

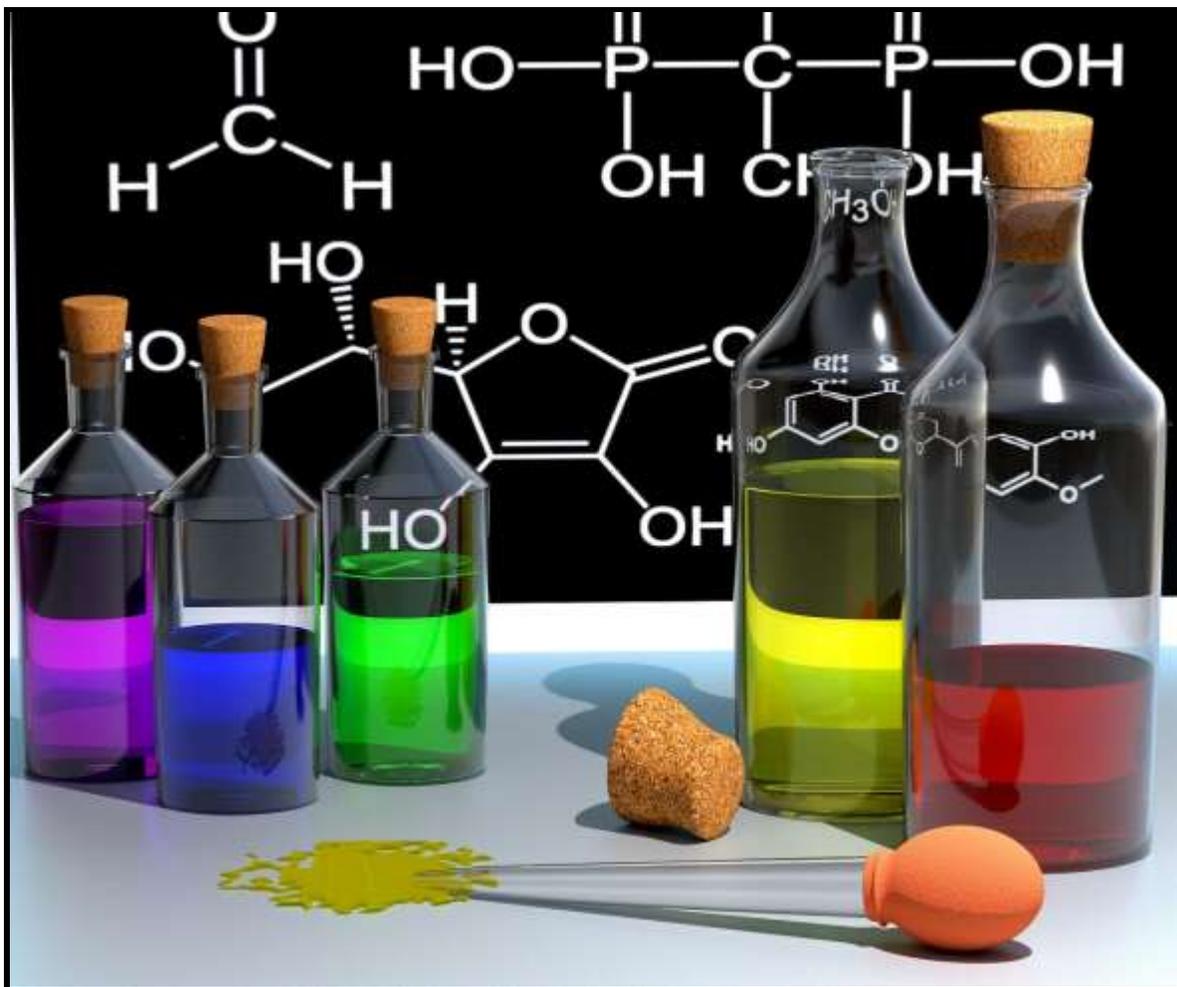


UNIDAD 4

ENLACE QUÍMICO

Alumna(o):

Curso:

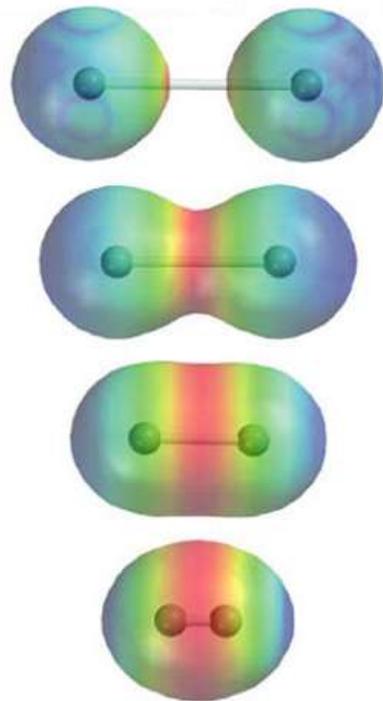


ENLACE QUIMICO

Los distintos elementos químicos pueden interactuar entre sí formando moléculas o iones.

