



Universidad Nacional de San Juan

EUcs
ESCUELA UNIVERSITARIA
DE CIENCIAS DE LA SALUD

1976-2026
50
AÑOS

Por la memoria,
la verdad y la justicia.
NUNCA MÁS

Ingreso Enfermería San Juan 2027

Fundamentos de Química

Autores:

- *Esp. e Ing. Química Mariela Figueroa Núñez*
- *Dr. en Ciencias Químicas Diego Kassuha*

*Fundamentos de Química
Ingreso a Enfermería
EUcs-UNSJ
2027*

TEMARIO

UNIDAD 1. ESTRUCTURA ATÓMICA. TABLA PERIÓDICA.

Concepto de materia. Elementos y símbolos químicos. Evolución de los modelos atómicos. Estructura del átomo. Partículas subatómicas fundamentales: electrones, protones y neutrones. Número atómico y número másico. Átomos neutros. Isótopos. Tabla periódica de los elementos. Organización de los elementos en la Tabla. Grupo y período. Grupos especiales. Propiedades periódicas: potencial de ionización, electroafinidad y electronegatividad.

UNIDAD 2. ENLACE QUÍMICO.

Definición de enlace químico. Símbolos de Lewis. Electrones de valencia. Tipos de enlaces químicos: iónico y covalente. Enlace iónico. Propiedades de los compuestos iónicos. Enlace covalente. Clasificación. Enlace covalente apolar, polar y coordinado o dativo. Enlaces intermoleculares: Enlaces por puente de hidrógeno y Fuerzas de Van der Waals.

UNIDAD 3. COMPUESTOS QUÍMICOS INORGÁNICOS: Estructura-Fórmulas Químicas-Nomenclatura.

Clasificación de los compuestos químicos. Números de oxidación. Compuestos binarios: Óxidos Básicos, Óxidos ácidos, hidrácidos y sales. Estructura y lectura de fórmulas. Compuestos ternarios hidróxidos, oxácidos y oxisales. Estructura y lectura de fórmulas. Nomenclatura: tradicional y sistemática.

UNIDAD 4. DISOLUCIONES.

Disoluciones. Solubilidad. Concentración de las disoluciones. Modo de expresar la concentración de disoluciones. Unidades físicas de concentración: porcentaje en masa, porcentaje masa en volumen, porcentaje en volumen, miligramos por litro, gramos por litro. Dilución de soluciones. Concepto de pH. Acidez y alcalinidad de disoluciones.

UNIDAD 5. COMPUESTOS QUÍMICOS ORGÁNICOS: Estructuras.

Compuestos del carbono. Hidrocarburos: alcanos, alquenos y alquinos. Grupos funcionales oxigenados: alcoholes, aldehídos, ácidos carboxílicos, cetonas, éteres, esteres. Grupos funcionales nitrogenados: Aminas y amidas

UNIDAD 6. BIOMOLÉCULAS. Compuestos biológicos: glúcidos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos. Ejemplos y funciones en la célula y en organismos vivos. Grupos funcionales presentes en biomoléculas.

UNIDAD N°1

ESTRUCTURA ATÓMICA. TABLA PERIÓDICA

Introducción a la unidad

La materia forma parte de todo lo que nos rodea y de nuestro propio cuerpo. El aire que respiramos, el agua, los alimentos, los medicamentos y los tejidos biológicos están constituidos por materia. Para comprender su comportamiento, sus propiedades y sus transformaciones, es necesario avanzar desde una mirada general hacia una explicación cada vez más profunda de su organización interna.

En esta unidad se estudiará cómo está constituida la materia a nivel microscópico, qué es un átomo, cómo se diferencian los distintos tipos de átomos entre sí y de qué manera se organizan los elementos químicos en la Tabla Periódica. Estos conceptos serán fundamentales para comprender, en unidades posteriores, el enlace químico, la formación de compuestos y el comportamiento de las sustancias de interés biológico y sanitario.

¿Qué es la materia?

La materia es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. Está presente en los seres vivos, en los objetos inertes y en el ambiente que nos rodea.

Desde el punto de vista químico, la materia no es continua, sino que está formada por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.

Estas partículas constituyen las unidades básicas de las sustancias y pueden combinarse entre sí de diferentes maneras, dando lugar a la gran diversidad de materiales que existen en la naturaleza.

Estados de agregación de la materia

La materia puede presentarse en distintos estados de agregación según la energía y la disposición de sus partículas. Los estados más comunes son el sólido, el líquido y el gaseoso.

Los cambios de estado, como la fusión, la vaporización, la condensación y la solidificación, ocurren cuando la materia intercambia energía con el entorno, sin que se modifique su composición química.

Sistemas materiales

Un sistema material es una porción de materia que se aísla real o imaginariamente para su estudio. Según su composición, los sistemas materiales se clasifican en homogéneos y heterogéneos.

Los sistemas homogéneos presentan una sola fase y pueden estar formados por una sustancia pura o por una solución. Las sustancias puras pueden ser elementos químicos o compuestos.

Los sistemas heterogéneos presentan dos o más fases y pueden separarse mediante métodos físicos.

El concepto de sustancia pura resulta fundamental para introducir el estudio de los elementos químicos, que constituyen los componentes básicos de la materia

¿Qué es un elemento químico?

*Un **elemento químico**, es una sustancia pura formada por un solo tipo de átomo.*

¿Qué son los símbolos químicos?

Un **símbolo químico**, es la notación de una o dos letras que representa a un elemento químico.

Si el elemento se representa con una letra, ésta se escribe en mayúscula.

Potasio	Fósforo	Carbono
Símbolo: K	Símbolo: P	Símbolo: C
Aspecto: sólido plateado	Aspecto: sólido rojizo	Aspecto: sólido negro
		

Y si presenta dos letras la primera es mayúscula y la segunda minúscula, como por ejemplo,

Sodio (Natrium)	Cobre (Cuprum)	Oro (Aurum)
Símbolo: Na	Símbolo: Cu	Símbolo: Au
Aspecto: sólido plateado	Aspecto: sólido rojizo	Aspecto: sólido amarillo dorado.
		

Bioelementos

Los bioelementos o elementos de la vida son aquellos elementos que forman parte de los seres vivos, es decir que se encuentran en el ambiente celular o extracelular de los organismos vivos. Estos son:

1. BIOELEMENTOS PRIMARIOS: C, H, O, N. Son los más abundantes en los seres vivos, representan un 99,3 % del total de los átomos del cuerpo humano, de estos cuatro los más abundantes son el hidrógeno y el oxígeno porque hacen parte de la biomolécula agua.

2. BIOELEMENTOS SECUNDARIOS: Ca, P, K, S, Na, Cl, Mg, Fe. Todos ellos minerales, constituyen 0,7 % del total de los átomos del cuerpo humano.

3. OLIGOELEMENTOS: Mn, I, Cu, Co, Zn, F, Mo, Se y otros. Se presentan solo en trazas o en cantidades realmente muy pequeñas, pero a pesar de la mínima cantidad su presencia es esencial para el correcto funcionamiento del organismo. La ausencia de estos oligoelementos determina enfermedades carenciales.

Los bioelementos tienen diversas **funciones**, entre ellas **plásticas o de sostén** formando parte de estructuras biológicas como por ejemplo los troncos y tallos de las plantas, o la piel y los músculos de los animales y seres humanos. Algunos elementos tienen funciones **esqueléticas** y están presentes por ejemplo

en el esqueleto y dientes de vertebrados. También pueden tener funciones **energéticas** permitiendo obtener energía de los propios enlaces químicos (ATP) y transformarla para realizar trabajo o movimientos. Algunos elementos participan en el balance hidroelectrolítico es decir que presentan funciones **osmóticas**, regulando la cantidad agua y el pasaje de esta entre la célula y su entorno.

Estructura del átomo

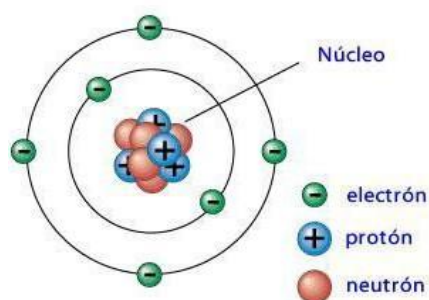
Desde la antigüedad, el ser humano se ha preguntado cómo está constituida la materia. A lo largo de la historia, diferentes científicos propusieron modelos para explicarla, los cuales fueron modificándose a medida que nuevos experimentos aportaban evidencias más precisas. De este modo, las **teorías atómicas** no solo reflejan avances conceptuales, sino también el progresivo descubrimiento de la **estructura interna del átomo**.

A comienzos del siglo XIX, el científico inglés **John Dalton** retomó la idea del átomo y la formuló sobre bases experimentales, considerándolo como una partícula sólida e indivisible. Sin embargo, el desarrollo de nuevas técnicas experimentales permitió, hacia fines del siglo XIX, demostrar que el átomo no era una unidad simple, sino que estaba formado por componentes más pequeños.

El primer indicio de esta estructura interna fue el descubrimiento del **electrón** por **J. J. Thomson**, lo que llevó a reconocer la existencia de **partículas subatómicas** con carga eléctrica. A partir de este hallazgo, el átomo comenzó a entenderse como un sistema compuesto por partículas con diferentes propiedades, y no como una esfera indivisible.

Más adelante, los experimentos de **Ernest Rutherford** evidenciaron que la carga positiva y casi toda la masa del átomo se concentran en un **núcleo central**, dando lugar a la identificación de los **protones**. Posteriormente, se reconoció la presencia de los **neutrones**, partículas sin carga eléctrica que, junto con los protones, explican la masa del núcleo atómico.

