

Curso propedéutico de química

UAEM-CIDC

Francisco Murphy Pérez¹

francisco.murphy@ibt.unam.mx

19 julio 2023

1: UNAM-IBt.

Recordando...

Partícula	Masa (kg)	Masa (u)	Carga
protón	$1.672\,62 \times 10^{-27}$	1.0073	1+
neutrón	$1.674\,93 \times 10^{-27}$	1.0087	0
electrón	$0.000\,91 \times 10^{-27}$	0.00055	1-

Tabla 1: Propiedades de partículas subatómicas.

Una unidad de masa atómica (antes uma, ahora u) se define como una masa exactamente igual a una doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12.

Así es fácil comparar la masa atómica de los otros elementos. Por ejemplo, en promedio, un átomo de hidrógeno tiene 8.4 % la masa del átomo de carbono-12. Por lo tanto, la masa atómica del hidrógeno debe ser $0.084 \cdot 12 \text{ u} = 1.008 \text{ u}$.

PERIODIC TABLE OF ELEMENTS


	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18				
1	H Hydrogen 1.008	Atomic # Symbol Name Weight																	2	He Helium 4.0026		
2	Li Lithium 6.94	Be Beryllium 9.0122															B Boron 10.81	C Carbon 12.011	N Nitrogen 14.007	O Oxygen 15.999	F Fluorine 18.998	Ne Neon 20.180
3	Na Sodium 22.990	Mg Magnesium 24.305															Al Aluminum 26.982	Si Silicon 28.085	P Phosphorus 30.974	S Sulfur 32.06	Cl Chlorine 35.45	Ar Argon 39.948
4	K Potassium 39.098	Ca Calcium 40.078	Sc Scandium 44.956	Ti Titanium 47.867	V Vanadium 50.942	Cr Chromium 51.996	Mn Manganese 54.938	Fe Iron 55.845	Co Cobalt 58.933	Ni Nickel 58.693	Cu Copper 63.546	Zn Zinc 65.38	Ga Gallium 69.723	Ge Germanium 72.630	As Arsenic 74.922	Se Selenium 78.971	Br Bromine 79.904	Kr Krypton 83.798				
5	Rb Rubidium 85.468	Sr Strontium 87.62	Y Yttrium 88.906	Zr Zirconium 91.224	Nb Niobium 92.906	Mo Molybdenum 95.95	Tc Technetium (98)	Ru Ruthenium 101.07	Rh Rhodium 102.91	Pd Palladium 106.42	Ag Silver 107.87	Cd Cadmium 112.41	In Indium 114.82	Sn Tin 118.71	Sb Antimony 121.76	Te Tellurium 127.60	I Iodine 126.90	Xe Xenon 131.29				
6	Cs Caesium 132.91	Ba Barium 137.33	57-71		Hf Hafnium 178.49	Ta Tantalum 180.95	W Tungsten 183.84	Re Rhenium 186.21	Os Osmium 190.23	Ir Iridium 192.22	Pt Platinum 195.08	Au Gold 196.97	Hg Mercury 200.59	Tl Thallium 204.38	Pb Lead 207.2	Bi Bismuth 208.98	Po Polonium (209)	At Astatine (210)	Rn Radon (222)			
7	Fr Francium (223)	Ra Radium (226)	89-103		Rf Rutherfordium (261)	Db Dubnium (268)	Sg Seaborgium (269)	Bh Bohrium (270)	Hs Hassium (277)	Mt Meitnerium (278)	Ds Darmstadtium (281)	Rg Roentgenium (282)	Cn Copernicium (285)	Nh Nihonium (286)	Fl Flerovium (289)	Mc Moscovium (290)	Lv Livermorium (293)	Ts Tennessine (294)	Og Oganesson (294)			
For elements with no stable isotopes, the mass number of the isotope with the longest half-life is in parentheses.																						
	6	La Lanthanum 138.91	Ce Cerium 140.12	Pr Praseodymium 140.91	Nd Neodymium 144.24	Pm Promethium (145)	Sm Samarium 150.36	Eu Europium 151.96	Gd Gadolinium 157.25	Tb Terbium 158.93	Dy Dysprosium 162.50	Ho Holmium 164.93	Er Erbium 167.26	Tm Thulium 168.93	Yb Ytterbium 173.05	Lu Lutetium 174.97						
	7	Ac Actinium (227)	Th Thorium 232.04	Pa Protactinium 231.04	U Uranium 238.03	Np Neptunium (237)	Pu Plutonium (244)	Am Americium (243)	Cm Curium (247)	Bk Berkelium (247)	Cf Californium (251)	Es Einsteinium (252)	Fm Fermium (257)	Md Mendelevium (258)	No Nobelium (259)	Lr Lawrencium (260)						
 Ptable com																		Design Copyright © 2017 Michael Davis (michael@mdash.com). For a fully interactive version with animations, isotope compounds, and free printouts, visit http://www.ptable.com/				

