

U.N.P.S.J.B.



**FACULTAD DE CIENCIAS NATURALES
SEDE TRELEW**

**CURSO DE NIVELACIÓN
EN QUÍMICA
INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA**

AÑO 2015

**Lic. Maite L. Domínguez
Ing. Sebastián Polacco**

RELACIONES DE MASA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

- Masa atómica absoluta y masa atómica relativa
- Masa molecular absoluta y masa molecular relativa
- Mol
- Masa de un mol de átomos y masa de un mol de moléculas
- Volumen molar
- Composición porcentual en masa
- Fórmula mínima o empírica
- Fórmula Molecular
- Reactivo limitante
- Pureza
- Rendimiento

MASA ATÓMICA ABSOLUTA

- La masa atómica **absoluta** es la masa **real** de un átomo. Su valor oscila entre 1×10^{-22} y 1×10^{-24} **gramos**.
- No existe en la actualidad balanza que permita apreciar esa masa, por eso en la práctica se comparan las masas de los átomos con una masa patrón.

↓

Isótopo $^{12}_6\text{C} \rightarrow 12,00000 \text{ uma}$.

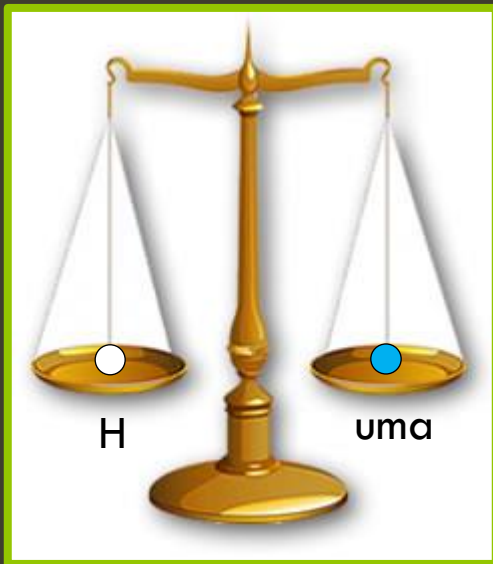
- **Unidad de masa atómica:** la doceava parte de la masa fijada para el isótopo 12 del Carbono.



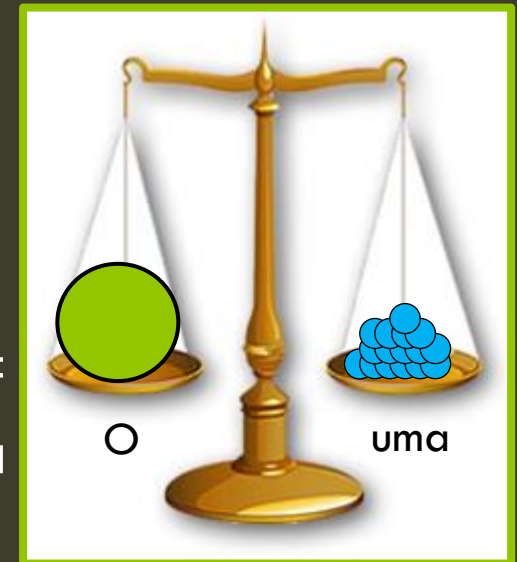
$$1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

MASA ATÓMICA ABSOLUTA

- La masa de todos los átomos de los diferentes elementos queda expresada en relación a la uma:



1 átomo de hidrógeno =
1,0080 uma \approx 1 uma



1 átomo de oxígeno =
15,995 uma \approx 16 uma

MASA ATÓMICA RELATIVA

- Es un número adimensional que expresa la relación existente entre la masa de un elemento dado y la unidad de masa atómica.
- Es un número relativo que indica cuánta más masa tiene el átomo de ese elemento a la uma.
- Masa atómica relativa del Oxígeno:

$$\frac{15,9994 \text{ uma}}{1 \text{ uma}} = 15,9994$$

MASA ATÓMICA RELATIVA PROMEDIO

- Podemos calcular la masa atómica relativa promedio de un elemento, si sabemos la masa y también la abundancia relativa de cada isótopo.

$$\text{Masa atómica (promedio)} = \frac{\sum_{i=1}^n (a \times m)_i}{100}$$

donde a es el porcentaje de abundancia en la naturaleza del isótopo de masa m y \sum es la **sumatoria** que comprende a todos los isótopos estables del elemento considerado.