De tal manera que llamamos enlace químico al conjunto de fuerzas de atracción que permiten que átomos de igual o distintas especies permanezcan unidos establemente. Esta unión se origina en la estructura electrónica externa de los átomos.

Los enlaces se clasifican en **intramoleculares** (Por ejemplo: metálico, iónico, covalente y covalente coordinado) e **intermoleculares** (Por ejemplo: Fuerzas de Van der Waals, Puentes de hidrógenos, fuerzas hidrofóbicas, etc.).



UNIONES INTRAMOLECULARES

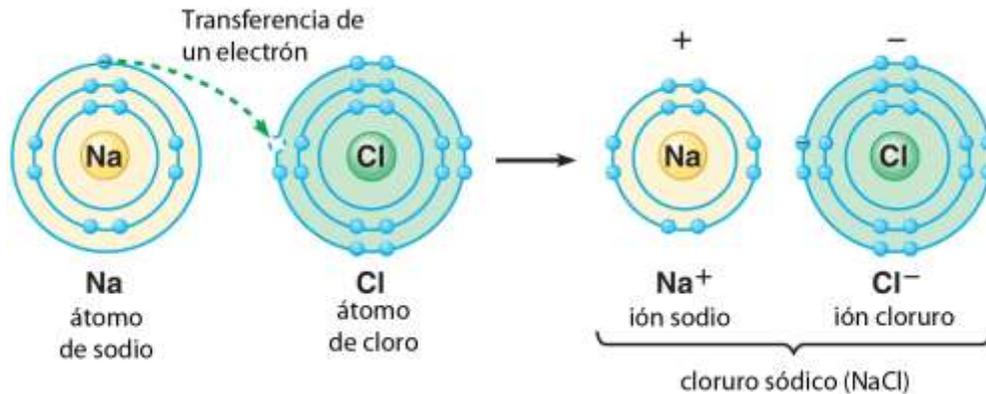
Tipos de enlace

En la unión o enlace de los átomos pueden presentarse los siguientes casos:

1. **Enlace iónico**, si hay atracción electrostática. **Metal + No metal**
2. **Enlace metálico**, si los electrones de valencia pertenecen en común a todos los átomos. **Metal + Metal**
3. **Enlace covalente**, si comparten los electrones. **No metal + No metal**
4. **Enlace covalente coordinado**, cuando el par de electrones es aportado solo por uno de los átomos que se unen.

1. ENLACE IÓNICO

Los compuestos iónicos resultan de la unión entre un **metal** con un **no metal**.

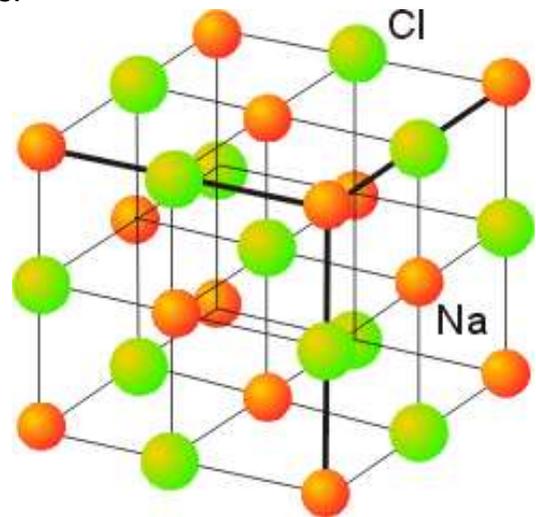


Dos átomos forman un enlace iónico cuando la diferencia de electronegatividad (EN) es mayor que 2 unidades. De tal manera que un átomo cede electrones y el otro los acepta. Ambos átomos alcanzan la configuración electrónica del gas noble más cercano. Los electrones se transfieren del metal al no metal, dando lugar a cationes y aniones, respectivamente. Estos se mantienen unidos por interacciones electrostáticas fuertes llamadas enlaces iónicos.

Esta unión es tan polar que induce a la asociación con otros pares iónicos, generando progresivamente una estructura tridimensional ordenada, denominada red cristalina o cristal.

