

## MAGNITUDES ATÓMICAS Y MOLECULARES

### MASA ATÓMICA



#### Masa atómica u.m.a

- La **masa atómica** (algunas veces conocida como peso atómico) es la masa de un átomo, en unidades de masa atómica (uma).
- Una **unidad de masa atómica** se define como una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12

$$1 \text{ u} = \frac{\text{masa de 1 átomo de } ^{12}\text{C}}{12} = \frac{1,99 \times 10^{-23} \text{ g}}{12} = 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Masa atómica promedio (u)

Isótopos

<b>Mg</b>	<b>12</b>
<b>MAGNESIO</b>	<b>2</b>
24,31	1,31
24; 25; 26	
[Ne] 3s <sup>2</sup>	

#### Masa atómica promedio u.m.a

Esto significa que al medir la masa atómica de un elemento, por lo general se debe establecer la masa *promedio* de la mezcla natural de los isótopos.

Unidad 4: Magnitudes atómicas y moleculares

## MAGNITUDES ATÓMICAS Y MOLECULARES

### MASA ATÓMICA



#### Masa atómica promedio de

- Esto significa que la masa atómica promedio de un elemento se calcula considerando la masa de cada isótopo y su abundancia isotópica.

$$m_a = \frac{(m_1 \times a_1) + (m_2 \times a_2) + \dots}{100}$$

Abundancia Isotópica en %

Masa atómica promedio (u)

Isótopos

<b>Mg</b>	<b>12</b>
<b>MAGNESIO</b>	<b>2</b>
24,31	1,31
24; 25; 26	
[Ne] 3s <sup>2</sup>	

Mg (78,7% y 23,99 u)  
Mg (11,1% y 25,99 u)  
Mg (10,2% y 24,99 u)

$$m_a = \frac{(23,99 \text{ u})(78,7\%) + (25,99 \text{ u})(11,1\%) + (24,99 \text{ u})(10,2\%)}{100}$$

$$m_a = 24,31 \text{ u} \quad \text{Esto es la masa de 1 átomo de Mg en uma}$$

$$1 \text{ u} = 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Exponente muy pequeño

$$1 \text{ u} = 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$24,31 \text{ u} = 4,0366 \times 10^{-23} \text{ g} \quad \text{Esto es la masa de 1 átomo de Mg en gr}$$

$$4,04 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Unidad 4: Magnitudes atómicas y moleculares

## MAGNITUDES ATÓMICAS Y MOLECULARES

### MASA ATÓMICA



#### Masa atómica promedio

¿Cuál es la masa de un átomo de Mg?  $\rightarrow 24,31 \text{ g} \quad 24,31 \text{ g/mol}$

<b>Mg</b>	<b>12</b>
<b>MAGNESIO</b>	<b>2</b>
24,31	1,31
24; 25; 26	
[Ne] 3s <sup>2</sup>	

• 24,31 u Esto es la masa de 1 átomo de Mg en uma

•  $4,0366 \times 10^{-23} \text{ g}$  Esto es la masa de 1 átomo de Mg en gr

Unidad 4: Magnitudes atómicas y moleculares

## MAGNITUDES ATÓMICAS Y MOLECULARES

### MASA MOLECULAR



#### Masa molecular u.m.a

- Podemos calcular la masa de las moléculas si conocemos las masas atómicas de los átomos que las forman.
- La *masa molecular* (algunas veces denominada peso molecular) es la suma de las masas atómicas (en uma) en una molécula.

Por ejemplo, la masa molecular del  $\text{H}_2\text{O}$  es

$$\text{At H} \cdot (\text{masa atómica del H}) + \text{At O} \cdot (\text{masa atómica del O}) = 2 \cdot (1,008 \text{ u}) + 1 \cdot 16,00 \text{ u} = 18,02 \text{ u}$$

<b>H</b>	<b>1</b>
HIDRÓGENO	1
1,008	2,20
1s <sup>1</sup>	1; 2

<b>O</b>	<b>8</b>
OXÍGENO	8
16,00	3,44
16, 17, 18	
[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	

Esto es la masa de 1 molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  en **uma**

$$1 \text{ u} \longrightarrow 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$18,02 \text{ u} \longrightarrow = 2,9922 \times 10^{-23} \text{ g}$$

$$\boxed{2,99 \times 10^{-23} \text{ g}}$$

Esto es la masa de 1 molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  en **gr**

