

CONCEPTOS BÁSICOS. Peso atómico, Mol y Número de Avogadro.

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Aquí hablaremos de la estructura atómica básica del átomo, su forma y de qué está compuesto. Es lo que nos interesa para hacer los problemas fundamentales. No entramos, por lo tanto, en la parte “teórica” sobre la estructura electrónica, tabla periódica, propiedades atómicas, tipos de enlaces y formulación.

El átomo está compuesto fundamentalmente por un núcleo y una corteza, como un sistema solar.

En el núcleo hay dos tipos de partículas, protones y neutrones

PROTONES: TIENEN CARGA ELÉCTRICA POSITIVA, que denotaremos por **+1** (en química la elegimos unidad de carga). Su equivalencia con la unidad de carga del sistema internacional, el culombio es:

$$q_P = +1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Su masa es

$$m_P = 1.673 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} \cong 1 \text{ u. m. a.}$$

NEUTRONES: NO TIENEN CARGA (de ahí su nombre) y su masa es parecida a la del protón:

$$m_N = 1.675 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} \cong 1 \text{ u. m. a.}$$

Aunque la unidad de masa atómica no es exactamente la masa del protón, para nuestros objetivos se puede tomar como tal. Los números que aparecen en la tabla periódica están en *u.m.a. (unidad de masa atómica)*

En la corteza hay sólo un tipo de partículas: los electrones

ELECTRÓN: TIENEN CARGA, IGUAL QUE LA DEL PROTÓN, PERO NEGATIVA, -1. Por ello, el átomo en su estado fundamental es neutro eléctricamente. **Su masa es del orden diez mil veces menor que la del protón o neutrón. Por eso, como veremos, la masa del átomo la podemos considerar TODA en su núcleo.** Se mueven alrededor del núcleo en órbitas determinadas que, según sean, le dan al átomo sus propiedades químicas.

$$m_E = 9.11 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$$

Ya estamos en condiciones de definir a un átomo por medio de dos números. Veamos

NÚMERO ATÓMICO: Z

Número atómico: número de protones que tiene un átomo en el núcleo. **Caracteriza y define a un átomo porque dos átomos que tengan el mismo número de protones pertenecen al mismo elemento** (en la tabla de elementos están todos ellos ordenados según el número atómico creciente).

MASA ATÓMICA: A

Masa atómica: número de protones más número de neutrones del átomo. Se llama así porque la masa de los electrones es despreciable frente a la de los protones y neutrones, como se ha dicho, y por lo tanto la masa del átomo está concentrada en el núcleo.

Por ello, un átomo queda definido por estos dos números:

$$X_{\text{número atómico}}^{\text{masa atómica}} = X_Z^A$$

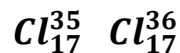
Así, el átomo de cloro:



Tiene **17 protones** y **35-17=18 neutrones**

Como se ha dicho, estos dos son los números fundamentales que definen a un átomo. Lo que ocurre es que un grupo de átomos pertenecientes al mismo elemento, por lo tanto, con el mismo número de protones, pueden tener distinto número de neutrones. **A estos átomos, con el mismo número de protones, pero distinto número de neutrones se les llama ISÓTOPOS. Podemos decir también que tienen el mismo número atómico y distinta masa atómica.** La palabra isótopo significa “mismo lugar” porque, al ser átomos del mismo elemento, ocupan el mismo lugar en la tabla periódica.

Por ejemplo, el cloro tiene dos isótopos:



Y, como vemos, sus masas atómicas son distintas. Por eso, **se define el PESO ATÓMICO de un elemento como la media de las masas atómicas que lo conforman. En el caso del cloro, sabiendo que el porcentaje de cada uno de ellos es el cincuenta por ciento (para hallar el peso atómico tenemos que conocer el porcentaje de cada isótopo que suele ser constante en la naturaleza) nos queda:**

$$P. A. \text{Cl} = \frac{50}{100} 35 + \frac{50}{100} 36 = 35,5 \text{ u. m. a.}$$

A partir de ahora, pensaremos que todos los átomos de cloro son iguales (de peso **35,5 u.m.a**) cuando hagamos cálculos de masas en reacciones. Este número es el que viene en la tabla periódica, entre otros.

MOL Y NÚMERO DE AVOGADRO

Si tenemos un átomo, su peso atómico expresado en gramos se llama átomo-gramo, pero **también mol de átomos**. Veremos por qué después.