La formación de redes cristalinas confiere a los sólidos iónicos algunas propiedades que les son características:

- Sabor salado
- Solubles en solventes polares.
- Sólidos cristalinos, duros y quebradizos.
- Malos conductores de la electricidad y el calor en estado sólido.
- Buenos conductores de la electricidad en estado fundido o en solución acuosa.
- Generalmente solubles en agua a temperatura ambiente.
- De alta temperatura de fusión y ebullición (sobre 500 °C).

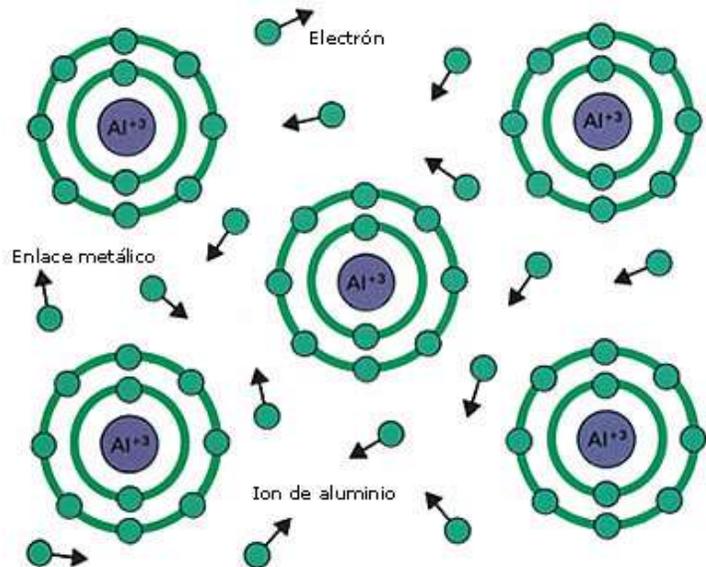


Los compuestos iónicos tienen más acentuadas sus características cuando se une un **metal** muy electropositivo con un **no metal** muy electronegativo.

2. ENLACE METALICO

El enlace metálico es el que mantiene unido a los átomos de los **metales** entre sí. Los metales son electropositivos (tienden a perder electrones), y en un enlace los electrones de valencia se distribuyen en forma equitativa alrededor del metal.

Por ejemplo el aluminio:



Los electrones móviles generan en los metales las propiedades de:

- ✿ Brillo
- ✿ Dúctiles y maleables
- ✿ Tenacidad
- ✿ Alta densidad y punto de fusión
- ✿ Conducir fácilmente el calor y la electricidad
- ✿ En estado sólido los metales tienen estructura cristalina muy compacta
- ✿ Los átomos están situados en los nudos de una red regular y definida
- ✿ Son isotrópicos.

Brillo: reflejan la luz

Conductividad: son buenos conductores de electricidad y calor.

Ductilidad: propiedad de los metales de moldearse en alambre e hilos.

Isotrópico: Son los metales que tienen iguales propiedades en todas las direcciones.

Maleabilidad: capacidad de los metales de moldearse en láminas.

Tenacidad: resistencia que presentan los metales a romperse por tracción.

Los defectos de la red que provocan disminución de la resistencia son:

Vacancia: Falta de átomos dentro de su distribución normal.

Dislocaciones: Se produce la falta o discontinuidad en la línea de átomos (alteraciones en el paralelismo de la estructura).

Átomos intersticiales: Aparecen átomos de elementos de aleaciones con distinta estructura interna.

Entre los metales podemos distinguir 3 tipos:

- a. Metales Representativos
- b. Metales de Transición
- c. Metales de Transición interna



a. Metales Representativos

Compuestos por los GIA, GIIA y algunos elementos de los Grupos III a V A (Al, Ga, In, Sn, Tl, Pb y Bi) de la tabla periódica.

- Utilizan sus orbitales "sp" externos en sus enlaces
- Son metales de baja densidad
- Propiedades básicas (alcalinas)
- Poseen una electronegatividad $\leq 1,3$ según la escala de Pauling
- Coloreados
- Brillo velado (aspecto ceroso)
- Sólidos Blandos
- De bajo punto de fusión

b. Metales de transición

Grupo B	3 GIII	4 GIV	5 GV	6 GVI	7 GVII	8 GVIII	9 GVIII	10 GVIII	11 GI	12 GII
Periodo 4	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30
Periodo 5	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48
Periodo 6	Lu 71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80
Periodo 7	Lr 103	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds 110	Rg 111	Uub 112

