

## QUÍMICA-Ficha 13

Profesor: Jaime Espinosa [jaespimon@hotmail.com](mailto:jaespimon@hotmail.com) <https://jaespimon.wordpress.com/>

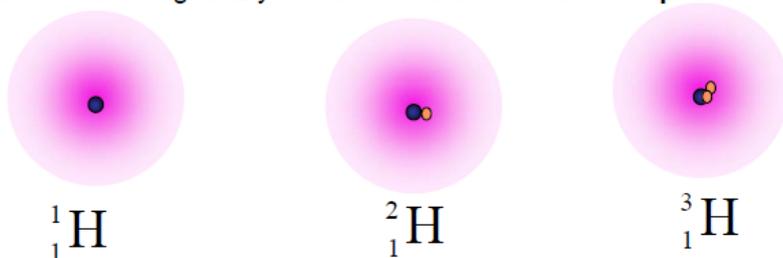
### RESUMEN DE COSAS VISTAS HASTA AHORA

#### El Átomo

<b>X</b>	A	A – Masa atómica	Nº Total Protones y Neutrones
	Z	Z – Número atómico	Nº Total Protones
	C	C – Carga	Valores + o -

El número atómico caracteriza al elemento

Dos átomos con igual Z y diferente A se denominan **isótopos**



**A - Z = número de neutrones**  
**Z - C = número de electrones**

$A = Z + N$
-------------

Representación de un átomo de un elemento
---



Z: Número atómico = número de protones del núcleo. Identifica al átomo.

A: Número másico = número de nucleones (partículas nucleares) del núcleo

N: número de neutrones.

- El carbono presenta tres isótopos en la Naturaleza:  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$  y  $^{14}\text{C}$ .
- La existencia de dos o más isótopos de un mismo elemento se puede demostrar utilizando un espectrómetro de masas.
- La masa atómica del elemento es la media proporcional de las masas de los isótopos que lo componen:

	Masa atómica	Abundancia (%)
$^{35}\text{Cl}$	34.97	75.53
$^{37}\text{Cl}$	36.97	24.47

La masa atómica relativa del cloro es:

$$34.97 \times \frac{75.53}{100} + 36.97 \times \frac{24.47}{100} = \boxed{35.45}$$

### Números cuánticos

Hay cuatro números cuánticos: n, l, m, y s.

- Los tres primeros **n**, **l** y **m** definen un orbital, que es la zona del espacio de máxima probabilidad de existencia electrónica.
- Cada una de las posibles combinaciones de los cuatro números cuánticos **n**, **l**, **m** y **s** definen el estado de un electrón.

Símbolo	nombre	Valores posibles	Significado
<b>n</b>	Principal	1, 2, 3, 4 ...	Nivel energético y tamaño del orbital
<b>l</b>	Secundario o azimutal	0 ... (n-1)	Subnivel energético y forma del orbital
<b>m</b>	Magnético	-1 ... 0 ... +1	Orientación en el espacio del orbital
<b>s</b>	De spin	$-\frac{1}{2}$ y $+\frac{1}{2}$	Giro del electrón?

l=0	l=1	l=2	l=3
s	p	d	f

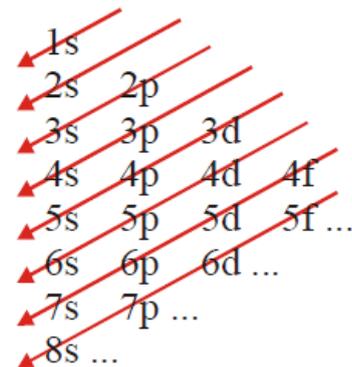
### Orbitales posibles

n	l	m	s	orbital	Nº máximo de e en el subnivel	Nº máximo de e en el nivel
1	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	1s	2	2
2	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	2s	2	8
	1	1, 0, -1	$\pm \frac{1}{2}$	2p	6	
3	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	3s	2	18
	1	1, 0, -1	$\pm \frac{1}{2}$	3p	6	
	2	2, 1, 0, -1, -2	$\pm \frac{1}{2}$	3d	10	
4	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	4s	2	32
	1	1, 0, -1	$\pm \frac{1}{2}$	4p	6	
	2	2, 1, 0, -1, -2	$\pm \frac{1}{2}$	4d	10	
	3	3, 2, 1, 0, -1, -2, -3	$\pm \frac{1}{2}$	4f	14	
...	...	...	...	...	...	...

## CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Es la representación de la distribución de los electrones de un átomo en los distintos orbitales en su estado fundamental y para ello se siguen cuatro criterios:

- Principio de Aufbau: En un átomo polielectrónico, los electrones ocupan los orbitales de menor energía. El orden de los orbitales de menor energía sigue el criterio de la suma de los dos primeros números cuánticos:  $n + l$ , y a igualdad de suma el que menor  $n$  tenga. Esto se muestra en el siguiente gráfico.
- Principio de exclusión de Pauli: Dentro de un mismo átomo, no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.
- Regla de máxima multiplicidad de Hund: En un subnivel parcialmente ocupado, los electrones se colocan lo más desapareados posibles y con los espines paralelos.
- A esto hay que añadir que un subnivel  $d$  o  $f$  parcial o completamente ocupado confiere cierta estabilidad que a menudo modifica la configuración electrónica.



El grupo o familia se determina a partir del último electrón y el periodo a partir del último orbital  $s$  ocupado.

Ejemplo:  ${}_{43}\text{X} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^5$

El grupo corresponde con el quinto grupo de los elementos de transición, es decir, al 7º grupo

El periodo será el correspondiente al 5º periodo.

## PROPIEDADES PERIÓDICAS

Son propiedades de los elementos que varían de manera gradual en la tabla periódica.

Energía o potencial de ionización, $E_i$	Mínima energía necesaria para arrancar el electrón más débilmente unido de un átomo aislado en su estado fundamental.	→ Aumenta mín. Cs máx. He	↑ Aumenta	
Electronegatividad	Atracción que experimenta un átomo por una par de electrones compartido con otro átomo.	→ Aumenta mín. Cs máx. F	↑ Aumenta	Escala de Pauling (0..4)
Radio atómico	Mitad de la longitud de enlace entre dos átomos de este elemento	← Aumenta	↓ Aumenta	

Elementos más electronegativos

Elementos más electropositivos

F	O	Cl	N	Br	I	S	C	Se	P	H	...	Mg	La	Ca	Sr	Li	Na	K	Rb	Cs
4,0	3,5	3,0	3,0	2,8	2,5	2,5	2,5	2,4	2,1	2,1	...	1,2	1,0	1,0	1,0	1,0	0,9	0,8	0,8	0,7

## ENLACE QUÍMICO

Es la unión entre átomos par alcanzar una situación más estable que la de los átomos separados. Cualquier teoría sobre el enlace químico tiene que ser capaz de explicar cuatro aspectos fundamentales de la cuestión:

- La proporción en que los átomos entran a formar parte de la molécula.
- La geometría de la molécula.
- La energía total de la molécula.
- Propiedades físicas y químicas de las sustancias que se forman.

### Tipos de enlace

Enlaces intermoleculares: enlaces por puente de hidrógeno y enlaces por fuerzas de Van der Waals.

Enlaces Intramoleculares: Iónico, Covalente y Metálico.

### Fuerzas intermoleculares por puente de hidrógeno.

- Consiste en una atracción electrostática entre átomos de hidrógeno fuertemente polarizados por estar unidos a un elemento muy electronegativo como el F o el O, y en menor medida con el N. Son relativamente fuertes.

