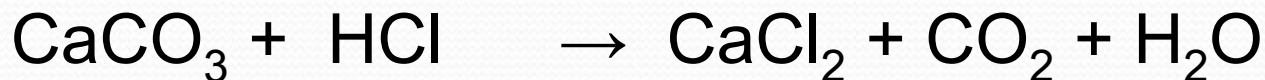


2 moles de H₂ producen 2 moles de H₂O

1 mol de H₂ ocupa 22,4 L, por lo tanto 11,2 L de H₂ corresponden a 0,5 moles

1 mol de agua equivale a 18 g de H₂O por lo tanto 0,5 moles equivalen a 9 g

- Ej.: Para la reacción:

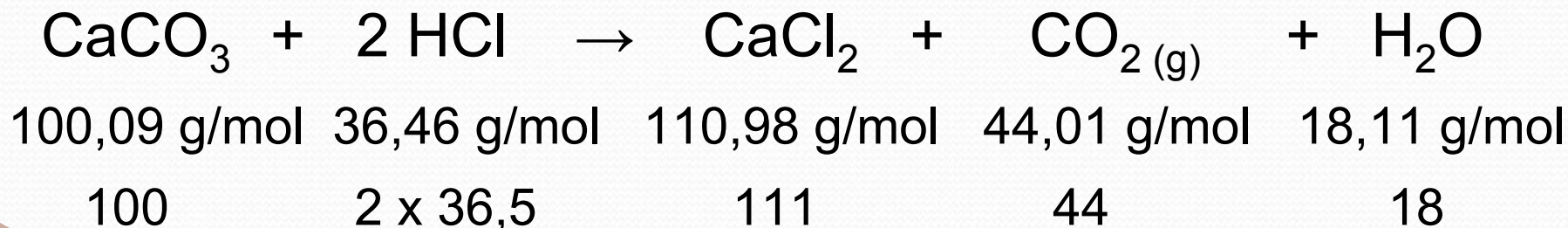


- A) ¿Qué masa de CaCO_3 necesito para obtener 5,12 L de CO_2 en CNPT?

1) ¿Está Balanceada?



2) ¿Cuál es el peso del mol de cada reactivo?



3) ¿Cómo es la relación de peso y volumen para el $\text{CO}_2(g)$?

22,4 L equivalen a 1 mol 44 g

5,12 L equivalen a 0,229 mol 10,05 g

4) ¿Cómo es la relación de masas entre el $\text{CO}_2(g)$ y el CaCO_3 ?

44 g (o 22,4 L) se obtienen con 1 mol o 100 g

5,12 L se obtienen con 11,64 g

- a) ¿Qué masa de CaCO_3 necesito para obtener 5,12 L de CO_2 en CNPT?
- b) ¿Cuántas moléculas de HCl van a reaccionar?
- c) ¿Cuál será el número de moles de CaCl_2 obtenido?

Reactivo limitante, Pureza y Rendimiento

Pureza

La mayor parte de las sustancias que se emplean en el laboratorio (reactivos) no tienen pureza de 100%, sino que poseen una cantidad determinada de otras sustancias no deseadas llamadas impurezas.



Los reactivos se comercializan con diferente grado de pureza (la cual se expresa en general en % masa) que **se debe especificar siempre** en la etiqueta.