Unidad 4: Magnitudes atómicas y moleculares

## MAGNITUDES ATÓMICAS Y MOLECULARES

### MASA MOLECULAR



#### Masa molecular promedio

¿Cuál es la masa de una molécula de  $\text{H}_2\text{O}$ ?  $\longrightarrow$  ~~18,02 g~~ ~~18,02 g/mol~~



• 18,02 u Esto es la masa de 1 molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  en **uma**

•  $2,9922 \times 10^{-23} \text{ g}$  Esto es la masa de 1 molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  en **gr**

Unidad 4: Magnitudes atómicas y moleculares

## MAGNITUDES ATÓMICAS Y MOLECULARES

### MASA MOLAR



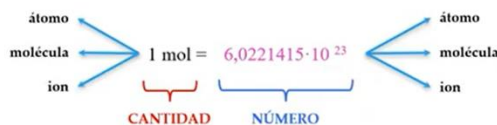
#### Masa molar g/mol

- La *masa molar* (en g/mol) de cualquier sustancia siempre es numéricamente igual a su peso fórmula (en uma).
- El mol es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (*átomos, moléculas u ión partículas*) como átomos hay exactamente en 12 g (o 0.012 kg) del isótopo de carbono-12.

$$1 \text{ mol} = 6,0221415 \cdot 10^{23}$$

Exponente muy grande  
número de Avogadro

- Según su definición, la unidad mol se refiere a un número fijo de especies cuya identidad debe especificarse



Unidad 4: Magnitudes atómicas y moleculares

## MAGNITUDES ATÓMICAS Y MOLECULARES

### MASA MOLAR



#### Masa molar g/mol

- La **masa molar** (en g/mol) de cualquier sustancia siempre es numéricamente igual a su peso formular (en uma).
- El mol es la cantidad de una sustancia que contiene tantas **entidades elementales** (*átomos, moléculas, ion u otras partículas*) como átomos hay exactamente en 12 g (o 0.012 kg) del isótopo de carbono-12.

$H_2O$   $M = 18,02 \text{ u}$  (masa molecular)  
 $M = 18,02 \text{ g/mol}$  (masa molar)

¿Cuál es la masa de una molécula de  $H_2O$ ?  
 $1 \text{ u} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$   
 $18,02 \text{ u} = 2,9922 \cdot 10^{-23} \text{ g}$   
 Esto es la masa de 1 molécula de  $H_2O$  en gr

18,02 g  $H_2O$  — 1 mol molécula  $H_2O$  —  $6,02 \cdot 10^{23}$  molécula  $H_2O$   
 MASA CANTIDAD NÚMERO

18,02 g  $H_2O$  —  $6,02 \cdot 10^{23}$  molécula  $H_2O$   
 $2,9933 \cdot 10^{-23} \text{ g } H_2O = 1 \text{ molécula } H_2O$

~~18,02 g/mol~~

Unidad 4: Magnitudes atómicas y moleculares

## MAGNITUDES ATÓMICAS Y MOLECULARES

### MASA MOLAR



#### Masa molar g/mol

$H_2O$   $M = 18,02 \text{ u}$   
 $M = 18,02 \text{ g/mol}$

18,02 g  $H_2O$  — 1 mol molécula  $H_2O$  —  $6,02 \cdot 10^{23}$  molécula  $H_2O$   
 MASA CANTIDAD NÚMERO

2H 2 g H — 2 mol at H —  $2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$  at H  
 MASA CANTIDAD NÚMERO  
 átomo átomo átomo

O 16 g O — 1 mol at O —  $6,02 \cdot 10^{23}$  at O  
 MASA CANTIDAD NÚMERO

Muestra: 500 ml  
 500 gr

¿Cuál es el número de moléculas de  $H_2O$ ?  
 2 18,02 gr  $H_2O$  — 3  $6,02 \cdot 10^{23}$  molécula  $H_2O$   
 1 500 gr  $H_2O$  — =  $1,6703 \cdot 10^{25}$  molécula  $H_2O$

¿Cuál es la cantidad de Hidrogeno presentes?  
 2 18,02 gr  $H_2O$  — 3 2 mol at H  
 1 500 gr  $H_2O$  — = 55,493 mol at H