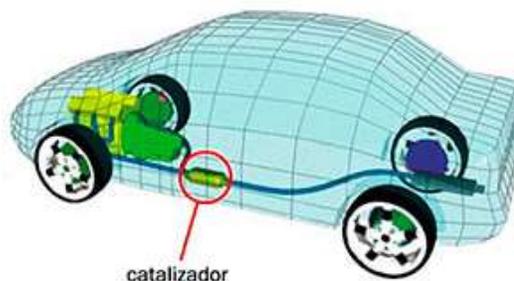
Los metales de transición:

- Utilizan sus orbitales "d" internos en sus enlaces
- Son sólidos duros a temperatura ambiente (excepto el mercurio) con puntos de fusión muy variables (entre 29 °C el galio y 3.380 °C el wolframio).
- Punto de ebullición, son altos y muy variados.
- Las conductividades térmicas y eléctricas son muy elevadas.
- Presentan brillo metálico.
- Son dúctiles y maleables.
- Pueden formar **aleaciones** entre ellos.
- Pueden emitir electrones cuando reciben energía en forma de calor.
- Forman compuestos de coordinación **coloreados**
- Presentan **paramagnetismo**
- Tienen estados de oxidación muy variados.
- Amplio uso como **catalizadores**

a.1 Actividad catalítica

Los metales de transición se utilizan ampliamente como catalizadores, tanto homogéneos como heterogéneos. Por ejemplo, el hierro se utiliza para catalizar el proceso de Haber (en la síntesis de amoníaco), el níquel o el platino se utilizan para la hidrogenación de alquenos, etc.

O simplemente, los metales que se utilizan en el convertidor catalítico de los vehículos, para mejorar la combustión de la bencina (Al_2O_3 , Pt, Pd, etc.).



a.2 Aleaciones

Aleación : Es la mezcla de dos o más materiales, de los cuales al menos uno es un metal, para obtener una sustancia con diferentes propiedades. Los metales se unen en mezclas homogéneas. Las **aleaciones** más comunes utilizadas en la industria son:

- **Alpaca**, aleación de **cinc, cobre y níquel** con un color y brillo parecido a la plata
- **Bronce** aleación que tiene como base el **cobre** y proporciones variables de otros elementos como **estaño** (3 a 20 %), y otros como: cinc, aluminio, antimonio, fósforo y otros.
- **Latón**, aleación de **cobre y cinc** con porcentajes de éste último entre el 3 y el 45%. Ocasionalmente se añaden pequeñas cantidades de otros elementos (Al, Sn, Pb o As) para potenciar alguna de las características de la aleación. Las aplicaciones de los latones abarcan los campos más diversos, desde el armamento, ornamentación, hasta los tubos de condensador y terminales eléctricos.
- **Plata de ley**, aleación de **plata y cobre**. Es usada en joyería.
- **Acero**, aleación **de hierro y carbono** (0,2 a 2 %).

a.3 Color

Debido a su estructura, los metales de transición presentan numerosos iones y complejos coloreados. El color puede cambiar entre diferentes compuestos de un mismo elemento, por ejemplo el manganeso en estado de oxidación 7, MnO_4^- , es púrpura, mientras que el ión Mn^{2+} es rosa pálido.



El color del complejo depende de:

- La naturaleza del ión metálico, concretamente del número de electrones en los orbitales d.
- La disposición en el espacio en torno al ión metálico de los ligandos (por ejemplo, los isómeros geométricos pueden presentar colores diferentes).
- La naturaleza de los ligandos.



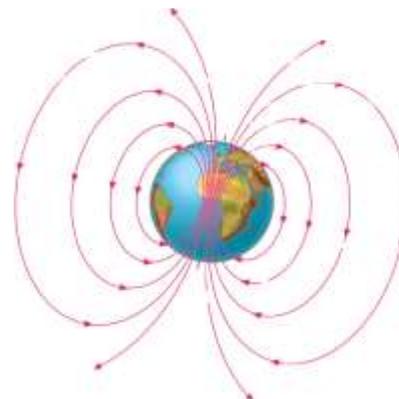
a.4 Paramagnetismo o Magnetismo

La mayoría de los materiales magnéticos están basados en metales de transición (salvo algunos radicales orgánicos). El magnetismo en estos metales tiene el mismo origen que su color: los orbitales *d*. De forma análoga, los comportamientos varían entre el **diamagnetismo** y fuerte **ferromagnetismo**.