Figura 1: Tabla periódica de los elementos. Fuente: ptable.com.

La masa atómica es un promedio ponderado. Por ejemplo:

- 75.77 % cloro-35, 24.23 % cloro-37; con una masa atómica de 34.97 y 36.97 u, respectivamente.

$$(0.7577 \cdot 34.97 \text{ u}) + (0.2423 \cdot 36.97 \text{ u}) = 35.45 \text{ u}$$

Cuidado:

De cien veces que pesemos la masa de un átomo de cloro, 76 veces su masa será 34.97 u y 24 veces su masa será 36.97 u. Nunca saldrá una masa de 35.45 u.

Una molécula...

es un agregado de, por lo menos, dos átomos en un arreglo definido que se mantienen unidos a través de enlaces químicos.

Un ión...

es un átomo (o un grupo de átomos) que tiene(n) una carga neta positiva o negativa.

- Sustancias puras
 - Elementos
 - Atómicos (He, Ne, Cu, Hg)
 - Moleculares (O_2 , H_2 , Cl_2 , Br_2)
 - Compuestos
 - Moleculares (H_2O , CO_2 , $(CH_3)_2CO$)
 - Iónicos (NaCl, KBr, LiF)

Fórmulas y Moles

Fórmulas químicas

Sirven para expresar la composición de las moléculas y los compuestos iónicos por medio de los símbolos químicos.

Composición significa, qué átomos hay presentes y en qué proporción...

Tres tipos de fórmulas:

- empíricas
- moleculares
- estructurales

Fórmula molecular

Indica el número exacto de átomos, de cada elemento, presentes en la unidad más pequeña de una sustancia. Por ejemplo:

- H_2O monóxido de dihidrógeno¹ (agua)
- H_2 hidrógeno molecular
- NaCl cloruro de sodio²
- O_2 oxígeno molecular
- CH_4 metano
- O_3 ozono

¹Dato curioso.

²Los compuestos iónicos no están formados por moléculas. Estrictamente hablando, se dice *unidad de fórmula* en vez de *fórmula molecular* para un compuesto iónico.

La suma de las masas atómicas de cada átomo en una molécula. Por ejemplo:

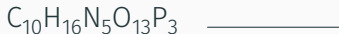
$$\text{H}_2\text{O} : 2(1.01 \text{ u}) + 1(16.00 \text{ u}) = 18.02 \text{ u}$$

$$\text{NaCl} : 1(22.99 \text{ u}) + 1(35.45 \text{ u}) = 58.44 \text{ u}$$

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 : 6(12.01 \text{ u}) + 12(1.01 \text{ u}) + 6(16.00 \text{ u}) = 180.16 \text{ u}$$

Ejercicios:

Calcular la masa molecular de:



Ejercicios:

Calcular la masa molecular de:

NO_2	46.01 u	$\text{Co}(\text{ClO}_4)_2$	257.83 u
Li_2SO_4	109.94 u	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	180.16 u
Al_2O_3	101.96 u	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$	75.07 u
Fe_2S_3	207.89 u	$\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{N}_5\text{O}_{13}\text{P}_3$	507.18 u

Similar a:

- un par (dos objetos)
- una docena (doce objetos)
- una gruesa (144 objetos)

Un mol contiene 6.022×10^{23} objetos³. Este número se conoce como el número de Avogadro (N_A).