2 La misma unidad de la muestra — 3 Lo que pregunta  
 1 Muestra =

Muestra → Masa gr., Kg  
 → Cantidad mol  
 → Numero  $N_A$   
 → Volumen ml, L

Unidad 4: Magnitudes atómicas y moleculares

## MAGNITUDES ATÓMICAS Y MOLECULARES

### MASA MOLAR



#### Masa molar g/mol

$CCl_4$   $M = 154 \text{ g/mol}$  (masa molar)  
 $154 \text{ g } CO_2$  — 1 mol molécula  $CO_2$  —  $6,02 \cdot 10^{23}$  molécula  $CO_2$   
 MASA CANTIDAD NÚMERO

$O_2$   $M = 32 \text{ g/mol}$  (masa molar)  
 $32 \text{ g } O_2$  — 1 mol molécula  $O_2$  —  $6,02 \cdot 10^{23}$  molécula  $O_2$   
 MASA CANTIDAD NÚMERO

$H_2$   $M = 2 \text{ g/mol}$  (masa molar)  
 $2 \text{ g } H_2$  — 1 mol molécula  $H_2$  —  $6,02 \cdot 10^{23}$  molécula  $H_2$   
 MASA CANTIDAD NÚMERO

$CO_2$   $M = 44 \text{ g/mol}$  (masa molar)  
 $44 \text{ g } CO_2$  — 1 mol molécula  $CO_2$  —  $6,02 \cdot 10^{23}$  molécula  $CO_2$   
 MASA CANTIDAD NÚMERO

$H_2O$   $M = 18 \text{ g/mol}$  (masa molar)  
 $18 \text{ g } H_2O$  — 1 mol molécula  $H_2O$  —  $6,02 \cdot 10^{23}$  molécula  $H_2O$   
 MASA CANTIDAD NÚMERO

La **masa molar** de cualquier sustancia siempre esta para  
 1 MOL ó  
 1 NÚMERO DE AVOGADRO  
 $6,02 \cdot 10^{23}$

Unidad 4: Magnitudes atómicas y moleculares

## MAGNITUDES ATÓMICAS Y MOLECULARES

### MASA MOLAR



NÚMERO DE ÁTOMOS	CANTIDAD DE ÁTOMOS	NÚMERO DE ÁTOMOS C	NÚMERO DE ÁTOMOS O	CANTIDAD DE ÁTOMOS C	CANTIDAD DE ÁTOMOS O
------------------	--------------------	--------------------	--------------------	----------------------	----------------------

$\text{CCl}_4$ $M = 154 \text{ g/mol}$ (masa molar)	$5 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ at	5 mol at	$1 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ C		1 mol at C
$\text{O}_2$ $M = 32 \text{ g/mol}$ (masa molar)	$2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ at	2 mol at		$2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ O	2 mol at O
$\text{CO}_2$ $M = 44 \text{ g/mol}$ (masa molar)	$3 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ at	3 mol at	$1 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ C	$2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ O	1 mol at C 2 mol at O
$\text{H}_2\text{O}$ $M = 18 \text{ g/mol}$ (masa molar)	$3 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ at	3 mol at		$1 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ O	1 mol at O

Unidad 4: Magnitudes atómicas y moleculares

## MAGNITUDES ATÓMICAS Y MOLECULARES

### VOLUMEN MOLAR



**Volumen molar**  $\text{cm}^3/\text{mol}$

- La **volumen molar** (en  $\text{cm}^3/\text{mol}$ ) es el volumen que ocupa un mol de cualquier sustancia

$$\text{Masa molar } M \quad \rho \quad V_M \text{ Volumen molar}$$

(Arrows indicate relationships:  $M = \rho \cdot V_M$  and  $V_M = M / \rho$ )

<b>Pt</b>	<b>78</b>
	2,4
PLATINO	
195,1	2,28
194,195,196,198	
[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>9</sup> 6s <sup>1</sup>	

$$\rho = 21,5 \text{ g/cm}^3$$

$$M = 195,1 \text{ g/mol (masa molar)}$$

$$V_M = 9,07 \text{ cm}^3/\text{mol (volumen molar)}$$

Esta masa la pasamos a volumen con la densidad

$$195,1 \text{ g Pt} \longrightarrow 1 \text{ mol at Pt}$$

$$21,5 \text{ g Pt} \longrightarrow 1 \text{ cm}^3$$

$$\frac{195,1 \text{ g Pt}}{1 \text{ mol}} \longrightarrow \frac{21,5 \text{ g Pt}}{1 \text{ mol}} = 9,07 \text{ cm}^3$$

$$\text{Masa molar} \quad \text{Volumen molar}$$

Unidad 4: Magnitudes atómicas y moleculares