

### 3.1 Valencia y número de oxidación

Para formular y nombrar un compuesto es preciso conocer los símbolos de los elementos, así como los conceptos de **valencia y número de oxidación**:

- o La **valencia de un elemento** es el poder de combinación de un átomo para unirse con otros y formar un compuesto. En los compuestos iónicos, la valencia es la carga del ion que se forma cuando el átomo gana o pierde electrones para cumplir la regla del octeto. En los compuestos covalentes, la valencia es igual al número de uniones formadas.

#### Ejemplo:

- Compuesto iónico: Cloruro de calcio ( $\text{CaCl}_2$ ), el calcio tiene valencia 2 ( $\text{Ca}^{+2}$ ) y el Cl valencia 1 ( $\text{Cl}^{-1}$ )
- Compuesto covalente: metano ( $\text{CH}_4$ ), el hidrógeno tiene valencia 1 y el carbono valencia 4.

## 4 Masa molecular

---

Acabamos de ver que cada compuesto, sea de tipo molecular o iónico se representa por una fórmula, que expresa la proporción relativa en que se combinan los elementos que lo integran.

**La masa molecular es la masa de una molécula, expresada en umas (u).**

- o *Cálculo de la masa molecular:*

Se obtiene sumando las masas atómicas de todos los átomos que forman el compuesto. Para ello tenemos que conocer la fórmula.

#### Ejemplo:

Calcula la masa molecular del óxido de cloro (VII).

Fórmula  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ . En la tabla periódica buscamos la masa del átomo de Cl= 35,5 y del O=16

Masa molecular= $2 \cdot 35,5 + 7 \cdot 16 = 183$  u.

Hemos multiplicado por 2 porque hay 2 átomos Cl y por 7 porque hay 7 átomos de Oxígeno.

## 5 Mol. Masa molar y número de Avogadro

---

Uno, dos o mil átomos es una cantidad tan pequeña de materia que es casi inmanejable. En la práctica, en el laboratorio, se trabaja con cantidades que podamos medir su masa; en esta cantidad hay millones de millones de átomos. Por eso introducimos el concepto de mol.

## 5.1 Número de Avogadro y mol

Cojamos un átomo cualquiera del sistema periódico, el azufre, por ejemplo. **Un átomo de azufre (S)** tiene una masa de **32 umas**. ¿Cuántos átomos de azufre hay que coger para juntar entre todos ellos **32 gramos**? Pues... ¡hay que contarlos! Esto ya se hizo, y resulta que hay que coger **6,023.10<sup>23</sup> átomos de azufre**. Esto es así para todos los átomos de la tabla periódica.

### Ejemplo:

En 35.45 g de cloro hay que coger  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de cloro.

En 183 u de  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  hay una molécula de  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ . Si tenemos  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas la masa es de 183g

A esta cantidad,  $6,023 \cdot 10^{23}$  objetos, la llamamos mol. Entonces, un mol de átomos son  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos, un mol de moléculas son  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas, un mol de virus son  $6,023 \cdot 10^{23}$  virus, un mol de euros son  $6,023 \cdot 10^{23}$  euros, etc.

**El número  $6,023 \cdot 10^{23}$  es el número de Avogadro (Amadeo Avogadro, 1776-1856); es el número de partículas que hay en un mol**

### Ejemplo:

Cantidad	Gramos	Número de partículas
1 mol de cobre	63,65	$6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de cobre
1 mol de agua	18	$6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua
1 mol de amoníaco	17	$6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de amoníaco

## 5.2 Masa molar

**Es la masa de un mol de partículas** (átomos, moléculas, partículas) podemos decir que es la masa de  $6,023 \cdot 10^{23}$  partículas (átomos, moléculas, partículas) y coincide con el número que representa la masa molecular expresada en gramos. Se expresa en g/mol.

Así, de la tabla anterior se deduce que la masa molar del cobre es 63,55 g, la masa molar del agua es 18,015 g y la masa molar del amoníaco es 17,03 g/mol.

Para realizar los ejercicios podemos utilizar regla de tres o factores de conversión.

### Ejemplo:

¿Cuántos moles hay en 100g de agua? ¿Cuántas moléculas? ¿Cuántos átomos?

Para resolver esta actividad, necesitamos recordar: 1 mol de agua=18g=6,023.10<sup>23</sup> moléculas

$$n = 100g \cdot \frac{1mol}{18g} = 5,56$$

$$moléculas = 100g \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} moléculas}{18g} = 3,35 \cdot 10^{24}$$

$$átomos = 3,35 \cdot 10^{24} \cdot \frac{3átomos}{1molécula} = 1 \cdot 10^{25}$$

## Actividades

---

### Actividad 1:

¿Cuántos electrones les faltan o les sobran a los siguientes átomos: K, Ca, S, Cl, He, Al; para cumplir la regla del octeto? Clasifícalos en metal, no metal o gas nobles.

Actividad 2:

Con la ayuda del Sistema Periódico, buscando las masas atómicas de cada átomo, calcula la masa molecular o mol de:

Sustancia	Sustancia
Na Cl	O <sub>2</sub>
HNO <sub>3</sub>	CH <sub>4</sub>

### Ejercicio 1

Completa:

- Los átomos de magnesio (Mg) tienen dos electrones en la última capa, por lo que tratan de .....y tienen tendencia a convertirse en .....con cargas ....., llamados.....

### Ejercicio 2

Los átomos del grupo IA ¿Qué ion puede formar? ¿Son metales?

#### Ejercicio 4

La estructura electrónica de los átomos de magnesio (Mg) es (2, 8, 2) y la de los átomos de cloro (Cl) es (2, 8, 7). Por lo tanto los átomos de Mg tratan de perder \_\_\_\_\_ y los átomos de Cl tratan de ganar \_\_\_\_\_. Cada átomo de Mg dará electrones a \_\_\_\_\_ átomos de Cl y la fórmula de la sustancia formada será \_\_\_\_\_. el enlace entre los dos iones formados es \_\_\_\_\_.

#### Ejercicio 5

La estructura electrónica del átomo de sodio  $Z=11$  es (2, 8, 1). Es un elemento \_\_\_\_\_ porque tiene \_\_\_\_\_ de valencia. Por lo tanto el enlace entre átomos de sodio es \_\_\_\_\_.

#### Ejercicio 10

Una molécula de ácido sulfúrico, ( $H_2SO_4$ ) tiene \_\_\_\_\_ átomos de oxígeno, 2 átomos de \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_ de azufre. La masa molecular se calcula \_\_\_\_\_ y es igual. \_\_\_\_\_ u, si este número le expresamos en gramos es la masa de \_\_\_\_\_ partículas y es un \_\_\_\_\_ igual a \_\_\_\_\_ gramos.