Anteriormente un mol se definía igual al número de átomos en exactamente 12 g de carbono-12. (vea aquí)

³Objetos en este contexto significa átomos, moléculas, electrones, iones, partículas alfa, etc.

Masa molar

La masa de un mol de átomos de un elemento⁴.



Figura 2: Un mol de: carbono, azufre, cobre, hierro y mercurio.
Fuente: Chemistry, decimocuarta edición, R. Chang & J. Overby.

⁴Recuerde que el valor numérico en masa molar (g mol^{-1}) es igual a la masa atómica (u). Las unidades son diferentes.

Los conceptos anteriores permiten efectuar conversiones entre masa, moles y número de objetos (átomos, iones, moléculas, etc). Por ejemplo; calcular el número de átomos de carbono en 0.58 g de carbono:

$$0.58 \text{ g C} \cdot \left[\frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} \right] \cdot \left[\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de C}}{1 \text{ mol C}} \right] =$$

Conversiones

Los conceptos anteriores permiten efectuar conversiones entre masa, moles y número de objetos (átomos, iones, moléculas, etc). Por ejemplo; calcular el número de átomos de carbono en 0.58 g de carbono:

$$0.58 \text{ g C} \cdot \left[\frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} \right] \cdot \left[\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de C}}{1 \text{ mol C}} \right] =$$
$$2.91 \times 10^{22} \text{ átomos de C}$$

Ejercicios:

Cuánto pesa un átomo de carbono-12?

Cuánta masa (en g) hay en 2.5 mol de agua?

Cuántos átomos de helio hay en 6.46 g de helio?

Ejercicios:

Cuánto pesa un átomo de carbono-12?

$$\left[\frac{12.01 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \right] \cdot \left[\frac{1 \text{ mol C}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de C}} \right] = 2 \times 10^{-23} \text{ g/átomo de C}$$

Cuánta masa (en g) hay en 2.5 mol de agua?

$$2.5 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \left[\frac{18.02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right] = 45.05 \text{ g H}_2\text{O}$$

Cuántos átomos de helio hay en 6.46 g de helio?

$$6.46 \text{ g He} \cdot \left[\frac{1 \text{ mol He}}{4.003 \text{ g He}} \right] \cdot \left[\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de He}}{1 \text{ mol He}} \right] =$$
$$9.7 \times 10^{23} \text{ átomos de He}$$

Composición porcentual de masa

O simplemente porcentaje de masa de un elemento, es el porcentaje del elemento de la masa total del compuesto. Por ejemplo; calcular el porcentaje de masa de Cl de la molécula CCl_2F_2 :

$$\left[\frac{2 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol CCl}_2\text{F}_2} \right] \cdot \left[\frac{1 \text{ mol CCl}_2\text{F}_2}{120.91 \text{ g CCl}_2\text{F}_2} \right] \cdot \left[\frac{35.35 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} \right] =$$
$$0.586 \text{ g Cl/g CCl}_2\text{F}_2$$

Significa que se tiene 0.586 g de Cl por cada g de CCl_2F_2 , o bien 58.6 % de Cl por 100 % de CCl_2F_2 .

Indica qué elementos están presentes y la proporción mínima entre sus átomos (en números enteros). No necesariamente indica el número real de átomos en una molécula dada⁵.

Por ejemplo: la fórmula molecular H_2O_2 , fórmula empírica HO .

⁵En general, la unidad de fórmula es la fórmula más simple para un compuesto iónico.

Ejercicios:

Una molécula se compone de 40.92 % de C, 4.58 % de H y 54.5 % de O. Determine su fórmula empírica.