- Es la que figura en la Tabla Periódica de los elementos.*

Ejemplo:

Cloro (Cl)

Isótopo	Masa atómica relativa	Abundancia (%)
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	34,962	75,4
${}^{37}_{17}\text{Cl}$	36,966	24,6

$$\text{Masa atómica del Cl} = \frac{34,962 \times 75,4 + 36,966 \times 24,6}{100} = 35,45$$

MASA MOLECULAR ABSOLUTA

- Es la suma de las masas atómicas absolutas de los átomos que componen una molécula

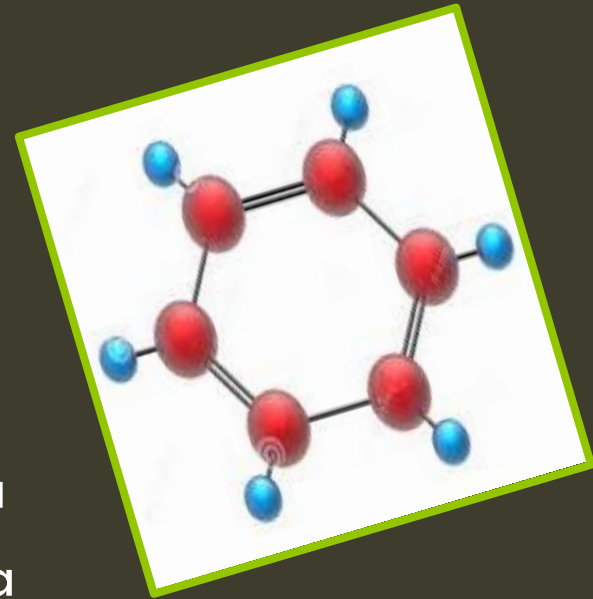
Ejemplo:

Benceno (C_6H_6)

- Masa atómica del Carbono = 12,01115 uma
- Masa atómica del Hidrógeno = 1,00797 uma

Masa molecular del Benceno =

$$(6 \times 12,01115 \text{ uma}) + (6 \times 1,00797 \text{ uma}) = 78,11472 \text{ uma}$$



MASA MOLECULAR RELATIVA

- Es un número adimensional que expresa cuántas veces es mayor la masa de una molécula de un compuesto que la unidad de masa atómica (uma).

Ejemplo

Masa molecular relativa del Benceno:

$$\frac{78,11472 \text{ uma}}{1 \text{ uma}} = 78,11472$$

MOL de...



1 docena de ... = ...

MOL de...



1 docena de ... = ...

MOL de...



1 par de ... = ...

MOL de...



1 par de ... = ...

MOL de...

- Docena: es una unidad de cantidad de materia

1 docena de... = 12 unidades de...

1 docena de huevos = 12 huevos

1 docena de lápices de colores = 12 lápices de colores

MOL de...

- Par: es una unidad de cantidad de materia

1 par de... = 2 unidades de...

1 par de zapatillas = 2 zapatillas

1 par de medias = 2 medias

MOL de...

□ Mol:

- es una unidad de cantidad de materia
- *cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 gramos de $^{12}_6C$.*

$$1 \text{ mol de...} = 6,022 \times 10^{23} \text{ unidades de...}$$

N° de Avogadro (N)

MOL de...