En el caso del cloro, de peso atómico **35,5**

$$1 \text{ átomo-gramo Cl} = 1 \text{ mol de átomos} = 35.5 \text{ gr.}$$

Advertimos que este es un lenguaje antiguo que mantenemos aquí porque se sigue utilizando en algunos casos, pocos.

Si tenemos una molécula, su peso molecular expresado en gramos se llama molécula-gramo, **o mol de moléculas**.

En el caso del ácido sulfúrico H_2SO_4 y sabiendo los pesos atómicos del azufre (32) del oxígeno (16) e hidrógeno (1) nos queda

$$1 \text{ molécula-gramo } H_2SO_4 = 1 \text{ mol de moléculas} = 2(1) + 32 + 4(16) = 98 \text{ gr.}$$

Visto esto, definimos el MOL como lo que pesa la partícula última que forma la sustancia expresada en gramos.

Si tenemos una sustancia pura formada por átomos (caso raro porque casi todas las sustancias están formadas por moléculas) **el peso de su átomo expresado en gramos es un mol (de átomos en este caso)** de esa sustancia.

Si tenemos una sustancia formada por moléculas, **el peso de su molécula expresado en gramos es un mol (de moléculas en este caso)** de esa sustancia.

LEY DE AVOGADRO:

Un mol de cualquier sustancia contiene el mismo número de moléculas (o de átomos si la sustancia está formada por átomos). Ese número se denomina **N** o número de Avogadro:

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

El mol es entonces como la docena, pero en vez de ser doce unidades son **N unidades**. Por eso no hace falta distinguir entre mol de moléculas o mol de átomos, como tampoco tiene distinto nombre la docena de calcetines que la docena de huevos, son doce unidades en ambos casos.

Saber entonces pasar de gramos a moles y conocer el número de moléculas (o de átomos) que hay en una cantidad dada de sustancia es fundamental para cualquier cálculo en química. Para ello nos viene muy bien la siguiente regla de tres:

**1 MOL → PESO MOLECULAR GRAMOS → $6,022 \cdot 10^{23}$
moléculas**

Si la sustancia está formada por moléculas

1 MOL → PESO ATÓMICO GRAMOS → $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos

Si la sustancia está formada por átomos.

Ejemplo1.

Calcular el número de moles y moléculas que hay en 40 gramos de ácido sulfúrico:

Como hemos dicho, el peso molecular del ácido sulfúrico es **98**, por lo tanto:

$$1 \text{ MOL} \rightarrow 98 \text{ gr} \rightarrow 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ mol} \rightarrow 98 \text{ gr} \\ x \text{ mol} \rightarrow 40 \text{ gr} \end{cases} \rightarrow x = \frac{40}{98} \text{ moles}$$

Para calcular el número de moles que hay en una cantidad de gramos, como vemos, basta con dividir los gramos que tenemos entre lo que vale UN MOL de esa sustancia:

$$n^{\circ} \text{ moles} = n = \frac{\text{masa (gr)}}{\text{MOL (de esa sustancia)}}$$

Sabiendo el número de moles, como sabemos que cada uno contiene el número de Avogadro de moléculas, basta multiplicarlos por el número de Avogadro para saber cuántas moléculas hay:

En nuestro caso:

$$\text{número moléculas} = \frac{40}{98} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

De ácido sulfúrico hay en cuarenta gramos.

Ejemplo 2.

Calcular el número de moles (de átomos) que hay en 30 gramos de sodio. Peso atómico del sodio 23.

$$1 \text{ MOL} \rightarrow 23 \text{ gr} \rightarrow 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{MOL}} = \frac{30}{23} \text{ moles (de átomos)}$$

$$\text{Número de átomos} = n^{\circ} \text{ moles} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = \frac{30}{23} 6,022 \cdot 10^{23}$$

También, en vez de reglas de tres, podemos utilizar factores de conversión. Para ello, ver la lección dedicada a ello. Hacemos un último ejemplo utilizándolos.

Ejemplo 3

Calcular el número de moles, moléculas y átomos de oxígenos que hay en 196 gramos de ácido sulfúrico, de peso atómico 98

$$196 \text{ gr } H_2SO_4 = 196 \text{ gr } H_2SO_4 \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ gr } H_2SO_4} = 2 \text{ moles}$$

$$\begin{aligned} 2 \text{ moles } H_2SO_4 &= 2 \text{ moles } H_2SO_4 \frac{6.023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \\ &= 2 \cdot 6.023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2SO_4 = \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &= 2 \cdot 6.023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2SO_4 \frac{4 \text{ átomos Oxig.}}{1 \text{ molécula}} \\ &= 8 \cdot 6.023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Oxígeno} \end{aligned}$$