Ferromagnético: Es una propiedad que permite a ciertos materiales (en especial Fe, Co y Ni) convertirse en imanes permanentes. Los momentos magnéticos de los átomos individuales se alinean en dominios. En presencia de un campo magnético, estos dominios se orientan para producir un momento magnético permanente.

Paramagnético: Que lo atrae un imán. Una sustancia paramagnética contiene uno o más electrones desapareados (ejemplo: aluminio, paladio).

Diamagnetismo: se refiere a una sustancia que tiene todos sus electrones apareados y es ligeramente repelida por un campo magnético (Por ejemplo: bismuto, plata, plomo).



C. Metales de transición interna

Entre los elementos de **Transición Interna** tenemos: los **lantánidos** y los **actínidos**, grupos de elementos que forman parte del periodo 6 y 7 respectivamente de la **tabla periódica**, son llamados *tierras raras* debido a que se encuentran en forma de óxidos. La abundancia en la corteza terrestre es relativamente alta, en minerales.

Los lantánidos y Actínidos, son químicamente parecidos entre sí puesto que los electrones situados en orbitales *f* son poco importantes en los enlaces que se forman, en comparación con los *p* y *d*. Su estado de oxidación más importante es el +3, pero también presentan el estado de oxidación +2 y +4.

Propiedades generales

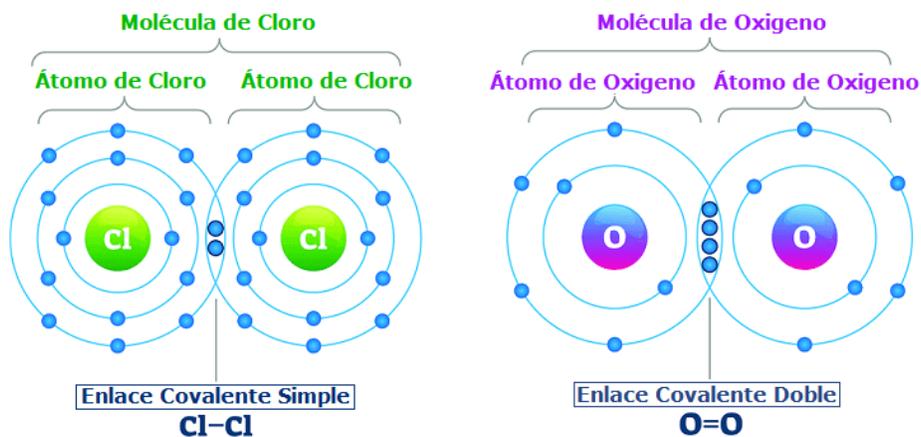
- Son radiactivos
- Son metales típicos
- Muy electropositivos y muy reactivos
- Reaccionan con el aire y arden con el O₂
- Reaccionan con muchos metales
- Son menos reactivos en los ácidos de lo esperado
- Valencia más importante 3+
- Son pirofóricos (finamente divididos)
- Forman compuestos de coordinación con diferentes índices, lo que los hace ser coloreados.

3. ENLACE COVALENTE

El enlace tipo covalente se produce entre elementos **no metálicos** (Oxígeno, Carbono, Hidrógeno y Nitrógeno, etc.), con átomos de electronegatividades altas y semejantes, donde la diferencia de EN sea menor que 2 unidades.

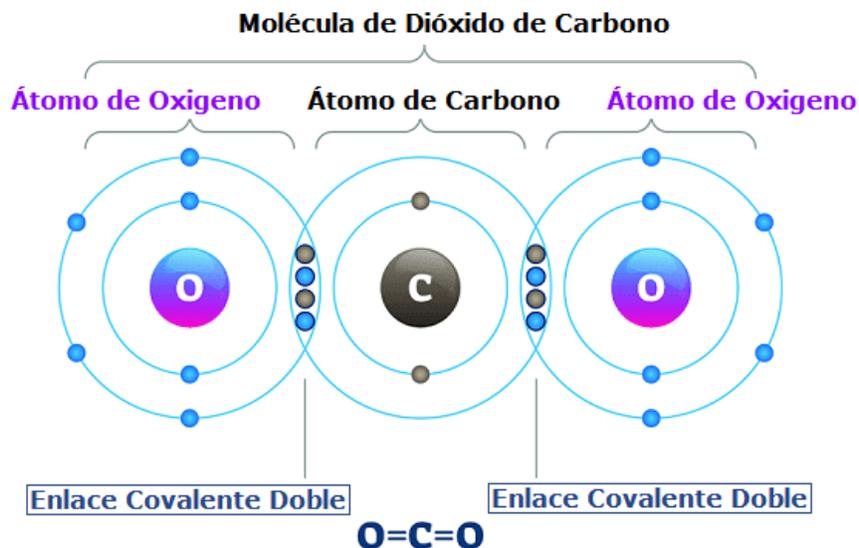
Si los dos átomos del enlace son idénticos o tienen electronegatividades similares, los electrones son compartidos por igual entre los dos átomos, se dice que el enlace es apolar (no polar). Si se unen átomos iguales se llamará enlace covalente homonuclear (O_2 , N_2 , Cl_2 , etc.)