Ejercicios:

Primero consiga moles:

$$40.92 \text{ g C} \cdot \left[\frac{1 \text{ mol}}{12.01 \text{ g C}} \right] = 3.407 \text{ mol C}$$

$$4.58 \text{ g H} \cdot \left[\frac{1 \text{ mol}}{1.008 \text{ g H}} \right] = 4.54 \text{ mol H}$$

$$54.50 \text{ g O} \cdot \left[\frac{1 \text{ mol}}{16.00 \text{ g O}} \right] = 3.406 \text{ mol O}$$

Ejercicios:

Luego determine la proporción entre los moles:

$$\frac{3.407 \text{ mol C}}{3.406 \text{ mol O}} \approx 1 \text{ mol C/mol O}$$

$$\frac{4.58 \text{ mol H}}{3.406 \text{ mol O}} \approx 1.33 \text{ mol H/mol O}$$

Esto significa que, por cada mol de O tenemos uno de C y por cada mol de O tenemos 1.33 mol de H. Esto resulta en la siguiente fórmula empírica: $\text{CH}_{1.33}\text{O}$

Ejercicios:

Se desea obtener una fórmula empírica con enteros en los subíndices, para lograr esto piense en qué número multiplicado por cada uno de los subíndices resulta en enteros⁶.

Para el subíndice (1) del C o del O, cualquier número resulta en un entero. Para el subíndice del H (1.33), al multiplicarlo por 3, se obtiene un valor muy cercano a un entero ($1.33 \times 1 = 1.33$; $1.33 \times 2 = 2.66$; $1.33 \times 3 = 3.99$).

Por lo tanto, multiplicamos cada subíndice de la fórmula anterior ($\text{CH}_{1.33}\text{O}$) por 3, resultando en la fórmula empírica $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$.

⁶Recuerde el mínimo común múltiplo de sus clases de primaria.

Tarea:

- Determine la fórmula empírica de la siguiente sustancia, compuesta por 40 % de C, 6.7 % de H y 53.3 % de O.
- Determine la fórmula empírica de la siguiente sustancia, compuesta por 74 g de C, 8.7 g de H y 17.3 g de N.
- Se calientan 1.8846 g de polvo de hierro puro en una atmósfera de oxígeno puro en un tubo de cuarzo hasta que todo el hierro se oxida. El peso del producto obtenido es de 2.6946 g. Calcular la fórmula empírica del producto formado.

Fórmula estructural

Muestra cómo están unidos entre sí los átomos de una molécula.

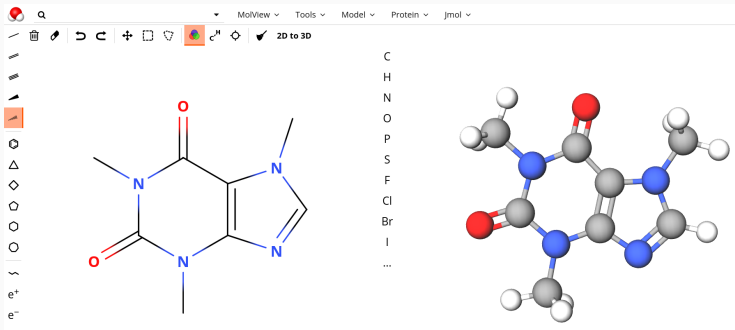


Figura 3: Diferentes representaciones de fórmulas estructurales.

Estructuras de Lewis y enlaces químicos

¿Qué?

Sirve para explicar enlaces y reacciones químicas, de manera simple. Según Lewis, un enlace químico significa compartir o transferir electrones de valencia. Los átomos involucrados obtienen una mayor *estabilidad*.

En breve...

Cumplir la regla del octeto.

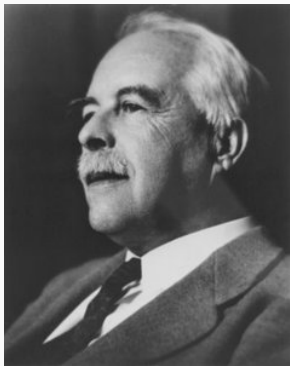


Figura 4: Gilbert N. Lewis

Ventajas:

- Útil.
- Simple.
- Química orgánica.

Desventajas:

- Muy simple.
- Tiene algunas excepciones.

THE ATOM AND THE MOLECULE.

By GILBERT N. LEWIS.

Received January 26, 1916.

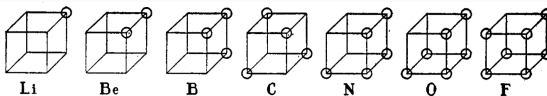


Figura 5: Propone la teoría del átomo cúbico.