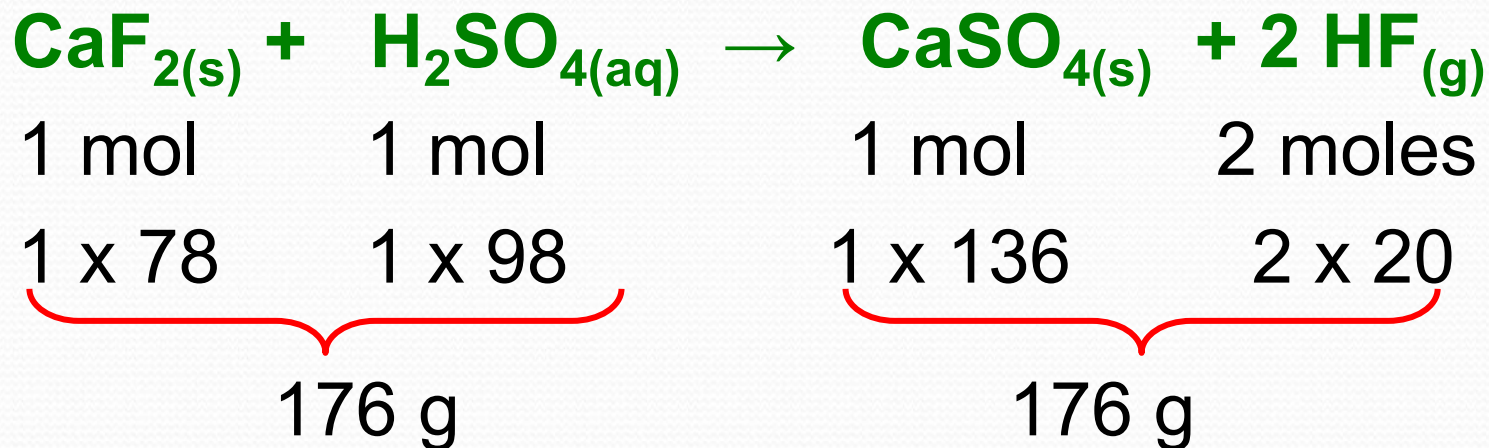
Pureza

- **Definición:**

Relación en la que se encuentra una sustancia dentro de una muestra

- % de Pureza = $\frac{\text{cantidad de sustancia}}{\text{cantidad total de muestra}} \times 100$
- Problema: ¿cuántos g de CaSO_4 se forman cuando se mezcla CaF_2 con 200 g de H_2SO_4 98%?

- Problema: ¿cuántos g de CaSO_4 se forman cuando se mezcla CaF_2 con 200 g de H_2SO_4 96%?



100 g de muestra _____ 96 g de H_2SO_4 puros
 200 g de muestra _____ 192 g de H_2SO_4 puros

98 g de H_2SO_4 _____ 136 g de CaSO_4
 192 g de H_2SO_4 _____ x = 266 g de CaSO_4 puros

- En el problema se hicieron cálculos estequiométricos basados en uno de los reactantes y suponiendo que del otros reactantes había siempre cantidad suficiente para la reacción completa.
- **Se pueden dar dos situaciones según las cantidades dadas de los reactantes.**
 - 1) estén** en la proporción estequiométrica
 - 2) no estén** en la proporción estequiométrica

(Proporción estequiométrica es la que establece la reacción a través de los coeficientes estequiométricos).

Situación 1)

- Si las cantidades que se disponen para cada uno de los reactantes están en la proporción estequiométrica, los cálculos se pueden hacer en base a cualquiera de los reactantes.
- Esto es así porque se está asumiendo que los otros reactantes van a estar justo en la cantidad que exige la estequiometría de la reacción.

Ejemplo: dada la reacción $A + 3B \rightarrow C + 2D$

¿Cuántos moles de C se forman si se hacen reaccionar 0,25 moles de A con 0,75 moles de B?

Proporción estequiométrica $\frac{\text{moles A}}{\text{moles B}} = \frac{1}{3}$

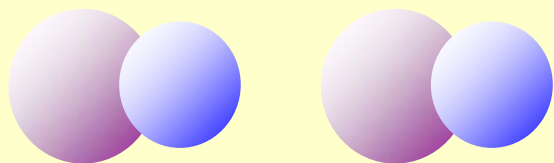
Proporción disponible $\frac{\text{moles A}}{\text{moles B}} = \frac{1}{3}$

Situación 2)

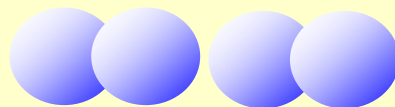
- Si las cantidades que se disponen para cada uno de los reactantes **NO ESTÁN** en la proporción estequiométrica, significa que uno de los reactantes se va a agotar mientras aún quede cantidad de los otros.
- En estos casos los cálculos deben hacerse en base al reactante que se agota.
- Este reactante se denomina **REACTIVO LIMITANTE**, puesto que pone límite a la ocurrencia de la reacción.