- Moles de átomos

1 mol de átomos de C = $6,022 \times 10^{23}$ átomos de C

- Moles de moléculas

1 mol de moléculas de C₆H₆ = $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de C₆H₆

MASA DE UN MOL DE ÁTOMOS

- Masa de **1 átomo** de C = 12,011 **uma**



MASA ATÓMICA

- Masa de **1 mol de átomos** de C = 12,011 **g**

$$N = 6,022 \times 10^{23}$$



MASA MOLAR
ATÓMICA

MASA DE UN MOL DE MOLÉCULAS

- Masa de **1 molécula** de $C_6H_6 = \underline{78,11472}$ **uma**

MASA
MOLECULAR



- Masa de **1 mol de moléculas** de $C_6H_6 = \underline{78,11472}$ **g**

MASA MOLAR
MOLECULAR

CÁLCULOS



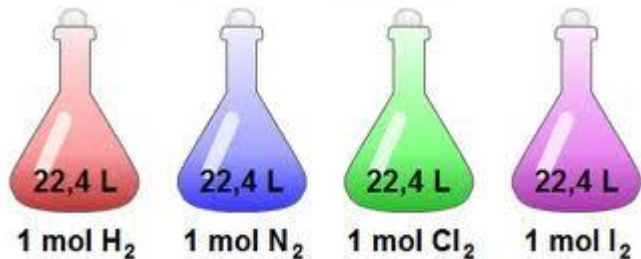
VOLUMEN MOLAR

Volumen que ocupa un mol de moléculas de un gas en CNPT

**1 mol de moléculas
de un gas
en CNPT**



22,4 L



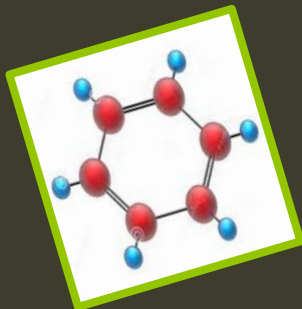
COMPOSICIÓN PORCENTUAL EN MASA DE COMPUESTOS

$$\text{Composición porcentual de un elemento} = \frac{n \times \text{masa molar del elemento}}{\text{masa molar del compuesto}} \times 100$$

n: número de moles del elemento que hay en un mol de compuesto

Ejemplo:

Benceno: C_6H_6



$$\begin{aligned} \text{Composición porcentual de C} &= \frac{6 \frac{\text{moles de átomos de C}}{\text{mol de moléculas de } C_6H_6} \times 12,011 \frac{\text{g de C}}{\text{mol de átomos C}}}{78,114 \frac{\text{g de } C_6H_6}{\text{mol de moléculas de } C_6H_6}} \times 100 \\ &= 92,257\% \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Composición porcentual de H} &= \frac{6 \frac{\text{moles de átomos de H}}{\text{mol de moléculas de } C_6H_6} \times 1,008 \frac{\text{g de H}}{\text{mol de átomos H}}}{78,114 \frac{\text{g de } C_6H_6}{\text{mol de moléculas } C_6H_6}} \times 100 \\ &= 7,743\% \end{aligned}$$

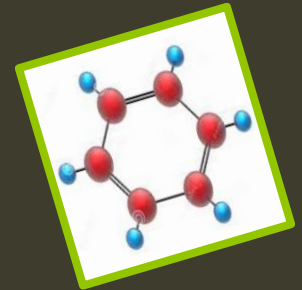
FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR

Si conocemos la composición porcentual en masa de un compuesto:

Ejemplo: Benceno:

C: 92,257%

H: 7,743%



Podemos calcular cuáles son:

- FÓRMULA EMPÍRICA O MÍNIMA: indica cuáles elementos están presentes y la relación mínima, en números enteros, entre sus átomos, pero no indica necesariamente el número real de átomos en la molécula

Ejemplo: Benceno:

CH

- FÓRMULA MOLECULAR: indica cuáles elementos están presentes y el número real de átomos en la molécula.