Sobre esta base estructural, **Niels Bohr** propuso que los **electrones** se distribuyen alrededor del núcleo en **niveles de energía definidos**, lo que permitió relacionar la organización de las partículas subatómicas con las propiedades espectroscópicas de los átomos. Este modelo integró, por primera vez, la estructura interna del átomo con resultados experimentales observables.



Finalmente, el desarrollo de la mecánica cuántica, a partir de los trabajos de **Erwin Schrödinger**, condujo a una descripción más completa del comportamiento electrónico. En este modelo, los electrones no se localizan en órbitas fijas, sino en **orbitales atómicos**, regiones del espacio donde existe una mayor probabilidad de encontrar al electrón. Así, el modelo cuántico actual vincula directamente la **distribución de las partículas subatómicas** con las propiedades químicas y físicas de la materia.

Así, diversas investigaciones lograron demostrar que el átomo posee **estructura interna**, es decir, que no es una unidad indivisible, sino que está constituido por partículas aún más pequeñas, denominadas **partículas subatómicas**: protones, electrones y neutrones.

Los **electrones (e^-)** son partículas con **carga eléctrica negativa** y **masa muy pequeña**, tan reducida que su contribución a la masa total del átomo es prácticamente despreciable. Se encuentran distribuidos en distintos niveles alrededor del núcleo, conformando la llamada **corteza electrónica**. Dado que el átomo es eléctricamente neutro, la presencia de electrones implica necesariamente la existencia de partículas con carga positiva que compensen dicha carga.

Estas partículas positivas son los **protones (p^+)**, que se localizan en el **núcleo del átomo**. A diferencia de los electrones, los protones poseen una masa considerable y contribuyen de manera significativa a la masa total del átomo. Junto a ellos se encuentran los **neutrones (n^0)**, partículas sin carga eléctrica, pero con masa similar a la de los protones, que también forman parte del núcleo.

En síntesis, el átomo está constituido por partículas subatómicas con distinta distribución y función: en el núcleo se concentran los **protones y neutrones**, responsables de casi toda la masa del átomo, mientras que los **electrones** se disponen en niveles alrededor del núcleo y determinan, en gran medida, sus propiedades químicas.

Representación de los elementos

Todos los elementos pueden ser representados por su símbolo (X) y dos números que lo acompañan (A como exponente y Z como subíndice):



- El número **Z** se conoce como **número atómico** e indica la cantidad de protones que tiene ese átomo en el núcleo. Los átomos se diferencian entre sí por poseer distinta cantidad de protones.
- El número **A** es el **número másico**, que tiene que ver con la masa del átomo. Como dijimos que la masa de un átomo se debe a la presencia de protones y neutrones, este número es justamente la suma de protones más neutrones, o bien $Z + n^0$.

Cuando los átomos son neutros eléctricamente, las cargas positivas de los protones deben ser compensadas con cargas negativas de los electrones. Así, en ese caso el número de protones es igual al de electrones (y a Z). Si el átomo estuviera cargado (positiva o negativamente) es porque hay distinta cantidad de protones y electrones.

Resumiendo:

$$Z \text{ (Número atómico)} = p^+$$

y, en caso de átomos neutros (no iones) $Z = e^-$

$$A \text{ (Número másico)} = p^+ + n^0$$

En base a estas ecuaciones, se pueden despejar otras ecuaciones para determinar cualquier incógnita

$$p^+ = Z$$

$$p^+ = A - n^0$$

y, para el caso de átomos neutros

$$p^+ = e^-$$

$$n^0 = A - p^+$$

o bien

$$n^0 = A - Z$$

Veamos un ejemplo:

¿Cuántos electrones, protones y neutrones tienen el átomo de oxígeno (O, $Z = 8$; masa atómica = 15,9994)?

En principio, debemos saber que la masa atómica se debe redondear a números enteros para obtener el número másico, entonces $A = 16$.

$p^+ = 8$, dado que el número de protones era igual a Z .

$e^- = 8$, porque al ser un átomo neutro tiene igual cantidad de protones que de electrones.

$n^0 = 16 - 8 = 8$, ya que se obtiene de restar $A - Z$ ó $A - p^+$

Entonces, este átomo tiene 8 protones, 8 electrones y 8 neutrones.

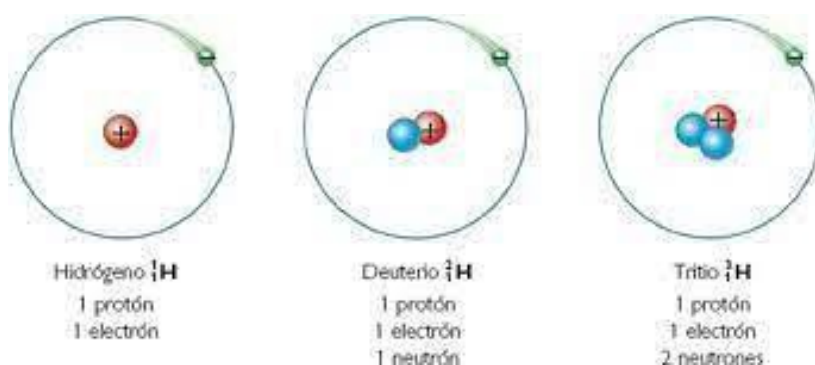
Isótopos

Otros tipos de átomos que existen en la naturaleza son los **isótopos**.

¿Qué es un isótopo?

Dos o más isótopos son átomos de un mismo elemento que tiene igual Z pero distinto A .

Es decir que los isótopos al tener igual Z tienen igual número de protones y electrones, solo varían en su masa. Esa diferencia en la masa se debe a que poseen distinto número de neutrones. Por ejemplo, el Hidrógeno, presenta 3 isótopos (hidrógeno o protio, deuterio y tritio):



El número atómico es siempre 1 que corresponde al protón, pero el A (masa atómica) varía de acuerdo a la cantidad de neutrones presentes en el núcleo.

Otro ejemplo es el del Uranio (U), que tiene tres isótopos, uno de $A = 234$, uno de $A = 235$ y otro de $A = 238$. En la tabla siguiente se puede ver cómo se diferencian por los n^0 .

Isótopos del Uranio	Símbolo químico	Z = número protones	Número electrones	Número neutrones	A = protones + neutrones	Abundancia
U-234	$^{234}_{92}\text{U}$	92	92	142	234	0.0054%
U-235	$^{235}_{92}\text{U}$	92	92	143	235	0.7204%
U-238	$^{238}_{92}\text{U}$	92	92	146	238	99.2742%

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Cuando se fueron conociendo cada vez más elementos químicos fue necesario poder organizarlos. A su vez los científicos veían que ciertos elementos tenían comportamientos similares en cuanto a propiedades físicas o químicas. El químico ruso D. Mendeleiev fue quien ordenó en 1872 los 60 elementos que se conocían hasta entonces, creando la Tabla periódica de los elementos. Así, se agruparon los elementos con propiedades similares y además se los ordenó por número atómico creciente. Este ordenamiento se mantiene en la tabla periódica moderna con 118 elementos.

En la tabla periódica las **filas horizontales** son llamadas **períodos** y van numerados desde el 1 hasta el 7 desde arriba hacia abajo. Las **columnas verticales** son llamadas **grupos o familias** y si bien fueron cambiando sus nombres tiempo, actualmente se numeran desde el 1 al 18 de izquierda a derecha, aunque también algunos grupos tienen nombres especiales. Los elementos de los grupos 1 y 2, así como los elementos de los grupos 13 al 18 se llaman **elementos representativos**. Los

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
★ Lantánidos	★	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb			
★★ Actínidos	★★	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No			

grupo 3 al 12 se conocen como **elementos de transición**. Y en el periodo 6, a partir de $Z = 57$ a $Z = 70$ y en el periodo 7 a partir de $Z = 89$ hasta $Z = 102$, se encuentran los **elementos de transición interna**.

Diagrama de la Tabla Periódica con categorías de elementos:

- Elementos representativos:** Grupos 1, 2, 13-18.
- Elementos de transición:** Grupos 3-10.
- Gases nobles:** Grupo 18.
- Elementos de transición interna:** Series de Lantánidos y Actínidos.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H												B	C	N	O	F	Ne
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Mg	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub						

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Los elementos se dividen en 3 categorías: **metales**, **no metales** y **metaloideos**. Los metales son buenos conductores del calor y la electricidad y son la mayoría de los elementos. Los no metales no son buenos conductores del calor y la electricidad y son sólo 17 elementos y los metaloides, que presentan características intermedias entre los metales y los no metales son 8.

Los elementos del grupo 1 (a excepción del hidrógeno) se llaman **metales alcalinos**. Los elementos del grupo 2 se llaman **metales alcalinotérreos**. Los elementos del grupo 17 se denominan **halógenos** y los elementos del grupo 18 se conocen como **gases nobles**, **gases raros** o **gases inertes**.

Diagrama de la Tabla Periódica con categorías de elementos:

- Metal:** Grupos 1-10.
- Metaloide:** Grupos 11-12.
- No metal:** Grupos 13-18.

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac-Lr															

¿Cómo saber en qué grupo y período se encuentra un elemento?

Para determinar en qué grupo y periodo se encuentra un elemento, debemos saber el número atómico (Z) de dicho elemento y de esta manera realizar la configuración electrónica.

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Todos los átomos, como resultado de su distribución electrónica presentan rasgos particulares y que varían periódicamente a lo largo de la tabla con el aumento de Z, por lo que se las conoce como **propiedades**

periódicas de los elementos. Su importancia radica en que determinan el comportamiento de los átomos en las interacciones químicas, como los enlaces para formar compuestos.

