

Universidad Nacional de Cuyo - Facultad de Ingeniería

# Química General – Química General e Inorgánica

Elementos químicos

2020

Profesora Titular: Dra. Graciela VALENTE

Profesora Adjunta: Dra. Cecilia MEDAURA

Jefes de Trabajos Prácticos: Lic. Sebastián Drajlín Gordon  
Lic. Liliana Ferrer  
Prof. Inés Grillo  
Ing. Carina Maroto  
Dra. Rebeca Purpora  
Ing. Alejandra Somonte  
Ing. Silvina Tonini

## ÍNDICE

<b>I. COMPOSICIÓN DE LA MATERIA</b> .....	<b>3</b>
1. Átomo .....	3
2. Molécula .....	3
3. Representación de moléculas.....	3
4. Variedades alotrópicas .....	3
<b>II. ELEMENTOS QUÍMICOS</b> .....	<b>4</b>
1. Símbolos químicos .....	4
2. Clasificación .....	4
a) Metales.....	4
b) No metales .....	4
c) Gases inertes .....	4
<b>III. UBICACIÓN DE LOS ELEMENTOS EN LA TABLA PERIÓDICA</b> .....	<b>4</b>
<b>IV. PARTÍCULAS SUBATÓMICAS</b> .....	<b>5</b>
<b>V. NÚMERO ATÓMICO Y MÁSICO</b> .....	<b>5</b>
1. Número atómico .....	5
2. Número másico .....	5
3. Representación de los átomos.....	6
<b>VI. ISÓTOPOS</b> .....	<b>6</b>
1. Masa atómica promedio.....	7
<b>VII. IONES</b> .....	<b>7</b>

## I. COMPOSICIÓN DE LA MATERIA

Por medio de especulaciones filosóficas los antiguos griegos llegaron a la idea de que la materia está formada por partículas muy pequeñas imposibles de dividir las que denominaron átomos (significa indivisible). Posteriormente y a través de la experimentación los científicos arribaron a la conclusión de que toda la materia está formada realmente por átomos.

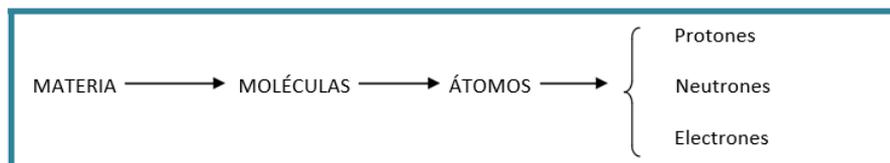


Figura 1. Composición de la materia

### 1. Átomo

Es la menor porción de materia capaz de combinarse para formar moléculas. Actualmente se sabe que sí se puede dividir en partículas más pequeñas, llamadas subatómicas, entre las cuales las más importantes son los protones, neutrones y electrones.

Los átomos rara vez se encuentran libres en la naturaleza, sino que se combinan para formar partículas más estables, denominadas moléculas.

### 2. Molécula

Es la menor partícula de una sustancia, formada por átomos combinados en proporción definida y constante, que puede existir libre y presenta todas las propiedades de dicha sustancia. Por ejemplo, el agua es una molécula formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

### 3. Representación de moléculas

Las moléculas se representan en forma abreviada por medio de las fórmulas químicas.

Algunas sustancias como los gases nobles (He, Ne, Ar, etc.) o los metales (Na, K, Ca, Mg, etc.) tienen moléculas constituidas por un solo átomo y se denominan **monoatómicas**.

Algunos átomos como los de flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br), yodo (I), oxígeno (O), hidrógeno (H) y nitrógeno (N) no pueden existir solos, así que se unen de a dos formando moléculas denominadas **diatómicas** y se representan como  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ,  $O_2$ ,  $H_2$  y  $N_2$ . El símbolo representa un átomo y el número, 2 en estos casos, escrito a su derecha y abajo indica la cantidad de átomos que forman la molécula.

Existen también moléculas que provienen de la unión de varios átomos iguales, tres o más, que se denominan **poliatómicas**. Por ejemplo el  $P_4$  (fósforo blanco),  $O_3$  (ozono).