Ejemplo: Benceno:

C₆H₆

Debemos saber su masa molar: 78,114g/mol

CÁLCULO DE FÓRMULA EMPÍRICA

H

2,1%



2,1g



÷ 1,01 g/mol

2,079 moles



÷ 1,017 moles

2

S

32,6%



32,6g



÷ 32,06 g/mol

1,017 moles



÷ 1,017 moles

1

O

65,3%



65,3g



÷ 16 g/mol

4,081 moles



÷ 1,017 moles

4

COMPOSICIÓN
PORCENTUAL

Cada 100g de
COMPUESTO

÷ MASA MOLAR
ATÓMICA

÷ N° DE MOLES
MÁS CHICO



CÁLCULO DE LA FÓRMULA MOLECULAR

$$\text{Fórmula molecular} = \text{Fórmula empírica} \times \frac{\text{Masa molar molecular}}{\text{Masa molar de la fórmula empírica}}$$

Debemos conocer, además de la FÓRMULA EMPÍRICA, la MASA MOLAR MOLECULAR del compuesto.

- FÓRMULA EMPÍRICA = H_2SO_4
- MASA MOLAR MOLECULAR = 98,08 g/mol
- MASA MOLAR DE LA FÓRMULA EMPÍRICA = ...

$$\text{Fórmula molecular} = \text{H}_2\text{SO}_4 \times \frac{98,08 \text{ g/mol}}{\text{Masa molar de la fórmula empírica}} = \text{H}_2\text{SO}_4 \times 1 = \text{H}_2\text{SO}_4$$

En este caso (NO SIEMPRE!!!):

FÓRMULA MOLECULAR = FÓRMULA MÍNIMA

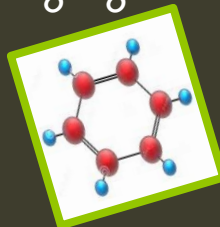
CÁLCULO DE LA FÓRMULA MOLECULAR

BENCENO

- FÓRMULA EMPÍRICA: CH
- MASA MOLAR MOLECULAR: 78,114g/mol
- MASA MOLAR DE LA FÓRMULA EMPÍRICA:...

$$\text{Fórmula molecular} = \text{Fórmula empírica} \times \frac{\text{Masa molar molecular}}{\text{Masa molar de la fórmula empírica}}$$

$$\text{Fórmula molecular} = CH \times \frac{78,114 \text{ g/mol}}{13,017 \text{ g/mol}} = CH \times 6 = C_6H_6$$



REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO

Al realizar una reacción química, no siempre los reactivos se encuentran en las proporciones que indica la ecuación química balanceada.

□ **REACTIVO LIMITANTE:**

- Es el reactivo que se consume primero en una reacción.
- Cuando este reactivo se consume no se puede formar más producto.
- La máxima cantidad de producto que se forma depende de la cantidad de este reactivo que había originalmente. **LIMITA** la cantidad de producto formado.
- Se encuentra en defecto según la ecuación química balanceada.

□ **REACTIVO EN EXCESO:**

- Parte de él se recupera al finalizar la reacción.
- Está presente en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad del reactivo limitante.
- Se encuentra en exceso según la ecuación química balanceada.

REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO



+

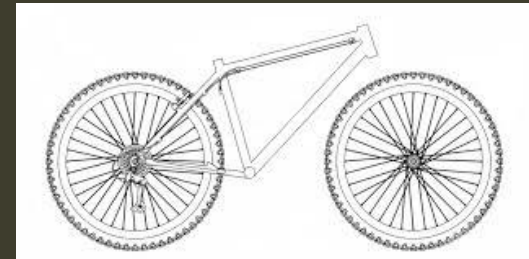


2



+

3

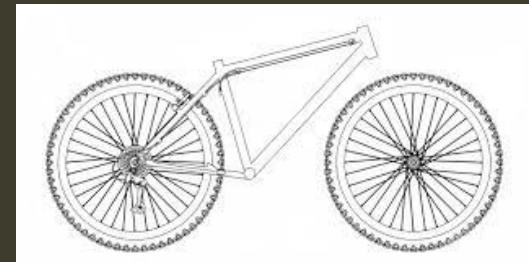


6



+

2



PUREZA

- La mayor parte de los reactivos empleados en el laboratorio no tiene una pureza del 100%.
- Generalmente se hallan mezcladas con impurezas.
- La pureza se expresa en % m/m (porcentaje masa en masa):

$$\% m/m = \frac{\textit{g de reactivo puro}}{\textit{100 g de reactivo impuro}}$$