Antes de la reacción



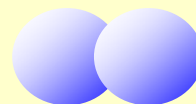
2 moles de CO



2 moles de O₂

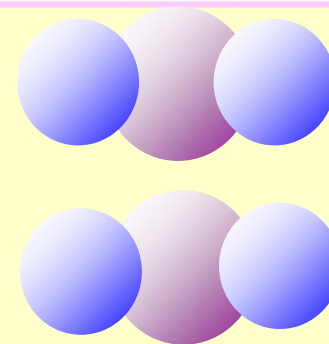
0 moles de CO₂

Después de la reacción



0 moles de CO

1 mol de O₂



2 moles de CO₂

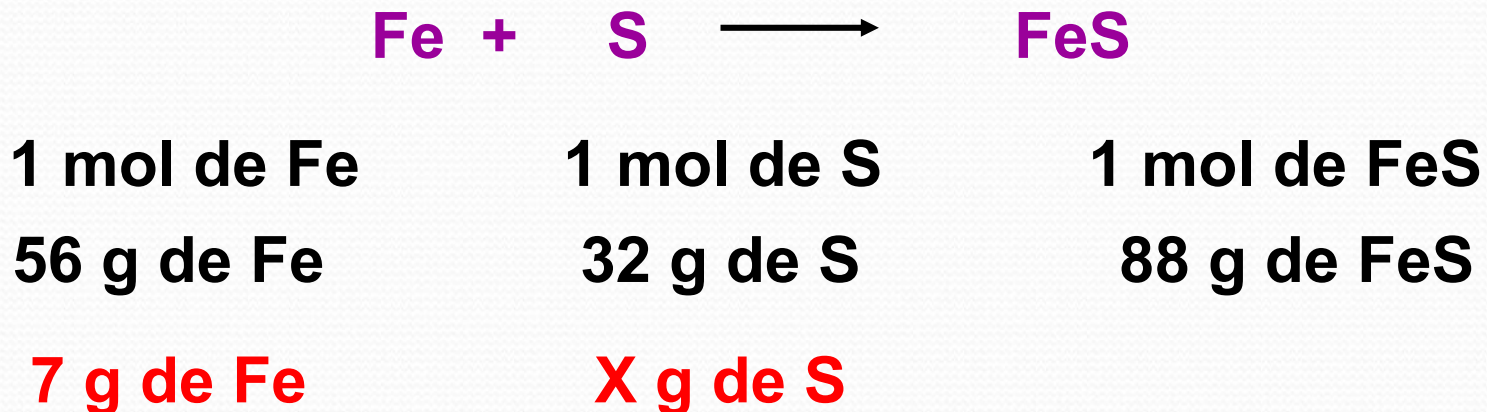
REACTIVO LIMITANTE

- Es el reactivo que se ha consumido en su totalidad

REACTIVO/S EN EXCESO

- Son aquellos presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad del reactivo limitante
- En una reacción química sólo se gasta completamente el reactivo limitante. Los reactivos en exceso no se agotan completamente

Ej.: Reaccionan 7 g de Fe con 8 g de S para formar Sulfuro de Fe (II) ¿cuál es el reactivo limitante y cuál el excedente?