Los experimentos Geiger-Marsden, dirigidos por Rutherford, tuvieron lugar en 1908-1913. Lewis llevaba haciendo dibujos de estos unos 14 años antes de publicar su artículo.

Las reglas:

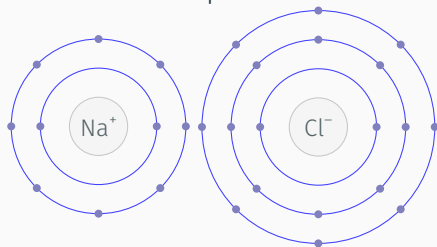
1. Escribir el esqueleto de la fórmula estructural.
2. Contar el número de electrones de valencia de los átomos.
3. Distribuir los electrones entre los átomos enlazantes, de acuerdo a la regla del octeto.
4. Si no sale, crear enlaces dobles o triples.

Enlace iónico

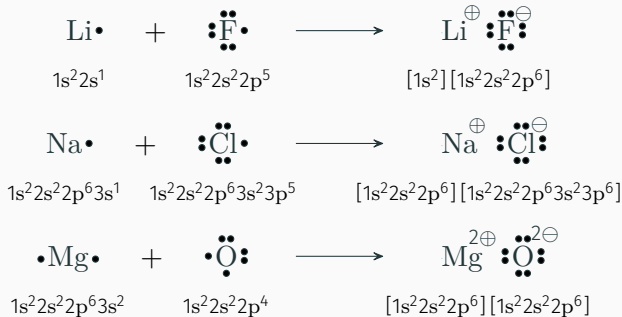
Antes...



Después...



Ejemplos: compuestos iónicos

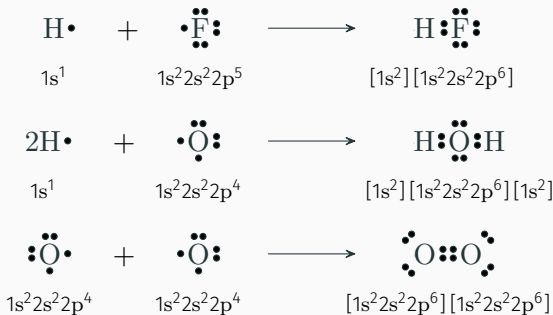


Usualmente este tipo de enlace se da entre un metal y un no metal.

Enlace covalente



Ejemplos: compuestos covalentes



Usualmente este tipo de enlace se da entre átomos no metálicos.

Excepciones

Cuando falla la regla del octeto.

- Dos electrones de valencia (la regla del dueto).
- Números impares de electrones de valencia.
- Más de ocho electrones de valencia (octeto expandido).



Electronegatividad (I)

La capacidad de atraer los electrones de un enlace químico.

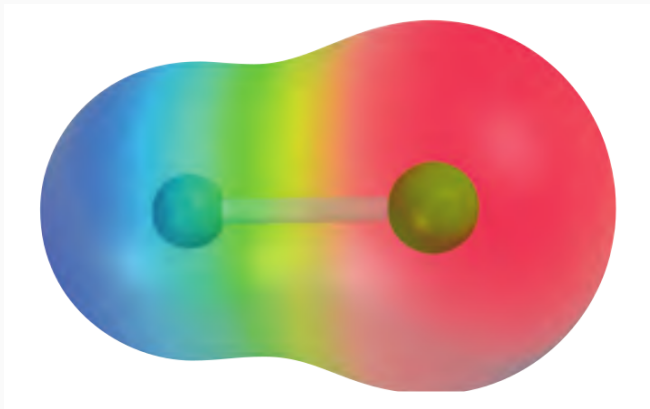


Figura 6: Mapa de potencial electrostático de una molécula polar.
Fuente: Chemistry, decimocuarta edición, R. Chang & J. Overby.

Electronegatividad (II)

La diferencia en electronegatividad determina el tipo de enlace.