Entre las propiedades periódicas más importantes podemos mencionar:

- ✓ **potencial de ionización o energía de ionización (PI)**
- ✓ **electroafinidad o afinidad electrónica (EA)**
- ✓ **electronegatividad (EN)**

Potencial o Energía de Ionización:

Es la energía necesaria para remover el electrón más débilmente unido a un átomo en el estado gaseoso y transformarlo en catión.

Como los metales tienen tendencia a perder electrones, requieren mucha energía para ionizarse, en metales requieren mucha energía para poder incluso no lo hacen. Por lo tanto, en un período, acercamos a los no metales (de izquierda a derecha) aumenta la energía de ionización. En los grupos, es menor para elementos más pesados y mayor para elementos más livianos o sea que aumenta desde abajo hacia arriba.

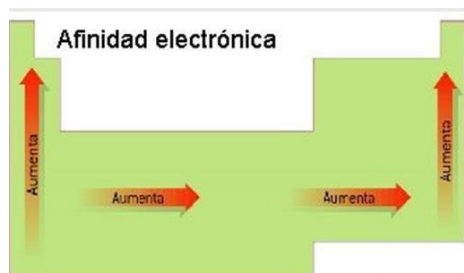


electrones no cambian los no ceder electrones, e a medida que nos acercamos a los no metales (de izquierda a derecha) aumenta la energía de ionización.

Afinidad electrónica o electroafinidad:

Es la energía liberada cuando un átomo en estado gaseoso adiciona un electrón y se convierte en anión.

Mientras más fácil es el proceso de captación de electrones y transformación en anión, mayor es la energía liberada. Los metales tienen tendencia a ganar electrones por lo tanto liberan poca energía.

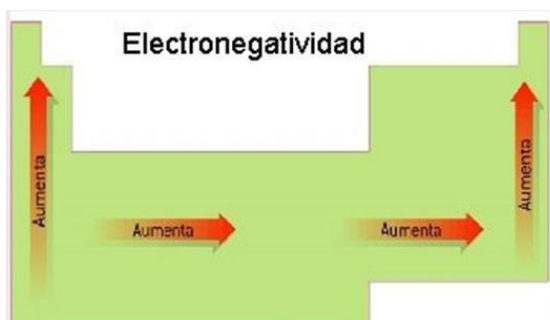


de electrones y que se libera. Los no metales liberan mucha energía.

Electronegatividad:

Mide la tendencia de un átomo a atraer hacia sí los electrones de un enlace químico cuando está combinado con otro átomo.

Esta tendencia es mínima para los metales y máxima para los no metales, especialmente los halógenos.



metales y máxima para los no metales, especialmente los halógenos.



UNIDAD N°2

ENLACE QUÍMICO

Introducción a la unidad

En la unidad anterior se analizó la estructura del átomo, el descubrimiento de sus partículas subatómicas y la forma en que los electrones se distribuyen en distintos niveles de energía. También se estudió cómo esta estructura permitió organizar los elementos en la tabla periódica, revelando regularidades en sus propiedades químicas. Sin embargo, los átomos no se encuentran aislados en la naturaleza: interactúan entre sí y se combinan para formar sustancias con propiedades nuevas.

A partir de esta idea surge una pregunta central: ¿cómo y por qué los átomos se unen entre sí? La respuesta a este interrogante da origen al estudio del enlace químico, que explica las interacciones que permiten a los átomos, iones o moléculas unirse para formar compuestos más estables. Estas uniones dependen fundamentalmente de la distribución de los electrones, en particular de los electrones de valencia, y de la tendencia de los átomos a alcanzar configuraciones energéticamente más favorables.

En esta unidad se abordarán los distintos tipos de enlaces químicos —iónicos y covalentes— y las interacciones intermoleculares, analizando cómo la forma en que los átomos se enlazan determina las propiedades físicas y químicas de las sustancias, así como su importancia en sistemas naturales y biológicos.

ENLACE QUÍMICO

Los átomos de los elementos se unen entre sí para formar compuestos y lo hacen mediante un **enlace químico**. También las moléculas interactúan con otras moléculas del entorno que pueden ser iguales a ellas o diferentes en lo que se conoce como **interacciones o uniones intermoleculares**.

¿Qué es un enlace químico?

Son las interacciones que permiten la unión de dos entes químicos (átomos, iones o moléculas) y que permiten generar estructuras más estables.

Los átomos tienen un nivel de energía externo que puede contener hasta ocho electrones (o dos en el caso en el cual solo existe el nivel 1, como en el helio); este octeto de electrones representa la estructura del gas noble.

Haciendo excepción de los gases inertes, los elementos representativos pueden tener de uno a siete electrones en el nivel de máxima energía. El hecho de poseer menos de ocho electrones en el nivel más externo, da al átomo su reactividad química.

Cuando los átomos se unen por medio de enlaces ceden, captan o comparten electrones con el fin de alcanzar estos ocho electrones en sus niveles externos, lo que les daría la máxima estabilidad. Los elementos representativos en las combinaciones con otros átomos tienden a reacomodar los electrones de

tal modo que cada uno de los átomos reaccionantes alcance la configuración estable de los gases nobles o **Regla del octeto o de los ocho electrones.**

¿Qué es la Regla del Octeto?

La **regla del octeto** es cuando **un átomo cualquiera adquiere una configuración estable cuando adquiere la configuración electrónica de valencia del gas noble más cercano: ocho electrones de valencia.**

La **excepción a la Regla del octeto** la tiene el **Hidrógeno**, que completa el **dueto**, para adquirir la configuración electrónica del Helio.

Símbolos de Lewis.

Los electrones de valencia intervienen en las reacciones químicas. Gilbert N. Lewis, químico estadounidense, es conocido por el uso que hizo de representaciones simbólicas de los elementos, en las que se muestran los electrones de valencia como puntos.

Un **símbolo de puntos de Lewis** está formado por el símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia del átomo (*Electrones del último nivel*), como se muestra en la siguiente Tabla:

Elemento	Electrones de Valencia	Estructuras de Lewis
Mg	2	 
Cl	7	
Al	3	 
O	6	 

Si ubicamos los elementos en la tabla periódica, veremos que, para los elementos representativos, todos los elementos de un mismo grupo tienen igual cantidad de electrones de valencia, y por lo tanto, estructura de Lewis.

EV	1	2													3	4	5	6	7	8
	H																			He
	Li	Be													B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg													Al	Si	P	S	Cl	Ar
	K	Ca													Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	Rb	Sr													In	Sn	Sb	Te	I	Xe

Los **enlaces químicos** pueden clasificarse de acuerdo con el tipo de elementos que se combinan y, fundamentalmente, según la **diferencia de electronegatividad (ΔEN)** entre los átomos involucrados, propiedad periódica que expresa la capacidad de un átomo para atraer electrones en un enlace.

En los **enlaces iónicos**, las fuerzas que mantienen unidos a los átomos son de naturaleza **electrostática** y se originan a partir de la **transferencia de uno o más electrones** desde un átomo metálico hacia un átomo no metálico. Como resultado de esta transferencia se forman **iones con cargas opuestas**, que se atraen entre sí. Dado que en este tipo de enlace intervienen un metal (electropositivo) y un no metal (electronegativo), la **diferencia de electronegatividad es grande**, generalmente **mayor o igual a 2** ($\Delta EN \geq 2$).

Por el contrario, en los **enlaces covalentes**, los átomos —ambos no metálicos— **comparten uno o más pares de electrones**. En este caso, la diferencia de electronegatividad es menor y determina el tipo de enlace covalente que se forma:

- Cuando la diferencia de electronegatividad es **igual a cero** ($\Delta EN = 0$), el par de electrones se comparte de manera equitativa y se forma un **enlace covalente apolar o no polar**, como en las moléculas O_2 y N_2 .
- Cuando la diferencia de electronegatividad es **mayor que 0 y menor que 2** ($0 < \Delta EN < 2$), el par de electrones se comparte de manera desigual, dando lugar a un **enlace covalente polar**, como en H_2O o CO_2 .

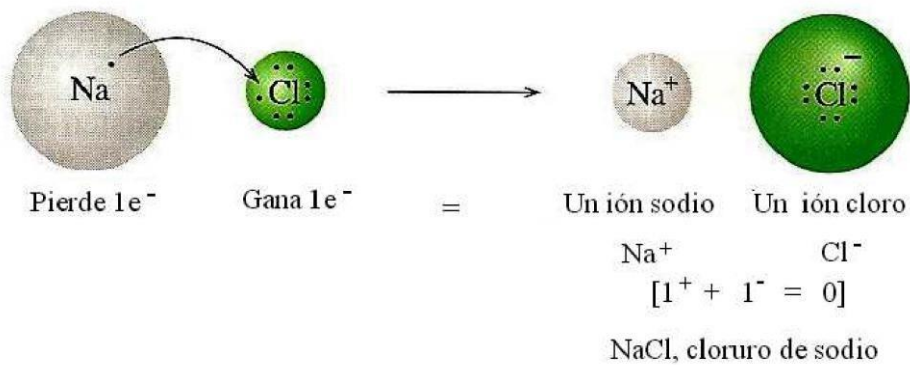
¿Qué es un enlace iónico?

Es la unión de elementos de bajo Potencial de Ionización (**Metal**) que **cede** electrones al átomo del elemento de mayor Afinidad Electrónica (**No metal**) y se mantienen unidos por interacciones electrostáticas.