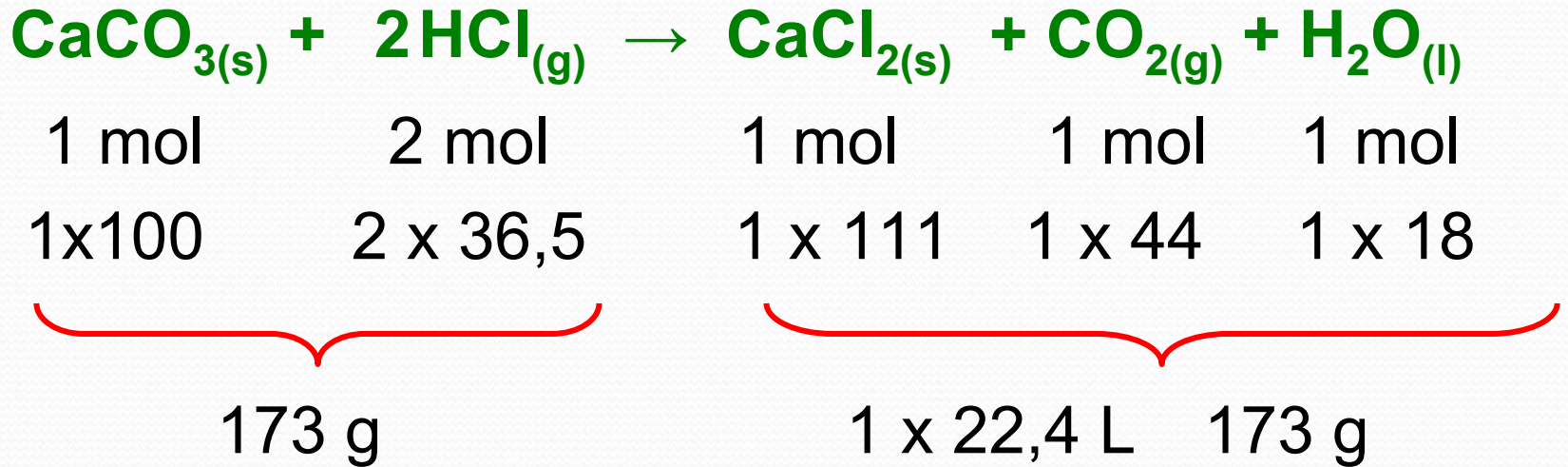


$$\frac{7 \text{ (g de Fe)}}{56 \text{ (g/mol)}} = \frac{X \text{ (g de S)}}{32 \text{ (g/mol)}} \rightarrow x = \frac{32 \times 7}{56} = \boxed{4 \text{ g de S}}$$

reactivo limitante: **Fe**

reactivo en exceso: **S**

- Problema: Se mezclan 400 g de CaCO_3 de pureza 70% con 7,75 moles de HCl para dar CO_2 , CaCl_2 y H_2O . ¿Qué volumen de gas se forma?



$$M_{\text{CaCO}_3} = 1 \times 40 + 1 \times 12 + 3 \times 16 = 100$$

$$M_{\text{HCl}} = 1 \times 1 + 2 \times 35,5 = 36,5$$

$$M_{\text{CaCl}_2} = 1 \times 40 + 2 \times 35,5 = 111$$

$$\text{CNPT (1 atm, 0}^\circ\text{C) 1 mol} = 22,4 \text{ L}$$

$$M_{\text{CO}_2} = 1 \times 12 + 2 \times 16 = 44$$

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18$$



1x100 2 x 36,5 1 x 111 1 x 44 1 x 18
400 g (70%) 7,75 moles ¿x L?