## Enlaces intramoleculares

Enlace	Como se forma	Propiedades
<b>Iónico</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Entre elementos de muy diferente electronegatividad (metal-No metal).</li> <li>- Por cesión y captación de e, y formación de los correspondientes iones, que interaccionan eléctricamente formando redes cristalinas.</li> <li>- Diferencia de Electronegatividad &gt;1,7</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Sólidos duros de alto punto de fusión y ebullición.</li> <li>- Solubles en agua y disolventes polares.</li> <li>- Conductores en disolución o fundidos.</li> <li>- Formados por cationes y aniones que interaccionan eléctricamente.</li> <li>- Ej.: NaCl</li> </ul>
<b>Covalente</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Entre elementos de muy parecida electronegatividad (No metal-No metal).</li> <li>- Por compartición de e para alcanzar el octeto electrónico.</li> <li>- Forman moléculas discretas (compuestos moleculares) o macromoléculas en redes cristalinas (compuestos atómicos).</li> <li>- Diferencia de Electronegatividad &lt;1,7</li> </ul>	<b>Compuestos moleculares</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Gases, líquidos o sólidos blandos de bajo punto de fusión y ebullición.</li> <li>- Solubles en disolventes orgánicos o apolares.</li> <li>- No conductores, aislantes.</li> <li>- Formados por moléculas discretas que interaccionan por fuerzas de Van der Waals o Puente de Hidrógeno.</li> <li>- Ej.: Cl<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, He...</li> </ul>
		<b>Compuestos atómicos</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Sólidos duros de alto punto de fusión y ebullición.</li> <li>- Insolubles en general.</li> <li>- No conductores, aislantes.</li> <li>- Formados por átomos que comparten todos sus electrones de valencia en enlaces covalentes.</li> <li>- Ej.: (SiO<sub>2</sub>)<sub>n</sub>, Diamante</li> </ul>
<b>Metálico</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Entre elementos metálicos, de bajos potenciales de ionización y con orbitales de valencia vacíos.</li> <li>- Forman redes cristalinas en las que tanto los e de valencia como los orbitales de valencia pertenecen a todo el cristal.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Sólidos blandos o duros de más bien altos punto de fusión y ebullición.</li> <li>- Insolubles en general, aunque son atacados por ácidos.</li> <li>- Alta conductividad eléctrica y térmica.</li> <li>- Formados por cationes y e en una red que interaccionan eléctricamente.</li> <li>- Ej.: Al, Fe.</li> </ul>

El enlace covalente puede ser: sencillo cuando comparte un solo par de electrones, múltiple (doble o triple) cuando comparte más de un par de electrones y coordinado o dativo cuando los electrones son aportados por un solo átomo.

### Geometría de las moléculas.

Para determinar la geometría de las moléculas podemos utilizar el modelo de repulsiones de pares de electrones de la capa de valencia REPECV, que establece que los pares de electrones de valencia que rodean al átomo, se colocan lo más alejados posibles los unos de los otros haciendo que las repulsiones sean mínimas a fin de que la molécula resulte más estable.

**Diagramas de Lewis:** Son representaciones de la molécula en las que cada átomo se representa por su símbolo y en torno a él se dibujan los electrones de valencia (electrones de la última capa). Los electrones compartidos formando enlace covalente se dibujan con rayas y los electrones sin compartir con puntos.

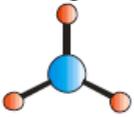
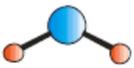
1. Se escribe la configuración electrónica de todos los átomos de la molécula y se determina los electrones que caben y los electrones que hay en la última capa de cada átomo.
2. Se calcula el número de enlaces covalentes que hay en la molécula por medio de la siguiente regla:

$$n = \frac{\sum \text{electrones que caben en la capa de valencia} - \sum \text{electrones de la capa de valencia}}{2}$$

3. Se dibuja el diagrama de Lewis de la molécula.
4. Se calcula el número de pares de electrones que rodean a cada átomo. En el caso de enlaces dobles o triples se consideran en bloque, como uno solo, los pares de electrones que forman el enlace múltiple.