Enlace Covalente no-polar



Si los átomos enlazados son diferentes se llamará enlace covalente heteronuclear, si además tienen electronegatividades significativamente diferentes, los electrones no son compartidos por igual entre los dos átomos y el enlace es considerado polar. Por ejemplo: HCl , SO_2 , H_2SO_4 , CO_2 , H_2O , etc.

Enlace Covalente Polar

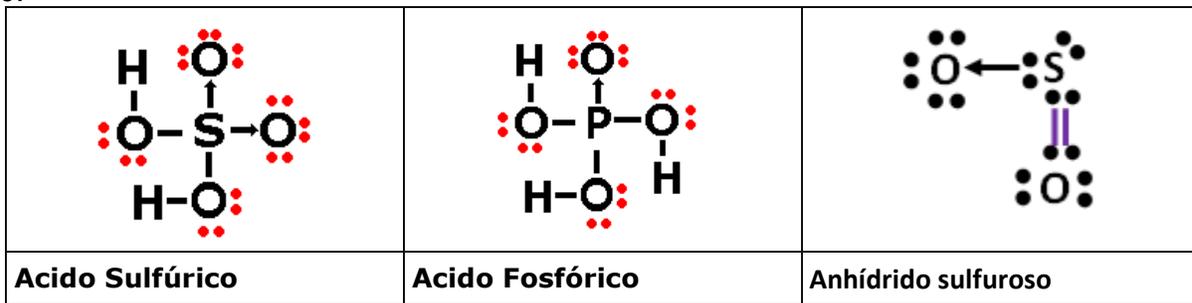


Propiedades de los compuestos covalentes.

- Los compuestos covalentes suelen presentarse en los tres estados de la materia: Sólido, líquido o gaseoso. Por lo tanto, sus puntos de fusión y ebullición no son elevados.
- Todos los gases que conocemos son covalentes (excepto los gases nobles) y todos los líquidos conocidos son covalentes, con la excepción del metal líquido Mercurio.
- La solubilidad de estos compuestos es elevada en disolventes apolares.
- Son malos conductores de la electricidad, incluso aislantes de ésta.
- Excepcionalmente, los sólidos covalentes macromoleculares tienen altos puntos de fusión y ebullición, son duros, malos conductores del color y la electricidad y, en general, insolubles (el diamante).

4. ENLACE COVALENTE COORDINADO

Se produce cuando entre las uniones enlazantes un átomo cede un par de electrones, porque dispone de electrones no compartidos. El átomo que aporta la pareja de electrones recibe el nombre de donante, y el que los recibe, aceptor. Cuando queremos simplificar la fórmula electrónica se pone una flecha que va del donante al aceptor. El enlace se denomina enlace covalente coordinado o dativo.

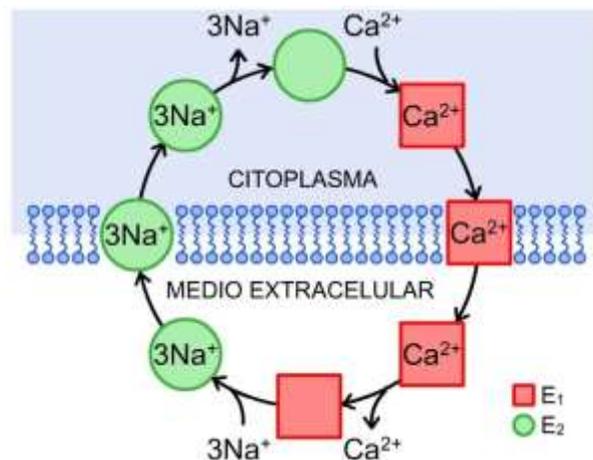


INTERACCIONES INTERMOLECULARES

Las siguientes son distintas formas en las que encontramos atracciones o repulsiones entre las distintas moléculas en la naturaleza:

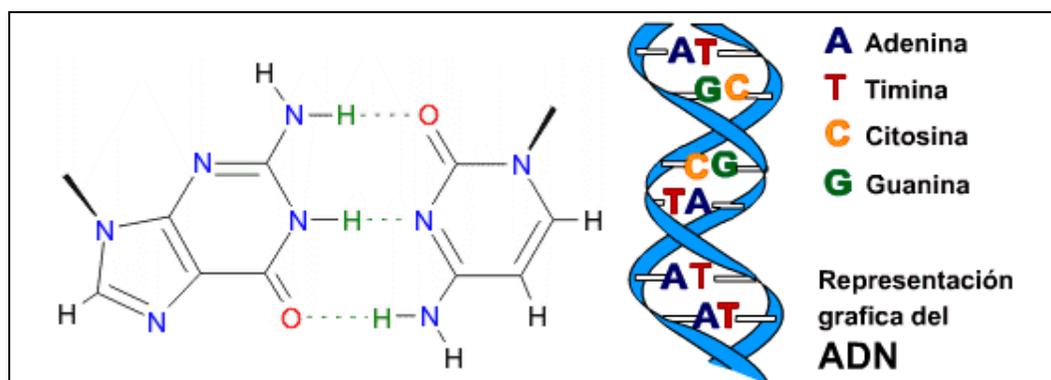
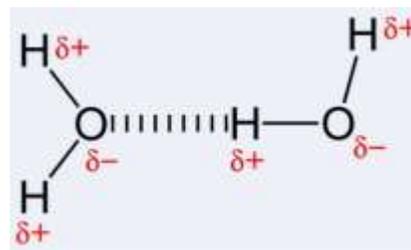
1. Interacciones electrostáticas

Este tipo de interacciones se establecen entre dos grupos con cargas (iónicas) opuestas, también se denominan par iónico o enlace iónico. En ausencia de agua las interacciones iónicas son muy fuertes; sin embargo, en solución acuosa los enlaces iónicos se debilitan debido a que las sales se disocian (se disuelvan en agua). Los enlaces iónicos son importantes en sistemas biológicos como en el caso de enzimas que unen sustratos cargados positivamente empleando grupos funcionales con carga opuesta.



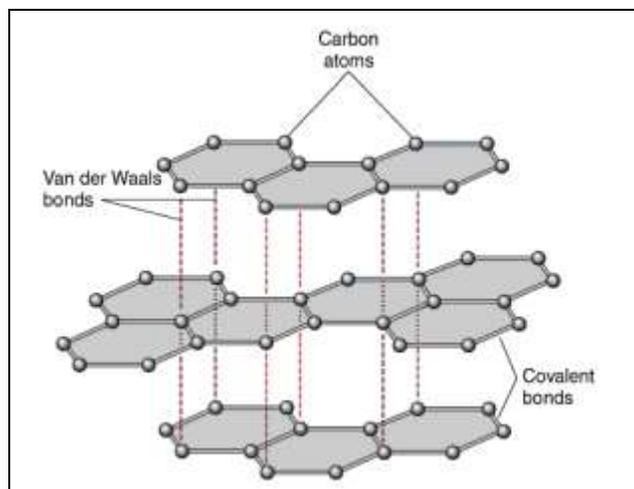
2. Puentes de hidrógeno

Los puentes de hidrógeno son un tipo de interacción electrostática que se establece entre un grupo dador débilmente ácido, que pueda ceder un átomo de hidrógeno y un grupo aceptor que posea un par de electrones libres, por ejemplo los átomos de F, O y N, es decir, una carga negativa parcial con la cuál atraer al átomo de hidrógeno del dador. Los dos átomos entre los que se establece el puente son de naturaleza electronegativa. Los puentes de hidrógeno son **colineares**. La molécula que se caracteriza por este tipo de interacciones es el agua. Además, los encontramos en el ADN y algunas proteínas. Este tipo de enlace es más fuerte que las fuerzas de Van der Waals, pero más débil que los enlaces covalentes.



Puentes de hidrógeno	Energía de enlace (kcal/mol)
O - HO	6
C - HO	2 a 3
O - HN	4 a 7
N - HO	2 a 3
F - HF	7

3. Interacciones de Van der Waals



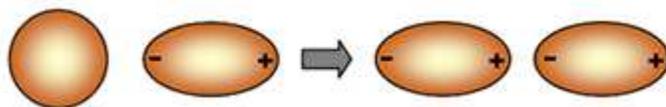
En el grafito se unen átomos de carbono con hibridación sp^2 , forma tres enlaces covalentes en el mismo plano con ángulo de 120° (estructura hexagonal) y que un orbital Π (π) perpendicular a ese plano quede libre (orbitales deslocalizados que definen el comportamiento eléctrico del grafito). El enlace covalente entre los átomos de una capa es muy fuerte, sin embargo las uniones entre las capas se realiza por fuerzas de Van der Waals e interacciones entre los orbitales Π , y son mucho más débiles.