### 4. Variedades alotrópicas

Algunas sustancias simples están formadas por el mismo elemento pero tienen propiedades específicas diferentes, se las denomina **alótropos o variedades alotrópicas**.

Por ejemplo, el oxígeno del aire ( $O_2$ ) y el ozono ( $O_3$ ) son variedades alotrópicas del elemento oxígeno. El grafito ( $C_{\text{grafito}}$ ) y el diamante ( $C_{\text{diamante}}$ ) son dos variedades alotrópicas del elemento carbono. En ellos los átomos se disponen de distinta manera, por eso sus aspectos y propiedades son totalmente diferentes. El elemento fósforo tiene dos variedades alotrópicas, el fósforo blanco ( $P_4$ ) y el fósforo rojo ( $P_8$ ).

## II. ELEMENTOS QUÍMICOS

Los **elementos** son las unidades químicas fundamentales que forman las sustancias simples y compuestas. Son los distintos tipos de átomos.

En la actualidad se han identificado 119 elementos de los cuales aproximadamente 90 se encuentran en la naturaleza y los restantes son artificiales, es decir, obtenidos por el hombre en el laboratorio a través de procesos nucleares.

Los nombres de los elementos provienen del griego o derivan del latín y hacen referencia a alguna propiedad importante del elemento como por ejemplo barys (bario) que significa pesado. Los elementos recientemente descubiertos se nombran teniendo en cuenta el lugar de descubrimiento como el germanio por Alemania (Alemania) o en homenaje a destacados investigadores como el einstenio por Einstein.

### 1. Símbolos químicos

Los elementos se representan por medio de símbolos de una o dos letras. Por ejemplo **C** es el símbolo para el carbono, **Ca** para el calcio, **Cu** para el cobre, **Co** para el cobalto, etc. La primera letra siempre se escribe en mayúscula y la segunda letra se escribe en minúscula.

Los símbolos de algunos elementos derivan del nombre griego o latino por ejemplo **Fe** de ferrum (hierro) o **Na** de natrium (sodio).

### 2. Clasificación

Los elementos, de acuerdo a sus propiedades se pueden clasificar en tres grandes grupos:

- a) Metales
- b) No metales
- c) Gases inertes

## III. UBICACIÓN DE LOS ELEMENTOS EN LA TABLA PERIÓDICA

El nombre, símbolo e información relevante de todos los elementos puede encontrarse en la **Tabla Periódica** (Figura 2.) en la cual se puede observar la distribución los elementos de acuerdo a la clasificación mencionada.

Los elementos se encuentran ordenados de acuerdo a sus números atómicos crecientes. Por lo tanto, cada elemento se diferencia del anterior por tener un protón más.

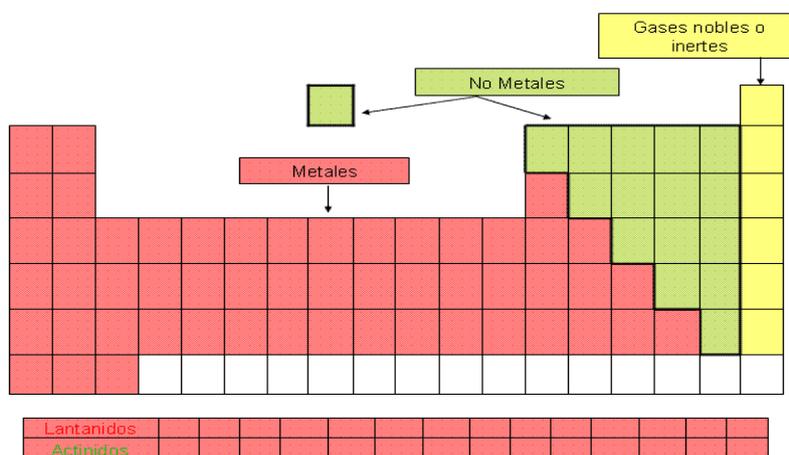


Figura 2. Clasificación de los elementos y ubicación en la tabla periódica

#### IV. PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

Cuando hablamos de elementos estamos hablando de átomos. Internamente los átomos están formados por **partículas subatómicas**, las más importantes son tres:

- Protones: partículas cargadas positivamente, dotadas de masa y que se encuentran en el núcleo del átomo.
- Neutrones: no poseen carga eléctrica pero si presentan masa y también se encuentran en el núcleo.
- Electrones: partículas con carga negativa con una masa que se considera despreciable y se encuentran girando al rededor del núcleo.