Pares de electrones que rodean a un átomo	=	número de átomos que permanecen unidos al átomo por enlace covalente	+	pares de electrones sin compartir
---	---	--	---	-----------------------------------

5. Según el número de pares de electrones que rodean al átomo central la disposición de estos pares de electrones será: 2 → Lineal, 3 → Triangular, 4 → Tetraédrica.

Pares de electrones	Disposición	Pares de electrones no compartidos	Tipo de molécula	Forma de la molécula	ejemplos	Ángulo de enlace
2	Lineal	0	AX <sub>2</sub>	Lineal 	BeH <sub>2</sub> , CO <sub>2</sub>	180°
3	Triangular	0	AX <sub>3</sub>	Triangular 	BeF <sub>3</sub> , SO <sub>3</sub>	120°
3	Triangular	1	:AX <sub>2</sub>	Angular 	SnCl <sub>2</sub> , SO <sub>2</sub>	120°
4	Tetraédrica	0	AX <sub>4</sub>	Tetraédrica 	CH <sub>4</sub> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	109,5°
4	Tetraédrica	1	:AX <sub>3</sub>	Piramidal trigonal 	NH <sub>3</sub> , SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	109,5°
4	Tetraédrica	2	: $\ddot{A}X_2$	Angular 	H <sub>2</sub> O, ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	109,5°
4	Tetraédrica	3	: $\ddot{A}X_2$	Lineal 	HF, HCl	

## Cantidades químicas

Unidad de masa atómica: uma.

Es la masa de la doceava parte de la masa del isótopo de carbono 12 (12C).

Número de Avogadro:  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$

Es el número de átomos que hay en 12 g de 12C.

1 g =  $6,022 \cdot 10^{23}$  uma

Unidad de cantidad de materia: mol

Es la cantidad de sustancia que contiene un  $N_A$  de partículas.

La masa de un mol de sustancia es igual a su masa molecular expresada en gramos.

La masa molecular ( $M_r$ ) es igual a

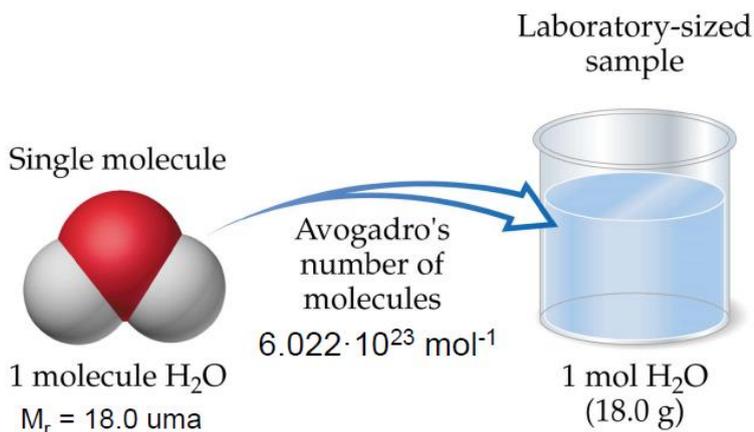
la suma de las masas atómicas relativas de los átomos

de la fórmula de dicha sustancia:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4 A_r(\text{O}) =$$

$$= 2 \times 1.0 + 32.0 + 4 \times 16.0 = 98.0$$

## El Mol



$$n_{\text{moles}} = N_{\text{moleculas}} / N_A$$

Ej: la masa molecular del H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> son 98:

- Una molécula de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> pesa 98 uma
- Un mol de moléculas de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (6.022 · 10<sup>23</sup> moléculas) pesan 98 gramos

$$n_{\text{moles}} = m(\text{g}) / M_r(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$$

Para convertir en moles (n) los gramos (m) de cualquier sustancia sólo hay que dividir por la masa molecular (M) de dicha sustancia:

$$n = \frac{m}{M}$$

¿Cuántos moles hay en 24.5 g de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)?

$$M = 98 \text{ g/mol} \quad \frac{24,5 \text{ g de } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4}}{\cancel{98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4} / \text{mol de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 0.25 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Para convertir en átomos o moléculas (N) en moles (n) hay que

dividir por el número de Avogadro:  $n = \frac{N}{N_A}$

## Reacciones Químicas

### Ajuste reacciones químicas

Debe cumplirse la ley de conservación de la masa.