100 g de droga impura _____ 70 g de CaCO₃ puros
400 g de droga impura _____ 280 g de CaCO₃ puros

100 g de CaCO₃ _____ 2 moles de HCl
280 g de CaCO₃ _____ 5,6 moles de HCl

reactivo limitante

100 g de CaCO₃ _____ 22,4 L de CO₂
280 g de CaCO₃ _____ **x = 62,7 L de CO₂**

Esquema de pasos para realizar el cálculo

- Escribir ecuación química y **BALANCEARLA**
- Escribir las cantidades químicas involucradas en reactivos y productos
- Establecer la cantidad de reactivo puro en cada muestra con pureza inferior al 100%
- Determinar exceso y defecto (utilizando para el cálculo la masa de reactivo puro)
- Con reactivo en defecto (reactivo limitante) realizar el cálculo de la cantidad de producto

Rendimiento

Cantidad teórica

Cantidad de producto que **se podría obtener** con las cantidades de reactivos que se tienen



Cantidad real

Cantidad de producto que **se obtiene realmente** en una reacción

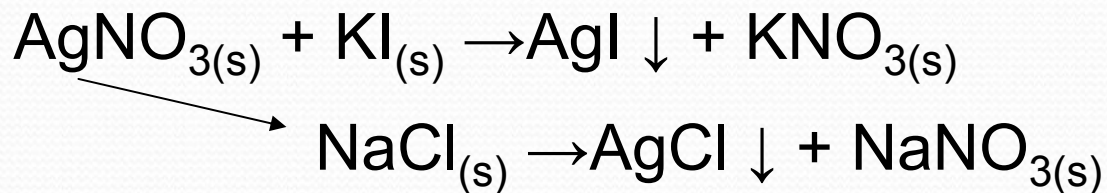
Definición: relación que existe entre la cantidad de producto formada realmente en una reacción y la cantidad teórica predicha mediante la ecuación balanceada cuando ha reaccionado todo el reactivo limitante

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

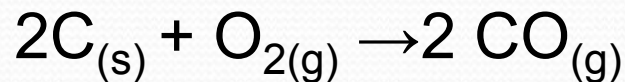
Se puede calcular en gramos, moles, número de moléculas, etc.

Causas por las cuales se obtiene menor cantidad de producto que el calculado teóricamente

- Muchas reacciones no terminan: los reactivos no se convierten completamente en productos
- Algunos reactivos dan lugar a dos o más reacciones simultáneas: se forman productos indeseados



- La separación del producto deseado de la mezcla de reacción es difícil: no todo el producto formado logra aislarse con éxito



- Parte del producto se pierde

- Problema: ¿Qué masa de agua 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%?



2 moles 3 moles 1 mol 6 moles

2 x 107 3 x 98 1 x 400 6 x 18

508 g

508 g

100 g de droga impura _____ 85 g de Fe(OH)₃ puros

214 g de Fe(OH)₃ _____ 108 g de H₂O

85 g de Fe(OH)₃ _____ 42,9 g de H₂O

100 g de H₂O teóricos _____ 70 g obtenidos de H₂O

42,9 g de H₂O teóricos _____ **x = 30 g obtenidos de H₂O**

CÁLCULOS EN REACCIONES SUCESIVAS

En reacciones sucesivas, el producto de la 1ª reacción puede ser el reactivo de la 2ª, estableciéndose las sucesivas proporciones estequiométricas, en las que el resultado de la 1ª es dato de la 2ª

Ejemplo: ¿Qué cantidad de CaC_2 se gastará en producir el acetileno (C_2H_2) necesario para obtener por combustión 10 litros de CO_2 en condiciones normales?



Los moles de CO_2 : $\frac{1 \text{ mol de } \text{CO}_2}{22,4 \text{ litros}} = \frac{n}{10 \text{ litros}} \Rightarrow n = 0,44 \text{ moles de } \text{CO}_2$

Los moles de C_2H_2 : $\frac{2 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2}{4 \text{ mol de } \text{CO}_2} = \frac{n'}{0,44 \text{ mol de } \text{CO}_2} \Rightarrow n' = 0,22 \text{ moles de } \text{C}_2\text{H}_2$



$\frac{1 \text{ mol de } \text{CaC}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2} = \frac{X}{0,22 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2} \Rightarrow X = 0,22 \text{ moles de } \text{CaC}_2$