Como el átomo en su conjunto es eléctricamente neutro, el número de protones y de electrones es el mismo.

#### V. NÚMERO ATÓMICO Y MÁSIKO

Cada átomo está caracterizado por dos números importantes:

##### 1. Número atómico

Los átomos se diferencian unos de otros por la cantidad de protones presentes en el núcleo. Ese número de protones se denomina número atómico y se representa con la letra **Z**.

$$\text{Número atómico} = Z = \text{número de protones}$$

Como los átomos son **eléctricamente neutros**, tienen la misma cantidad de protones y electrones, entonces:

$$\text{Número atómico} = Z = \text{número de protones} = \text{número de electrones}$$

Por ejemplo el nitrógeno que tiene un  $Z = 7$ , lo que indica que tiene 7 protones en el núcleo y 7 electrones alrededor del núcleo.

##### 2. Número másico

Se representa con la letra **A** y está relacionado con la masa del átomo.

Anteriormente vimos que los electrones tienen masa despreciable y por lo tanto se puede considerar que la masa de un átomo está concentrada en su núcleo, proviene de los protones y neutrones. De esta manera:

$$\text{Número másico} = A = \text{número de protones} + \text{número de neutrones}$$

Por ejemplo el sodio tiene 11 protones y 12 neutrones en el núcleo, por lo tanto su número másico será:

$$A = 11 + 12 = 23$$

Resumiendo

$Z = \text{número de protones} = \text{número de electrones}$

$A = \text{número de protones} + \text{número de neutrones}$

$A - Z = \text{número de neutrones}$

### 3. Representación de los átomos

Para representar el número atómico y másico se debe colocar el símbolo del elemento y a la izquierda como superíndice el número másico (A) y como subíndice el número atómico (Z).

Ejemplo: el potasio que tiene  $A = 39$  y  $Z = 19$  (datos que pueden extraerse de la Tabla periódica). Para indicar el número de partículas subatómicas, diríamos que tiene 19 protones, 19 electrones y 20 neutrones ( $A - Z = 39 - 19$ ) y se representa:



## VI. ISÓTOPOS

Si observamos con detenimiento la información referida al número másico (A) en la Tabla Periódica para los distintos elementos, notaremos que en la mayoría de ellos no es un número entero. Esto se debe a que en la naturaleza, para un mismo elemento, hay distintos tipos de átomos. Estos átomos de un mismo elemento se diferencian solamente en la cantidad de neutrones presentes en el núcleo y por lo tanto, varían en su masa atómica. Así, el número que aparece en la tabla Periódica como número másico es un promedio ponderado por su abundancia relativa de las masas atómicas de todos los tipos de átomos que existen en la naturaleza para un elemento determinado.

Por ejemplo, el carbono (C) se presenta en la naturaleza con masa atómica 12, 13 o 14. Como todos son átomos de C, el número atómico (Z) es siempre 6 (Figura 3.).

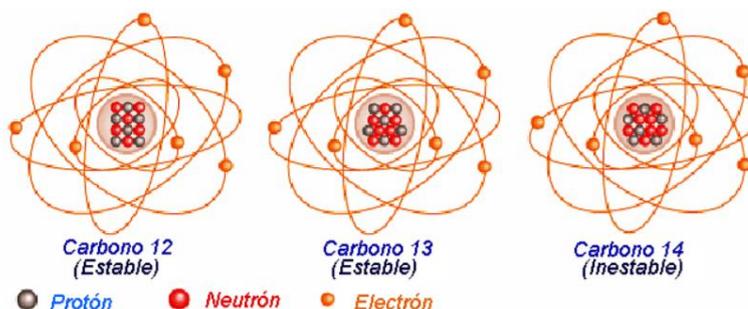
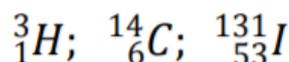


Figura 3. Isótopos del carbono

Como podemos apreciar, el  ${}^{12}\text{C}$  tiene 6 protones, 6 neutrones y 6 electrones; el  ${}^{13}\text{C}$  tiene 6 protones, 7 neutrones y 6 electrones; el  ${}^{14}\text{C}$  tiene 6 protones, 8 neutrones y 6 electrones. La masa atómica promedio que figura en la Tabla Periódica es 12,01 porque de los tres tipos de átomos, el más abundante es el  ${}^{12}\text{C}$ .