RENDIMIENTO

Es equivocado pensar que una reacción progresa hasta que se consume totalmente el reactivo limitante.

RENDIMIENTO TEÓRICO:

- La cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción y se transformara en producto.

RENDIMIENTO REAL:

- La cantidad de producto realmente formado.

RENDIMIENTO REAL \neq RENDIMIENTO TEÓRICO

RENDIMIENTO PORCENTUAL O % DE RENDIMIENTO

- Cantidad que relaciona el rendimiento REAL de la reacción con el rendimiento TEÓRICO:

$$\% \text{ de Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

1. **Balancear** la ecuación química.
2. Determinar cuál de los reactivos es el **limitante**. Tener en cuenta que sólo reacciona la parte del total que es pura (**% pureza**).
3. Una vez identificado, trabajar con el reactivo limitante para seguir resolviendo el problema (olvidarse de el/los reactivo/s en exceso!).
4. Calcular la cantidad de producto formada teniendo en cuenta el **% de rendimiento** de la reacción.



- Se hacen reaccionar 2 moles de O_2 con 5 moles de H_2 .
- La pureza del H_2 es del 100% mientras que la del O_2 es del 80%
- El rendimiento porcentual de la reacción es del 98%.

¿Cuántos moles de H_2O se forman?

1. Balancear la ecuación:



2. Calcular cuál es el reactivo limitante teniendo en cuenta la pureza de los reactivos:

H_2 : tengo 5 moles con una pureza del 100%

O_2 : tengo 2 moles con una pureza del 80%

$$\frac{80}{100} \times 2 \text{ moles de } O_2 = 1,6 \text{ moles de } O_2$$

→ O_2 : tengo 1,6 moles



Tenemos:

- 5 moles de H_2
- 1,6 moles de O_2

$$1,6 \text{ moles de } O_2 \times \frac{2 \text{ moles de } H_2}{1 \text{ mol de } O_2} = 3,2 \text{ moles de } H_2$$

Para reaccionar con 1,6 moles de O_2 :

- Necesito 3,2 moles de H_2
- Tengo 5 moles de H_2

REACTIVO EN EXCESO: H_2
REACTIVO LIMITANTE: O_2



Tenemos:

- 5 moles de H_2
- 1,6 moles de O_2

$$5 \text{ moles de } H_2 \times \frac{1 \text{ mol de } O_2}{2 \text{ moles de } H_2} = 2,5 \text{ moles de } O_2$$

Para reaccionar con 5 moles de H_2 :

- Necesito 2,5 moles de O_2
- Tengo 1,6 moles de H_2

REACTIVO LIMITANTE: O_2
REACTIVO EN EXCESO: H_2



3. Trabajar a partir del reactivo limitante



4. Calcular la cantidad de producto (moles de H_2O) formado teniendo en cuenta el % de rendimiento

% rendimiento: 98%

$$1,6 \text{ moles de } O_2 \times \frac{2 \text{ moles de } H_2O}{1 \text{ mol de } O_2} = 3,2 \text{ moles de } H_2O$$

$$\% \text{ de Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

$$98\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento real}}{3,2 \text{ moles de } H_2O} \times 100$$

$$\text{Rendimiento real} = \frac{98}{100} \times 3,2 \text{ moles de } H_2O = 3,136 \text{ moles de } H_2O$$



**iii GRACIAS POR SU
ATENCIÓN!!!**