Ejemplo:

Un ejemplo típico es el **cloruro de sodio (NaCl)**. En este caso, la electronegatividad del sodio es EN (Na) = 0,9 y la del cloro es EN (Cl) = 3,0, por lo que la diferencia de electronegatividad es:

$|\Delta EN| = 3,0 - 0,9 = \mathbf{2,1}$, valor característico de un enlace iónico.



- **El átomo metálico (Menor Potencial de Ionización) cede su electrón de valencia para tener el octeto completo y adquirir la configuración de gas noble anterior. Forma un **catión**, especie con carga positiva**
- **El átomo no metálico (de mayor Afinidad Electrónica) acepta el electrón y adquiere la configuración del gas noble siguiente, es decir octeto completo. Forma un **anión**, partícula con carga negativa.**

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS:

- Son sólidos cristalinos
- Poseen puntos de fusión y ebullición elevados
- Son muy solubles en disolventes polares como el agua
- Son insolubles en disolventes apolares o no polares como el cloroformo y otros solventes orgánicos
- Cuando están disueltos o fundidos son buenos conductores de la corriente eléctrica
- Presentan elevada dureza

¿Qué es un enlace covalente?

El enlace covalente se produce con la unión de dos **átomos no metálicos** que **comparten** pares de electrones para completar su octeto.

Como vimos antes, el enlace covalente se puede clasificar en

El enlace covalente se clasifica en:

- **COVALENTE APOLAR, $\Delta EN = 0$**
- **COVALENTE POLAR, $0 < \Delta EN < 2$**

En estos casos ambos átomos comparten uno o más electrones, sólo se diferencian en la diferencia de electronegatividad de los elementos intervinientes. Pero existe otro tipo de enlace covalente:

- **COVALENTE COORDINADO O DATIVO**

Este caso se da cuando uno solo de los átomos aporta el par de electrones y el otro aporta el orbital vacío.

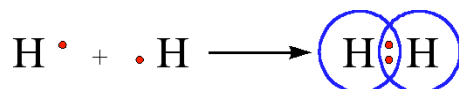
Veamos algunos ejemplos:

ENLACE COVALENTE NORMAL APOLAR: $|\Delta EN| = 0$

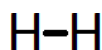
Ocurre entre dos no metales del mismo elemento, por lo tanto, la diferencia de electronegatividades es cero, $|\Delta EN| = 0$. Los electrones son igualmente compartidos; porque pasan la misma cantidad de tiempo en la vecindad de cada átomo.

➤ **Formación del enlace del H_2**

En la molécula de **hidrógeno biatómica (H_2)**, cada átomo de hidrógeno aporta un electrón y ambos **comparten un par de electrones** para completar su configuración estable tipo dueto.

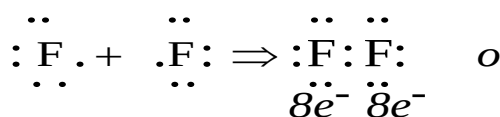


Este par de electrones compartido se representa mediante una **línea o guión**, que simboliza el enlace covalente entre los átomos, por lo que la molécula se escribe como:



➤ **Formación de la molécula de flúor, F_2 .**

En la molécula de **flúor biatómica (F_2)**, cada átomo de flúor posee **siete electrones de valencia** y presenta un electrón desapareado. Para completar su **octeto**, ambos átomos **comparten un par de electrones**, para completar el octeto.



Se forma un **enlace covalente simple**, que se representa mediante una línea entre los símbolos de los elementos: **F-F**.

Enlaces múltiples: Cuando se unen un par de átomos que necesitan más de un electrón para completar el octeto se forman enlaces múltiples. Formarán tantos enlaces como electrones le falten. Pueden ser dobles o triples

Enlace triple cuando dos átomos comparten 3 pares de electrones, como en la molécula de nitrógeno (**N_2**)

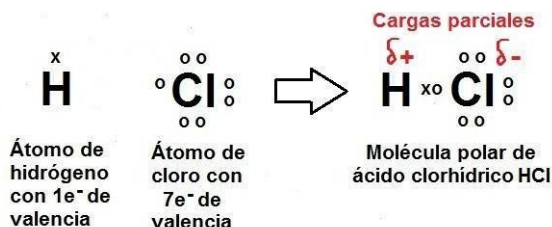


ENLACE COVALENTE NORMAL POLAR: $0 < |\Delta EN| < 2$

Se produce entre 2 no metales de distintos elementos. El par de electrones compartidos se encuentra desplazado más cerca del más electronegativo porque es el que tiene más capacidad para atraerlo.

➤ **Formación del HCl.**

En la molécula de **cloruro de hidrógeno (HCl)**, el átomo de hidrógeno aporta un electrón y el átomo de cloro aporta otro, formando un **par de electrones compartido**. Sin embargo, como el cloro es más electronegativo que el hidrógeno, el par de electrones se encuentra **desplazado hacia el átomo de cloro**. Esta distribución desigual genera un **polo negativo parcial en el cloro (δ^-)** y un **polo positivo parcial en el hidrógeno (δ^+)**, por lo que el enlace se clasifica como **enlace covalente polar**.

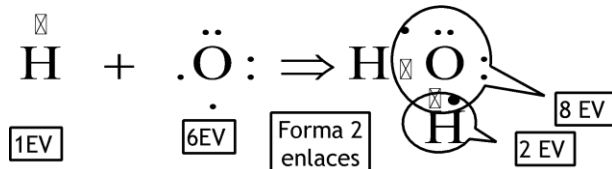


La molécula representa el enlace covalente Polar con un guión **H–Cl**.

➤ **Formación del agua:**

En la molécula de **agua**, el átomo de oxígeno posee **seis electrones de valencia** y presenta **dos electrones desapareados**, por lo que puede formar **dos enlaces covalentes** para completar su octeto. Cada átomo de hidrógeno, que posee un solo electrón, forma **un enlace covalente** para alcanzar la configuración estable del helio (dueto).

Como el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno, los pares de electrones compartidos se encuentran desplazados hacia el oxígeno, originando polos parciales y dando lugar a **enlaces covalentes polares**.



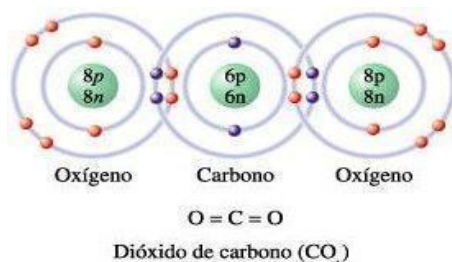
La estructura de Lewis del agua se representa los enlaces covalente polares con guión **H–O–H**, y su fórmula molecular es **H₂O**.

Enlaces covalentes múltiples

En los enlaces covalentes polares (y también en los apolares) pueden formarse **enlaces múltiples** cuando los átomos necesitan compartir **más de un par de electrones** para completar su octeto.

Si dos átomos comparten **dos pares de electrones**, se forma un **enlace doble**.

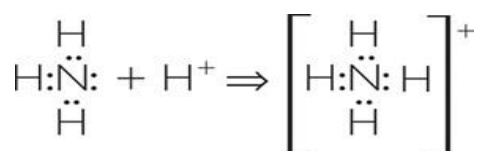
Un ejemplo de enlace doble es la molécula de **dióxido de carbono (CO₂)**, en la que el carbono comparte dos pares de electrones con cada átomo de oxígeno.



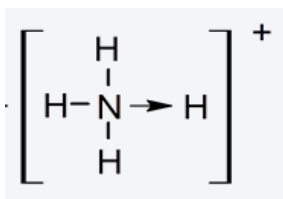
ENLACE COVALENTE DATIVO O COORDINADO

Este tipo de enlace covalente ocurre cuando se unen un elemento que tiene su octeto completo y posee pares libres; y otro que no tiene su octeto completo.

Ejemplo: Formación del ion amonio (NH_4^+): el amoníaco (NH_3) es estable, pero el catión de hidrógeno tiene tendencia a aceptar un par de electrones libres del átomo de N.



La estructura de Lewis del ión amonio se representa los enlaces covalente polares con guión y el enlace covalente dativo con una flecha.



El dador de electrones: El N del amoníaco tiene su octeto completo y tiene un par libre. Al compartir el par libre, queda cargado positivamente.

El aceptor de electrones: El catión de Hidrógeno es deficiente de electrones, le faltan dos para adquirir la configuración del gas noble más próximo: He. El H^+ aporta el orbital vacío.

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS MOLECULARES COVALENTES

- Pueden ser sólidos, líquidos o gases.
- No conducen la corriente eléctrica y son malos conductores del calor. Son aislantes.
- Presentan bajas temperaturas de fusión y ebullición.
- En relación a la solubilidad; los compuestos covalentes polares son solubles en solventes polares. Los compuestos covalentes no polares son solubles en solventes no polares o apolares.
- Son blandos y presentan resistencia mecánica

Resumiendo: Los enlaces químicos se clasifican de acuerdo al tipo de elemento que se combine, según esto podemos decir que existen tres tipos de enlace:

TIPO DE ENLACE	ELEMENTOS QUE INTERVIENEN	COMPUESTOS QUE SE FORMAN
IÓNICO	Átomos de un metal y de un no metal	Sólidos iónicos como la sal de mesa (NaCl)
COVALENTE	Átomos de un no metal	- Sólidos moleculares como el agua o el gas oxígeno - Sólidos de red covalente como el cuarzo o el grafito

ENLACES INTERMOLECULARES

Las sustancias tienen diferentes propiedades como estado de agregación, punto de ebullición, etc. que se deben a su estructura, pero también a las fuerzas de atracción electrostática y de otra intensidad que las mantienen unidas y son muy importantes.