Debe haber el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación, en los reactivos y en los productos.



Ley de conservación de la masa (Lavoisier, 1774):  
La masa total de las sustancias antes y después de una reacción química es la misma.

## LEYES DE LOS GASES

Ecuación general de los gases ideales.

$$\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'} = Cte \quad \text{para 1 mol de un gas ideal la } Cte = R \quad PV = nRT \quad R = 0,082 \frac{\text{atm l}}{\text{K mol}}$$

Otras expresiones relacionadas...  $n = \frac{m}{M}$        $M = \frac{mRT}{PV}$        $\rho = \frac{m}{V}$        $\rho = \frac{PM}{RT}$

## Gases

La fuerza por unidad de área o presión (**P**) ejercida por las moléculas de un gas sobre las paredes internas de un recipiente de volumen **V** depende de la cantidad de gas presente (número de moles, **n**) y la temperatura **T**

La relación existente entre esas magnitudes se conoce como **ecuación de estado** del gas

Muchos gases, en condiciones en que la concentración no sea muy alta siguen una misma ecuación de estado conocida como del **ley de los gases ideales**:

$$pV = nRT$$

$$pV = nRT$$

- $p$  ó  $P$  = presión

Se mide en Pascales (Newton/m<sup>2</sup>); atmósferas (1 atm = 101325 Pa); milímetros de mercurio o Torricelis (760 mmHg = 1 atms) o Bar ( 1bar =100000 Pa)

- $V$  = volumen

Se mide en metros cúbicos (SI) o en litros ( 1000 L = 1 m<sup>3</sup>)

- $n$  = moles
- $T$  = temperatura

Se mide en Kelvin ( $T(K) = T(^{\circ}C) + 273.15$ )

- $R$  = constante de los gases ideales

0.08206 L atm mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>

8,3145 J mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>

## DISOLUCIONES

### Tanto por ciento en masa

Número de gramos de soluto en 100 gramos de disolución

$$\% \text{ peso} = \frac{m \text{ (gramos de soluto)}}{m_{\text{Disol}} \text{ (gramos de disolución)}} 100$$

### Tanto por ciento en volumen

Número de cm<sup>3</sup> de soluto por 100 cm<sup>3</sup> de disolución

$$\% \text{ vol} = \frac{v \text{ (cm}^3 \text{ de soluto)}}{V \text{ (cm}^3 \text{ de disolución)}} 100$$

### Gramos por litro

Número de gramos de soluto por litro de disolución.

$$g / l = \frac{m \text{ (gramos de soluto)}}{V \text{ (litros de disolución)}}$$

### Molaridad

Número de moles de soluto por litro de disolución

$$M = \frac{n \text{ (moles de soluto)}}{V \text{ (litros de disolución)}}$$

## Disoluciones

- **Disolución:** mezcla homogénea de dos o más sustancias.
- **Disolvente:** componente que está presente en mayor cantidad y determina el estado de agregación en el que existe una disolución.
- **Solutos:** Los restantes componentes

## Formas de expresar la concentración:

### MOLARIDAD

Unidades: mol·L<sup>-1</sup> (molar, M)

$$M_i = \frac{n_i}{L \text{ disolución}}$$

Desventaja: Varía con T

Ventaja: Facilidad para medir V

### Fracción molar

$$X_i = \frac{n_i}{n_{\text{Tot}}}$$

Representa el tanto por uno en moles de i      Adimensional       $0 < x_i < 1$

### Porcentaje en peso (% p/p)

$$\% \text{ peso} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100$$

## Determinación del número de moles

sólido

$$n = \frac{m(g)}{M_r(g/mol)}$$

gas

$$n = \frac{P(atm)V(L)}{R(atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1})T(K)}$$

disolución

$$n = M(mol/L) \cdot V(L)$$