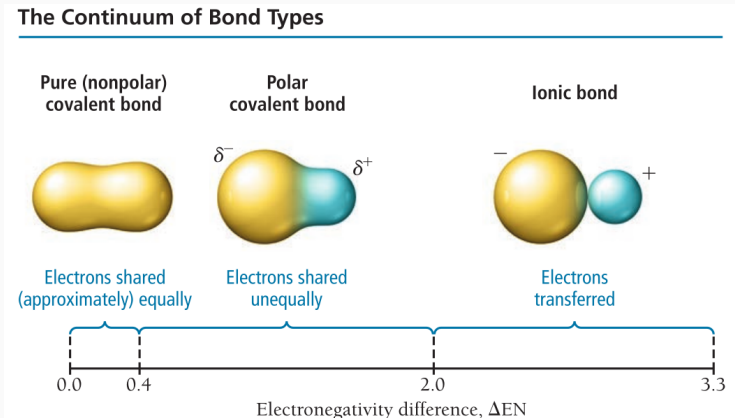


Figura 7: Fuente: Introductory Chemistry, séptima edición, N. J. Tro.

Tarea:

Clasifique cada enlace como covalente, covalente polar o iónico.

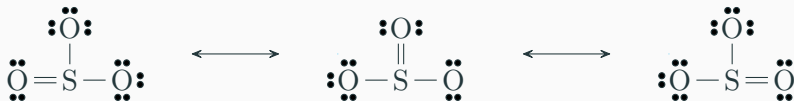
- Li–Be
- Be–O
- B–C
- H–F
- Na–F
- O–H
- C–H
- N–O
- C–O
- N–H

Recuerda qué átomos, normalmente, forman un compuesto iónico? Según sus resultados, sucede algo *extraño* con alguno de estos enlaces?

Propiedades de compuestos iónicos y covalentes

1. Los compuestos covalentes son, usualmente, gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión.
2. Los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente y tienen puntos de fusión altos.
3. A comparación de los compuestos covalentes, la mayoría de los compuestos iónicos se solubilizan en agua y forman soluciones que conducen la electricidad.

A veces una estructura de Lewis no es suficiente.



Cuidado:

Diseñada para tratar las limitaciones de los modelos de Lewis.

Tarea:

Escriba las estructuras de Lewis y sus estructuras de resonancia, si tiene, de las siguientes moléculas:

- H_2Se
- CHCl_3
- BCl_3
- CH_3COOH
- SO_2
- O_3
- NO_3

Interacciones no covalentes

Fuerzas intermoleculares

Responsables de las propiedades macroscópicas de la materia. Más débiles que las intramoleculares.

- dispersión
- dipolo-dipolo
- puente de hidrógeno
- ión-dipolo

Fuerza de dispersión

Mayor nube electrónica, mayor fuerza de dispersión.

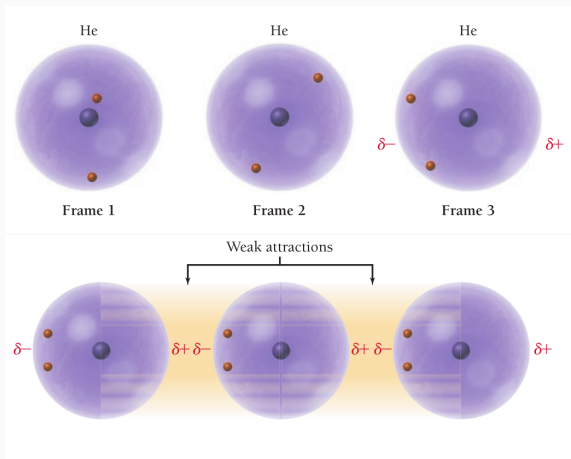


Figura 8: Un dipolo instantáneo induce dipolos en átomos vecinos.
Fuente: Introductory Chemistry, séptima edición, N. J. Tro.

Fuerza dipolo-dipolo

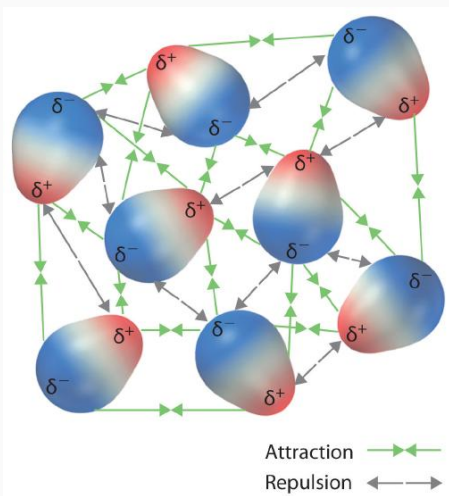


Figura 9: Moléculas polares tienen dipolos permanentes. Fuente: chem.libretexts.org.