Por ejemplo, los compuestos biológicos que cumplen diversas funciones dentro de las células interactúan con el entorno y eso determina qué tipo de estructura adopta y si esa estructura es capaz de ser estable y de cumplir con su función biológica. Esto es especialmente cierto para proteínas que tienen un plegado específico para cumplir con sus funciones e incluso el ADN, donde dos cadenas originan la estructura de hélice gracias a un gran número de interacciones iónicas. Esas interacciones se conocen como **enlaces intermoleculares** y, a diferencia de las uniones entre átomos para formar moléculas, estas interacciones ocurren entre moléculas de un mismo compuesto y también entre moléculas de diferentes compuestos.

Los enlaces intermoleculares pueden ser de dos tipos:

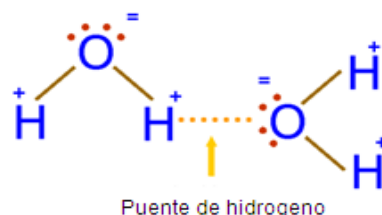
1-Enlace por puente de hidrógeno

2-Fuerzas de Van der Waals.

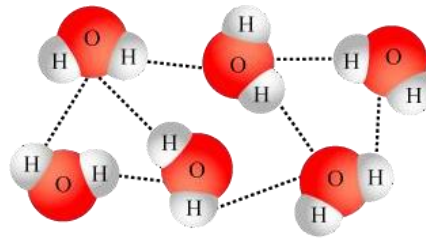
1-Enlace por puente de hidrógeno

Se forma entre moléculas polares que contenga un hidrógeno unido covalentemente a un átomo muy electronegativo, como el flúor, oxígeno o nitrógeno.

El agua genera este tipo de interacción intermolecular porque el oxígeno que es un átomo muy electronegativo, además de atraer los electrones compartidos en el enlace covalente dentro de la molécula, puede atraer electrones de H de otras moléculas que se encuentren cerca.



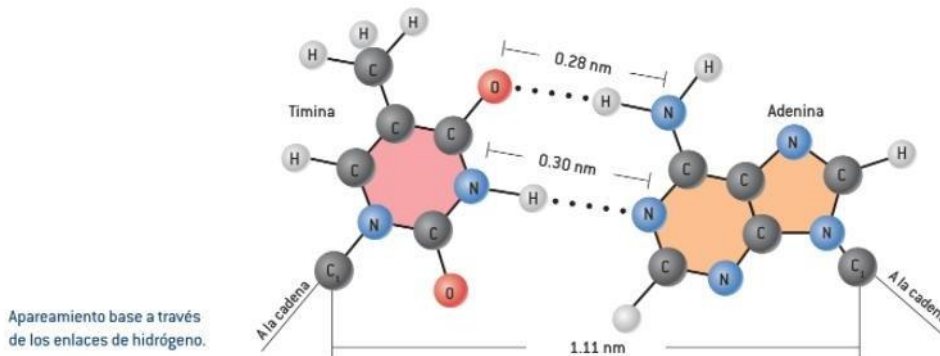
En general, los enlaces puentes de hidrógeno son más débiles que los enlaces covalentes, pero cuando existen muchas moléculas que pueden ejercer esta interacción, aumenta la fuerza de este enlace intermolecular y esto influye sobre las propiedades de las sustancias: en el caso del agua otorgándole una gran tensión superficial y un elevado punto de fusión y ebullición.



Puentes de hidrógeno

Los enlaces puentes de hidrógeno entre moléculas de agua tienen importancia para la vida. Los puentes originan otra propiedad poco común del agua: el agua líquida es más densa que el agua sólida, por ello el hielo flota.

La atracción puente de hidrógeno es muy importante en los sistemas biológicos. La estructura de macromoléculas como las proteínas y los ácidos nucleicos y, en consecuencia sus propiedades, dependen en buena medida de este tipo de atracción.



2-Fuerzas de Van der Waals.

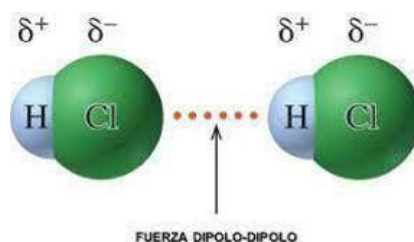
Se pueden distinguir los siguientes tipos:

- fuerzas dipolo-dipolo permanente
- fuerzas dipolo permanente - dipolo inducido
- fuerzas de dispersión
- fuerzas ion -dipolo permanente

Fuerzas dipolo-dipolo (permanentes)

Las fuerzas dipolo - dipolo, sólo son efectivas a distancias muy cortas. Cuando **dos moléculas polares** se acercan una a la otra, tienden a alinearse en tal forma, que el extremo positivo de un dipolo está dirigido hacia el extremo negativo del otro. Cuando esto ocurre, hay una atracción electrostática entre los dos dipolos.

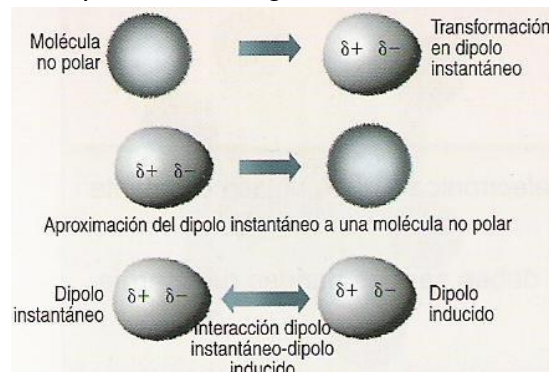
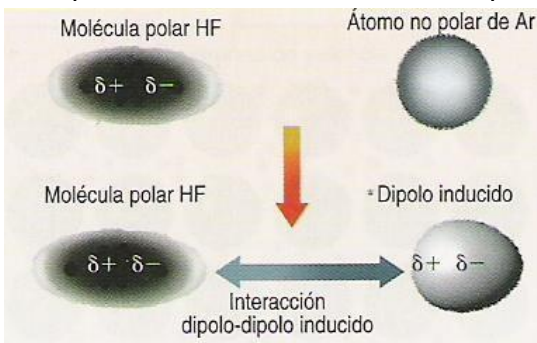
Esta es una atracción mucho más débil que la de un enlace intramolecular.



Fuerzas dipolo permanente-dipolo inducido.

Es posible que una **molécula polar**, al estar próxima a una **no polar**, induzca en ella un dipolo transitorio (dipolo inducido).

La atracción dipolo inducido es una fuerza de atracción más débil que en el caso anterior. Esta fuerza desaparecerá en cuanto la molécula polarizada se desplace a otro lugar.

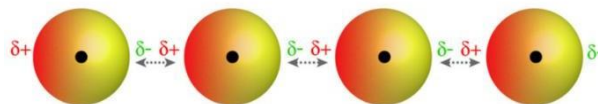


Fuerzas de dispersión o de London

Se presentan en **moléculas apolares** en fase condensada, pero son muy débiles y, por tanto actúan especialmente en bajas temperaturas. En los gases nobles, y O_2 y CH_4 estas fuerzas son las responsables de su licuefacción.

Estas fuerzas tienen su origen en la posibilidad que poseen las nubes electrónicas de las moléculas de formar dipolos inducidos no permanentes. Como la nube electrónica es móvil, por fracciones de segundo se distorsionan y dan lugar a pequeños dipolos que son atraídos o repelidos por los pequeños dipolos de las moléculas vecinas.

Fuerzas de Dispersión de London

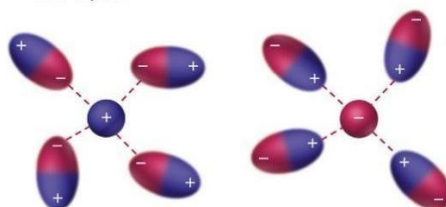


Fuerzas Ion - dipolo

Los iones de una sustancia pueden interactuar con los polos de las moléculas **covalentes polares**.

Así, el polo negativo de una molécula atrae al ion positivo y el polo positivo interactúa con el ion negativo: las partes de cada molécula se unen por fuerzas de atracción de cargas opuestas.

• Ion-dipolo





UNIDAD N°3

COMPUESTOS QUÍMICOS INORGÁNICOS: Estructura- fórmulas químicas y nomenclatura

Introducción a la unidad

En las unidades anteriores se estudió la **estructura del átomo**, la distribución de los electrones y la forma en que los elementos se organizan en la **tabla periódica**, así como los distintos tipos de **enlaces químicos** que permiten a los átomos unirse para formar sustancias. Comprender cómo los átomos se enlazan explica por qué se forman compuestos con propiedades específicas, pero para comunicar ese conocimiento es necesario contar con un **lenguaje común**.

La química, como toda ciencia, utiliza un **lenguaje propio**, basado en **símbolos, fórmulas y nombres**, que permite representar de manera precisa la composición y estructura de las sustancias. Dado que existe una enorme variedad de compuestos químicos, resulta fundamental disponer de un conjunto de **reglas universales** que faciliten su escritura, lectura y denominación, garantizando que científicos y estudiantes de todo el mundo puedan interpretar la información de la misma manera.

En esta unidad se abordará el estudio de las **fórmulas químicas y la nomenclatura de los compuestos inorgánicos**, analizando cómo se escriben las fórmulas a partir de los números de oxidación y cómo se nombran los compuestos según los distintos sistemas establecidos por la **IUPAC**. De este modo, se integrarán los conceptos desarrollados previamente para adquirir las herramientas necesarias que permitan **expresar correctamente el lenguaje de la química**.

¿Qué es un compuesto químico?

- Un **compuesto químico**, es una sustancia que contiene dos o más elementos, combinados químicamente en proporciones fijas. Para representarlos se necesitan las fórmulas químicas.