Los átomos de un mismo elemento que varían en la cantidad de neutrones y por lo tanto, en su número másico se denominan **isótopos**. Así  ${}^{12}\text{C}$ ,  ${}^{13}\text{C}$  y  ${}^{14}\text{C}$  son isótopos del C. Algunos isótopos son radiactivos y se los denomina **radioisótopos**, por ejemplo:



## 1. Masa atómica promedio

Cuando se conoce el número másico de cada uno de los isótopos de un elemento y sus correspondientes porcentajes de abundancia en la naturaleza, es posible calcular la masa atómica promedio (que es la que figura en la Tabla Periódica) como sigue:

$$A = \frac{(\% \text{ abundancia. } A_1) + (\% \text{ abundancia. } A_2) + \dots + (\% \text{ abundancia. } A_n)}{100}$$

## VII. IONES

Los átomos de los elementos difícilmente se encuentran libres en la naturaleza, sino que están combinados con otros para formar moléculas. En este proceso, cada átomo involucrado, puede ceder, ganar o compartir algunos de sus electrones.

Cuando los átomos ceden o ganan electrones, se produce un desbalance entre sus cargas positivas, aportadas por los protones, y las cargas negativas aportadas por los electrones. De esta manera esos átomos ya no son neutros sino que quedan con carga, formando lo que denominamos **iones**. Es decir que un ión, es un átomo de un elemento con carga.

Los iones se representan colocando el símbolo del elemento y como superíndice la carga correspondiente.

Cuando un átomo gana uno o más electrones, queda con carga negativa y se denomina **anión**. Ejemplo: los no metales tienen tendencia a ganar electrones, como el flúor (F), que forma el anión fluoruro (F<sup>-</sup>).

Cuando un átomo pierde electrones queda con carga positiva y recibe el nombre de **catión**. Ejemplo: los metales tienden a perder electrones, como el litio (Li) que forma el catión litio (Li<sup>+</sup>).

En la Tabla 1 se consignan, para algunos metales y no metales, la cantidad de protones y electrones de los átomos neutros y la formación de sus iones al ceder o ganar electrones.

**Tabla 1. Elementos y formación de sus iones**

ELEMENTO	CANTIDAD PROTONES	CANTIDAD ELECTRONES	FORMACIÓN DEL IÓN	CANTIDAD PROTONES DEL IÓN	CANTIDAD ELECTRONES DEL IÓN	IÓN	NOMBRE DEL IÓN
F (flúor)	9	9	gana 1 e-	9	10	F <sup>-</sup>	Anión fluoruro
Cl (cloro)	17	17	gana 1 e-	17	18	Cl <sup>-</sup>	Anión cloruro
Br (bromo)	35	35	gana 1 e-	35	36	Br <sup>-</sup>	Anión bromuro
I (yodo)	53	53	gana 1 e-	53	54	I <sup>-</sup>	Anión yoduro
O (oxígeno)	8	8	gana 2 e-	8	10	O <sup>2-</sup>	Anión Óxido
S (azufre)	16	16	gana 2 e-	16	18	S <sup>2-</sup>	Anión Sulfuro
N (nitrógeno)	7	7	gana 3 e-	7	10	N <sup>3-</sup>	Anión nitruro
Li (litio)	3	3	pierde 1 e-	3	2	Li <sup>+</sup>	Catión litio
Na (sodio)	11	11	pierde 1 e-	11	10	Na <sup>+</sup>	Catión sodio
K (potasio)	19	19	pierde 1 e-	19	18	K <sup>+</sup>	Catión potasio
Mg (magnesio)	12	12	pierde 2 e-	12	10	Mg <sup>2+</sup>	Catión magnesio
Ca (calcio)	20	20	pierde 2 e-	20	18	Ca <sup>2+</sup>	Catión calcio
Al (aluminio)	13	13	pierde 3 e-	13	10	Al <sup>3+</sup>	Catión aluminio