Puentes de hidrógeno (I)

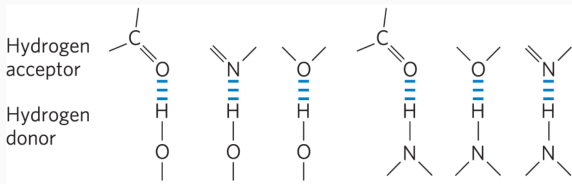


Figura 10: Puentes de hidrógeno comunes en sistemas biológicos.
Fuente: Principles of Biochemistry, octava edición, D. L. Nelson & M. M. Cox.

Puentes de hidrógeno (II)

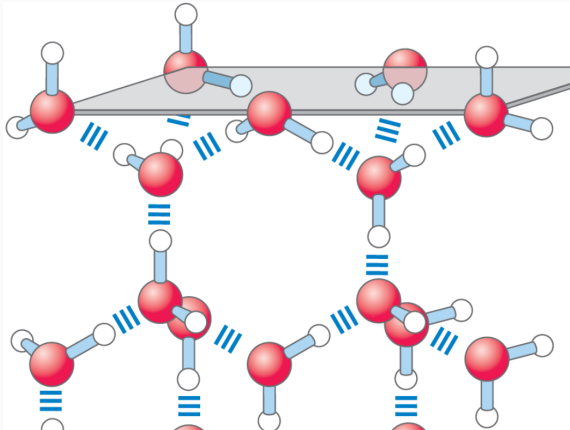


Figura 11: Como un dipolo-dipolo pero más fuerte. Fuente: Principles of Biochemistry, octava edición, D. L. Nelson & M. M. Cox.

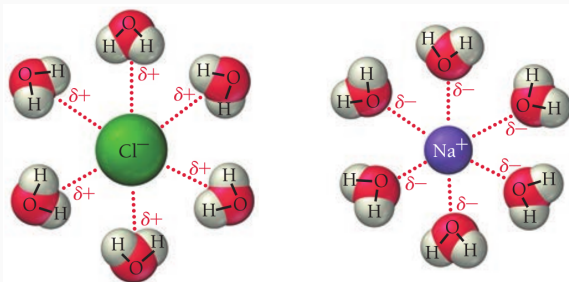


Figura 12: Ocurren en mezclas de compuestos iónicos y compuestos polares. Fuente: Introductory Chemistry, séptima edición, N. J. Tro.

Resumen



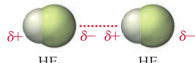
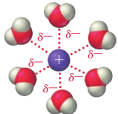
Type of Force	Relative Strength	Present in	Example
dispersion force (or London force)	weak, but increases with increasing molar mass	all atoms and molecules	 H_2 H_2
dipole-dipole force	moderate	only polar molecules	 HCl HCl
hydrogen bond	strong	molecules containing H bonded directly to F, O, or N	 HF HF
ion-dipole force	very strong	mixtures of ionic compounds and polar compounds	

Figura 13: Fuente: Introductory Chemistry, séptima edición, N. J. Tro.

Tarea:

- Qué molécula tiene el punto de ebullición más alto (CH_2O o C_2H_6) y por qué?
- Qué molécula tiene el punto de ebullición más alto (CH_3OH o C_2H_6) y por qué?
- Qué molécula presentará fuerzas de dipolo-dipolo? (CO_2 , H_2O , CH_3Cl , CH_4 y CCl_4)

Fórmulas químicas:

- Tipos de fórmulas químicas.

Mol y masa molar:

- Mol y masa molar.

Estructuras de Lewis

- Un poco de historia.
- Trabajo de Lewis en enlaces químicos.
- Estructuras de Lewis (en especial la parte de resonancia y limitaciones).

Gracias