¿Qué es una fórmula química?

- Una **fórmula química**, es una representación de los símbolos de los elementos que forman un compuesto químico y expresa tanto el número como la proporción de los elementos químicos presentes.

¿Qué tipo de fórmula química se utiliza en los compuestos inorgánicos?

El tipo de fórmula química útil es la **Fórmula Molecular**, es la más básica y expresa el tipo de átomo presente en el compuesto y la cantidad de cada uno. Utiliza una secuencia lineal de símbolos de los elementos químicos y número (subíndices).

Por ejemplo, la fórmula molecular del **ácido nítrico** es:





- Un *Símbolo* químico representa un *Átomo*
- Una *Fórmula* química representa una *Molécula*

¿Qué es una molécula?

Una **molécula**, es la unidad más simple, sin carga, de un compuesto químico formado por dos o más átomos.

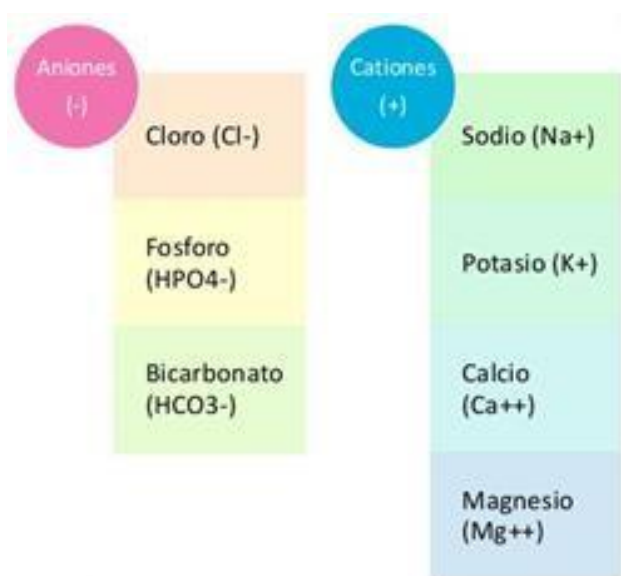
Tanto el átomo como la molécula no tienen carga, es muy importante poder diferenciarlo de los iones.

¿Qué es un ión?

Un **ión**, es una partícula con carga eléctrica. Los iones con carga positiva se denominan **cationes** y los que tengan carga negativa se denominan **aniones**.

En el cuerpo humano existen muchas sustancias en forma de iones.

Los ejemplos comunes incluyen ión sodio, ión potasio, ión calcio, ión cloruro y ión bicarbonato. Estas sustancias se llaman electrolitos.



COMPUESTOS INORGÁNICOS

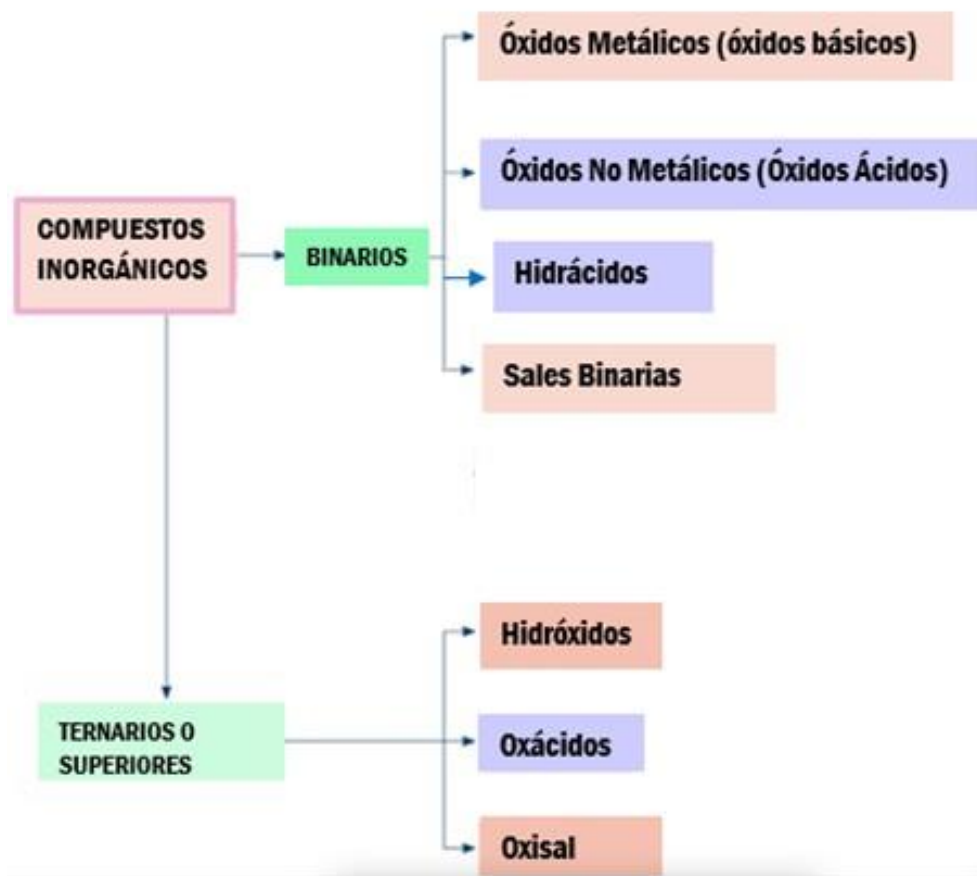
Puesto que existe una gran variedad de compuestos químicos, resulta necesario agruparlos en distintas categorías de compuestos.

Una forma de clasificar los compuestos es de acuerdo con el número de elementos que lo forman:

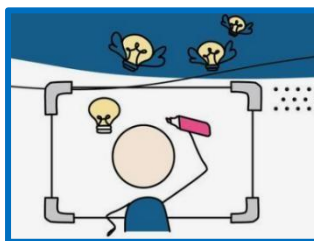
- Los **compuestos binarios**, formados por átomos de dos elementos distintos.
- Los compuestos **ternarios o superiores**, que contienen iones poliatómicos,

formados por tres o más átomos diferentes.

Compuestos Inorgánicos



¿Qué debemos saber para escribir y nombrar compuestos químicos?



Antes de entrar de lleno en la nomenclatura y formulación de los distintos compuestos, resulta imprescindible **aprender y estudiar**:

Los símbolos y números de oxidación de los metales y no metales

La estructura y número de oxidación de los aniones monoatómicos y poliatómicos.

Los números de oxidación que se deben estudiar son los que están en la Tabla de Nox, en estos cuadros se muestran solo algunos de los Nox, solo a modo demostrativo.

METALES			NO METALES		
Símbolo	Nombre	Número de oxidación	Símbolo	Nombre	Número de oxidación
Li	Litio	+1	H	Hidrógeno	+1
Na	Sodio		B	Boro	+3
Rb	Rubidio		Cr	Cromo	+6
Cs	Cesio		C	Carbono	+2 y +4
Ag	Plata		S	Azufre	+4 y +6
Cu	Cobre	+1 y +2	N	Nitrógeno	+3 y +5
Hg	Mercurio	+1 y +3	P	Fósforo	
Au	Oro		As	Arsénico	
Mg	Magnesio	+2	Mn	Manganeso	4+, 6+ y 7+
Ca	Calcio		Cl	Cloro	+1, +3 y +5 y +7
Sr	Estroncio		Br	Bromo	
Ba	Bario		I	Yodo	
Zn	Zinc				
Cd	Cadmio				
Fe	Hierro	+2 y +3			
Co	Cobalto				
Ni	Níquel				
Cr	Cromo				
Mn	Manganeso				
Sn	Estaño	+2 y +4			
Pb	Plomo				
Al	Aluminio	+3			

ANIONES

La tabla de aniones muestra los aniones monoatómicos, es decir aquellos que están formados por un solo elemento No metálico.

La terminación –uro muestra que tienen el número de oxidación negativo.

- Cloruro (Cl^{1-})
- Sulfuro (S^{2-})

Los aniones con dos o más elementos No metálicos son denominados Poliatómicos.

Si observas la tabla de aniones poliatómicos verás que presentan oxígeno, por lo que se les conoce como oxaniones; en términos generales muestran las terminaciones **–ito** y **–ato**, aunque no nos dice con precisión cuántos oxígenos tienen.

La terminación –ito muestra que tiene menos que la terminación –ato, por ejemplo:

- nitrito (NO_2^{1-}) y nitrato (NO_3^{1-});
- fosfito (PO_3^{3-}) y fosfato (PO_4^{3-})

Algunos otros elementos forman más de dos iones poliatómicos que contienen oxígeno, para lo cual se emplean el **prefijo per-**, que señala que contiene más oxígenos que en el **sufijo –ato** y el **prefijo hipo**, que a su vez señala que contiene menos oxígenos que el **sufijo –ito**. Por ejemplo:



- Hipoclorito (ClO^{1-}) y Clorito (ClO_2^{1-})

La tabla de aniones también muestra los aniones monoatómicos, es decir aquellos que están formados por un solo elemento No metálico.