Las fuerzas de Van der Waals son muy débiles individualmente, pero son importantes en compuestos de cadena larga (por ejemplo en los polímeros). Son Interacciones de tipo electrostática que se establecen entre dos grupos no cargados, pero que sean dipolos permanentes o dipolos inducidos.

Esta es una fuerza muy importante en biología, porque es uno de los enlaces que estabilizan la conformación de las proteínas. La energía del enlace de Van der Waals es de 1-2 kcal/mol. Para que aumenten las fuerzas de van der Waals en las distintas moléculas se tiene que tener moléculas lineales, situadas paralelamente y lo más largas posibles, es decir, disminuyen las fuerzas de Van der Waals en moléculas cortas, ramificadas y situadas de manera perpendicular.

4. Fuerzas de London o de dispersión.

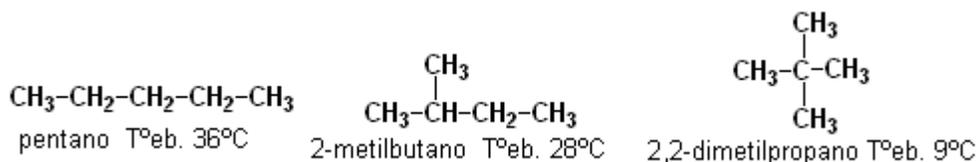
Se presentan en todas las sustancias moleculares apolares. Son el resultado del movimiento de los electrones y de la atracción entre los extremos positivo y negativo de los **dipolos inducidos** en moléculas adyacentes.



La intensidad de las fuerzas de London depende de la facilidad con que se polarizan los electrones de una molécula, y eso depende del número de electrones en la molécula y de la fuerza con que los retiene la atracción nuclear. En general, cuantos más electrones haya en una molécula más fácilmente podrá polarizarse. Así también, las moléculas grandes son fácilmente polarizables y, las moléculas más pequeñas son menos polarizables.

Ejemplo:

De los isómeros del pentano difieren en su punto de ebullición. La forma lineal de la molécula de *n*-pentano, por su linealidad, permite un contacto estrecho con las moléculas adyacentes, mientras que la molécula de 2,2-dimetilpropano, más esférica no permite ese contacto.



5. Interacciones hidrofóbicas

Las interacciones hidrofóbicas se aplica a sustancias que son repelidas por el agua o que no se pueden mezclar con ella, son producto de las fuerzas que minimizan el contacto entre moléculas apolares (Ej. lípidos) con moléculas polares (Ej. agua). Físicamente las interacciones hidrofóbicas se observan como el agrupamiento de moléculas no polares, son provocadas por la repulsión de grupos polares por parte del agua. Se producen micelas insolubles.

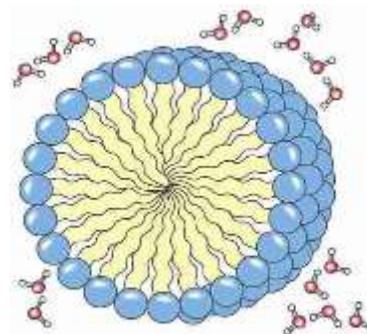
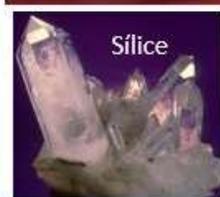


Tabla 1. Energías de enlace de interacciones covalentes y no covalentes

Tipo de Enlace	Longitud (nm)	Fuerza (Kcal/mol)	
		En vacío	En agua
Covalente	0.15	90	90
Iónico	0.25	80	3
Puente de Hidrógeno	0.30	4	0.1
Van der Waals	0.35	0.1	0.1
fuerzas de London		0.012 – 9.56	

Cuadro resumen

IÓNICO	COVALENTE	METÁLICO
Metal-No metal	No metal- No metal	Metal - Metal
Transferencia de electrones	Compartición de electrones	Compartición de electrones
Produce CRISTALES IÓNICOS	Puede producir CRISTALES COVALENTES (Atómicos) MOLÉCULAS FUERZAS INTERMOLECULARES	Produce CRISTALES METÁLICOS
 Cloruro sodio	 Diamante	 Oro
 Fluorita	 Sílice	 Aluminio
	 Agua	
	 Butano	

