

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 (CaCl_2), el calcio tiene valencia 2 (Ca^{+2}) y el Cl valencia 1 (Cl^{-1})
- Compuesto covalente: metano (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 Cl_2O_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 **6,023.10²³ 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 Cl_2O_7 hay una molécula de Cl_2O_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=6,023.10²³ 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 ₂
HNO ₃	CH ₄

Ejercicio 1

Completa:

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