ANIONES			
Poliatómicos		Monoatómicos	
Estructura	Nomenclatura	Estructura	Nomenclatura
ClO_4^{1-}	Perclorato	F^{1-}	Fluoruro
BrO_4^{1-}	Perbromato	Cl^{1-}	Cloruro
IO_4^{1-}	Peryodato	I^{1-}	Yoduro
ClO_3^{1-}	Clorato	Br^{1-}	Bromuro
BrO_3^{1-}	Bromato	S^{2-}	Sulfuro
IO_3^{1-}	Yodato	O^{2-}	Óxido
NO_3^{1-}	Nitrato		
MnO_4^{1-}	Permanganato		
MnO_4^{2-}	Manganato		
SO_4^{2-}	Sulfato		
CO_3^{2-}	Carbonato		
CrO_4^{2-}	Cromato		
PO_4^{3-}	fosfato		
ClO_2^{1-}	Clorito		
BrO_2^{1-}	Bromito		
IO_2^{1-}	Yodito		
NO_2^{1-}	Nitrito		
SO_3^{2-}	Sulfito		
PO_3^{3-}	fosfito		
ClO^{1-}	Hipoclorito		
BrO^{1-}	Hipobromito		
IO^{1-}	Hipoyodito		
CN^-	Cianuro		
OH^-	Hidróxido/oxhidril o		

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

¿Qué es la nomenclatura química?

Se llama **nomenclatura química** a un sistema de reglas que permite dar nombre a los diferentes compuestos químicos según el tipo y número de elementos que los componen. La nomenclatura permite identificar, clasificar y organizar los compuestos químicos.

Emplearemos tres sistemas de nomenclatura:

- ✓ Nomenclatura Tradicional (T)
- ✓ Nomenclatura Sistemática (Si)

Nomenclatura Tradicional

Este sistema utiliza prefijos, sufijos y nombres de familias como por ejemplo óxidos, anhídridos, ácidos, hidróxidos. El criterio para su aplicación es el número de oxidación:

- Para el caso de los **METALES**:

Cantidad de Número de Oxidación	Nomenclatura Tradicional
Un solo número de oxidación	Se antepone la palabra “ de ” al nombre del metal
Dos número de oxidación	Menor número de oxidación :Se emplea el sufijo –oso .
	Mayor número de oxidación :Se emplea el sufijo – ico .

- Para los **NO METALES**

Cantidad de Número de Oxidación	Nomenclatura Tradicional
Un solo número de oxidación	Se emplea sufijo –ico .
Dos número de oxidación	Menor número de oxidación :Se emplea el sufijo –oso .
	Mayor número de oxidación :Se emplea el sufijo – ico .
Tres número de oxidación	Menor número de oxidación :Se emplea el sufijo –oso .
	Mayor Intermedio número de oxidación :Se emplea el sufijo – ico .
	Mayor número de oxidación :Se emplea el prefijo Per- y el sufijo – ico .
Cuatro número de oxidación	Menor número de oxidación :Se emplea el prefijo Hipo- y el sufijo –oso .
	Menor Intermedio número de oxidación :Se emplea el sufijo –oso .
	Mayor Intermedio número de oxidación :Se emplea el sufijo – ico .
	Mayor número de oxidación :Se emplea el prefijo Per- y el sufijo – ico .

Nomenclatura Sistemática

La nomenclatura sistemática emplea **prefijos griegos**, indicándonos el número de átomos presentes en el compuesto. En muchos de los casos el prefijo **mono-** no se pone y se sobreentiende que sólo existe un átomo del elemento.

Cantidad	1	2	3	4	5	6	7
Prefijos	Mono-	di-	Tri-	Tetra-	Penta-	Hexa-	Hepta-

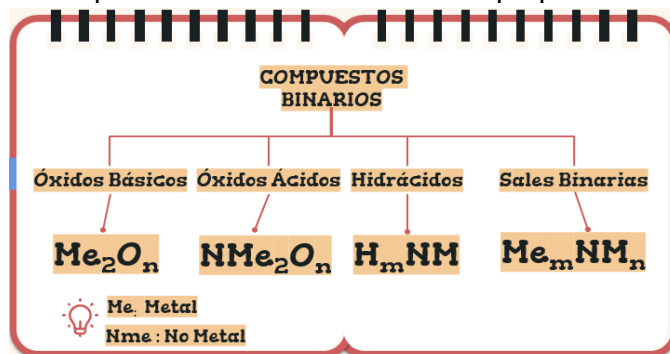
REGLAS PARA APRENDER LA ESCRITURA DE LAS FÓRMULAS QUÍMICAS

En esta parte se verán algunas reglas básicas para escribir una fórmula química sin considerar, por el momento, a qué grupo o familia de compuestos pertenece.

Reglas para formar compuestos		
Reglas	Método de Ensamble	Ejemplo
Regla #1 Se escriben los Iones con los Números de Oxidación correspondientes	Escribir los iones, ión (+) y ión (-) con sus respectivos números de oxidación. RECORDAR siempre se escribe el positivo del lado izquierdo y el negativo del lado derecho . $C^{n+} A^{m-}$	$Mg^{2+} O^{2-}$
Regla #2 Intercambiar los Nox RECORDAR: Ambos números pasan sin carga (signo). Si el número de oxidación es uno no se escribe.	Intercambiar los números de oxidación, sin los signos, de manera que el número de oxidación positivo, pasa como subíndice del anión y viceversa. 	
Regla #3 Simplificar	Simplificar los subíndices que sean múltiplos , se DEBEN simplificar a su mínima expresión. $C_m A_n \quad CA$	Mg_2O_2 Fórmula Química MgO

COMPUESTOS BINARIOS

Son aquellos que están formados por dos elementos distintos en proporciones definidas.





▼ ÓXIDOS BÁSICOS

¿Qué es un óxido básico?

Se llama **óxido Básico** o **metálico** al compuesto químico que se forma con un **Metal** y el **oxígeno**.

¿Cómo se forma un óxido Básico?

Se deben ensamblar los siguientes iones:

Meⁿ⁺

Elemento Químico	Números de Oxidación
Li	Litio
Na	Sodio
K	Potasio
Rb	Rubidio
Cs	Cesio
Ag	Plata
Cu	Cobre
Hg	Mercurio
Au	Oro
Mg	Magnesio
Ca	Calcio
Sr	Estroncio
Ba	Bario
Be	Berilio
Zn	Zinc
Cd	Cadmio
Fe	Hierro
Co	Cobalto
Ni	Níquel
Cr	Cromo
Mn	Manganeso
Sn	Estaño
Pb	Plomo
Pt	Platino
Al	Aluminio
Ga	Galio

+ O²⁻

Anión Óxido

Me₂O_n

Estructura de un Óxido Básico

¿Cuál es la nomenclatura de un óxido básico?

- En la **nomenclatura tradicional (T)**: se antepone la palabra **óxido** al nombre del **metal** con sufijos **–oso** o **–ico** en el caso de tener dos números de oxidación.
- Para la **nomenclatura Sistemática (Si)**: se escribe **óxido de** y en seguida el nombre del **metal**, ambos **con prefijos numerales griegos** que indiquen el número de oxígenos y de metales.

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE ÓXIDOS BÁSICOS

Para formular el óxido se deben seguir las reglas mencionadas anteriormente.

Recordar:

- Al **escribir** la fórmula del compuesto **siempre** se **inicia** con el *Metal* y luego el *oxígeno*.
- Al **nombrar** el compuesto **siempre** se **inicia** con el nombre del **anión**, y en **seguida** el del **metal**.

Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química
Regla #1: Escribir los Iones	$\text{Co}^{2+} \quad \text{O}^{2-}$	CoO
Regla #2: Intercambiar Nox	Co_2O_2	
Regla #3: Simplificar	Co_2O_2	
Nomenclaturas		T: Óxido cobaltoso Si: Monóxido de Cobalto
Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química
Regla #1: Escribir los Iones	$\text{Al}^{3+} \quad \text{O}^{2-}$	Al₂O₃
Regla #2: Intercambiar Nox	Al_2O_3	
Regla #3 : Simplificar	Al_2O_3	
Nomenclaturas		T: óxido de aluminio Si: Trióxido de dialuminio

▼ ÓXIDOS ÁCIDOS

¿Qué es un óxido ácido?

Se llama **óxido ácido** al compuesto químico que se forma con un **No metal** y el **oxígeno**.

¿Cuál es la nomenclatura de un óxido ácido?

- En la **nomenclatura tradicional (T)**: se antepone la palabra **anhídrido** al nombre del **no metal** con **sufixos** –oso o –ico y prefijos *hipo-* o *per-* en el caso de tener 4 N° de oxidación.
- Para la **nomenclatura Sistemática (Si)**: se escribe **óxido de** y en seguida el nombre del **no metal**, ambos **con prefijos numerales griegos** que indiquen el número de no metales y oxígeno.

¿Cómo se forma un óxido Ácido?

Se deben ensamblar los siguientes iones:

NMe^{n+}

Elemento Químico	Números de Oxidación
H Hidrógeno	+1
Cl Cloro	
Br Bromo	
I Yodo	
B Boro	+3
N Nitrógeno	
P Fósforo	+3, +5
As Arsénico	
Si Silicio	+4
C Carbono	+2, +4
Cr Cromo	+3, +6
S Azufre	+4, +6
Mn Manganeso	+4, +6, +7

TALES	
	Número de oxidación
O	+1
	+3
	+6
	+2 y +4
	+4 y +6
	+3 y +5
	4+, 6+ y 7+
	+1, +3 +5 y +7

O^{2-}

NMe_2O_n

M_2O_n

Anión Óxido Estructura de un Óxido Ácido

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE ÓXIDOS ÁCIDOS

Para formular un anhídrido se deben seguir las reglas mencionadas anteriormente.

Recordar:

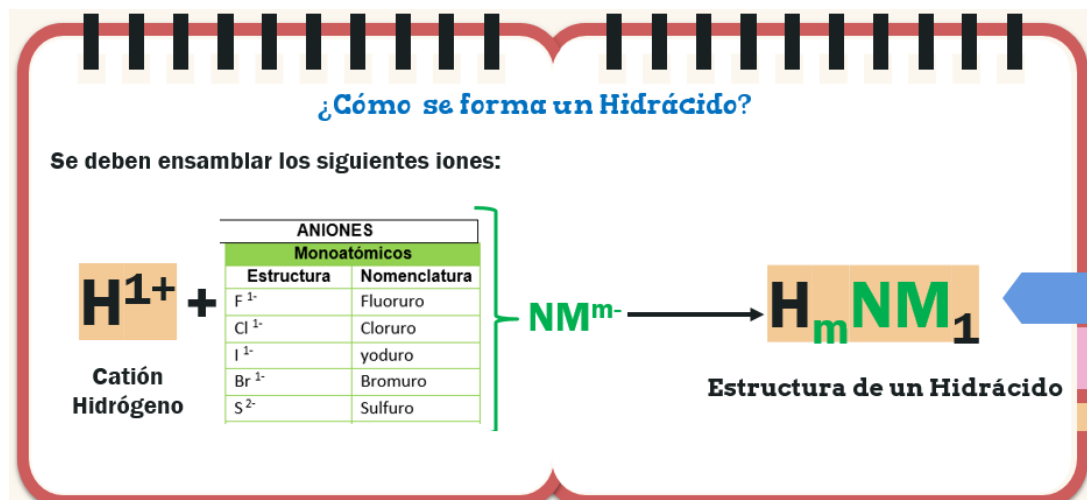
- Al **escribir** la fórmula del compuesto **siempre** se **inicia** con el *No Metal* y luego el *oxígeno*.
- Al **nombrar** el compuesto **siempre** se **inicia** con el nombre del **anión**, y en **seguida** el del **No Metal**.

Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química
Regla #1: Escribir los Iones	$C^{4+} O^{2-}$	CO₂
Regla #2: Intercambiar Nox	C_2O_4	
Regla #3: Simplificar	C_2O_4 2	
Nomenclaturas		T: anhídrido carbónico Si: Dióxido de Carbono
Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química
Regla #1: Escribir los Iones	$Cl^{7+} O^{2-}$	Cl₂O₇
Regla #2: Intercambiar Nox	Cl_2O_7	
Regla #3 : Simplificar	Cl_2O_7	
Nomenclaturas		T: Anhídrido Perclórico Si: Heptóxido de dicloro

HIDRÁCIDOS

¿Qué es un Hidrácido?

Se llama **hidrácido** al compuesto químico que se forma por combinación del **Hidrógeno** con un **anión monoatómico**.



Es la combinación del **hidrógeno (H^{+1})** aniones **monoatómicos** que actúan con **número de oxidación -1** y **número de oxidación -2** .

Estos elementos se caracterizan porque al combinarse con el agua producen soluciones ácidas, llamándose también **hidrácidos**.

¿Cuál es la nomenclatura de un hidrácido?

- **Nomenclatura Tradicional:** Para diferenciar si el compuesto es gaseoso o está en solución acuosa se diferencian con dos nomenclaturas distintas:

En solución acuosa: se utiliza la palabra **ácido**, primeramente, y en seguida el nombre del **no metal** con la terminación **–hídrico**.

En estado gaseoso: nombre del anión del no metal terminado en uro con terminación “de hidrógeno”

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE HIDRÁCIDOS

Para formular el hidrácido se deben seguir las reglas mencionadas anteriormente.

Recordar:

- Al **escribir** la fórmula del compuesto **siempre** se **inicia** con el *Hidrógeno* y luego el *No Metal*.

Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química
Regla #1: Número de Oxidación (iones)	H^{1+} S^{2-}	H_2S
Regla #2: Intercambiar Nox	H_2S	
Regla #3: Simplificar	Nunca se simplifica en los hidrácidos	
Nomenclaturas		T: Ácido Sulfhídrico (acuoso) Sulfuro de Hidrógeno (gas)
Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química
Regla #1: Número de Oxidación (iones)	H^{1+} Cl^{1-}	HCl
Regla #2: Intercambiar Nox	HCl	
Regla #3 : Simplificar	Nunca se simplifica en los hidrácidos	
Nomenclaturas		T: Ácido Clorhídrico (acuoso) Cloruro de Hidrógeno (gas)

SALES

¿Qué es una sal binaria?

Se llama **sal binaria** al compuesto químico que se forma con un **Metal** y un **No metal** en forma de anión monoatómico.

¿Cómo se forma una Sal Binaria?

Se deben ensamblar los siguientes iones:

Meⁿ⁺

Elemento Químico	Números de Oxidación	Número de oxidación
Li	Litio	+1
Na	Sodio	
K	Potasio	
Rb	Rubidio	
Cs	Cesio	+1, +2
Ag	Plata	
Cu	Cobre	
Hg	Mercurio	
Au	Oro	+1, +3
Mg	Magnesio	
Ca	Calcio	
Sr	Estroncio	
Ba	Bario	+2
Be	Berilio	
Zn	Zinc	
Cd	Cadmio	
Fe	Hierro	+2, +3
Co	Cobalto	
Ni	Níquel	
Cr	Cromo	
Mn	Manganeso	+2, +4
Sr	Estroncio	
Pb	Plomo	
Pr	Platino	
Al	Aluminio	+3
Ga	Galio	

+

ANIONES Monoatómicos	
Estructura	Nomenclatura
F ¹⁻	Fluoruro
Cl ¹⁻	Cloruro
I ¹⁻	yoduro
Br ¹⁻	Bromuro
S ²⁻	Sulfuro

—

Me_m NM_n

Estructura de una sal Binaria

¿Cuál es la nomenclatura de una sal binaria?

Para nombrar una sal binaria se emplea la terminación **–uro** seguida de la raíz del nombre del metal y dependiendo de la nomenclatura usada, se utilizan sufijos.

- **Nomenclatura Tradicional:** Si el metal presenta sólo un número de oxidación se antepone el nombre del metal. Si presenta dos números de oxidación, la terminación del metal será **–oso**, si actúa con el número de oxidación menor, **o –ico**, con el número de oxidación mayor.
- **Nomenclatura Sistemática:** se escribe **anión terminado en uro “de”** y en seguida el nombre del **metal**, ambos **con prefijos numerales griegos** que indiquen el número de no metales y metal.

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE SALES BINARIAS

Para formular una sal binaria se deben seguir las reglas mencionadas anteriormente.

Recordar:

- Al **escribir** la fórmula del compuesto **siempre** se **inicia** con el *Metal* y luego el *no Metal* en su versión de anión monoatómico

Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química
Regla #1: Número de Oxidación (Iones)	Ca^{2+} S^{2-}	CaS
Regla #2: Intercambiar Nox	Ca_2S_2	
Regla #3: Simplificar	Ca_2S_2	
Nomenclaturas		T: Sulfuro de calcio Si: Sulfuro de calcio
Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química
Regla #1: Número de Oxidación (Iones)	Fe^{3+} Cl^{1-}	FeCl₃
Regla #2: Intercambiar Nox	FeCl_3	
Regla #3 : Simplificar	No se simplifica	
Nomenclaturas		T: Cloruro férrico Si: Tricloruro de hierro

COMPUESTOS TERNARIO o SUPERIORES

Este tipo de compuestos están formados por tres o más elementos diferentes.

▼ Hidróxid

¿Qué es un Hidróxido?

Se llama **hidróxido** al compuesto químico que se forma por combinación de un **Metal** con anión **oxhidrilo** ó **hidroxilo** (OH^-)

¿Cuál es la nomenclatura de un hidróxido?

- **Nomenclatura Tradicional:** se inicia con la palabra **hidróxido**, seguida del **metal** el cual, dependiendo de su estado fundamental de oxidación, será el sufijo –oso ó –ico o simplemente antepondrá la palabra **de**.
- **Nomenclatura sistemática:** No usaremos en este tipo de compuesto.

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE HIDRÓXIDOS

Para formular un hidróxido se deben seguir las reglas mencionadas anteriormente.

Recordar:

- Al **escribir** la fórmula del compuesto **siempre** se **inicia** con el *Metal* y luego el *anión oxhidrilo*.

Estos prefijos y sufijos están presentes en algunos de los nombres de los iones poliatómicos, y como consecuencia lo estarán en los nombres de los compuestos ternarios o superiores.

Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química	Nomenclatura
Regla #1: Número de Oxidación	$\text{Ni}^{3+} (\text{OH})^{1-}$	Ni(OH)₃	T: Hidróxido níquelico
Regla #2: Intercambiar Nox Regla #4: Colocar paréntesis	$\text{Ni}_1(\text{OH})_3$		
Regla #3 : Simplificar	En los hidróxidos NUNCA se simplifica		Si: -----
Regla #1: Número de Oxidación	$\text{Na}^{1+} (\text{OH})^{1-}$	NaOH	T: Hidróxido de sodio
Regla #2: Intercambiar Nox Regla #4: Colocar paréntesis	$\text{Na}_1(\text{OH})_1$		
Regla #3 : Simplificar	En los hidróxidos NUNCA se simplifica		Si: -----

▼ Oxácidos

¿Qué es un Oxácido?

Se llaman **oxácidos** a los compuestos que se forman por la combinación de un **hidrógeno** (H^{1+}) y un **anión poliatómico**, es decir que contenga oxígeno y un no metal.

¿Cuál es la nomenclatura de un Oxácido?

- **Nomenclatura Tradicional:** se antepone la palabra **ácido**, y el prefijo y/o sufijo del anión poliatómico a emplear dependerá del número de oxígenos del ion. El **sufijo** del anión **DEBE** cambiar por terminación **-ico** si el anión termina en -ato o la terminación **-oso** si el anión termina en -ito.
- **Nomenclatura Stock:** No usaremos en este tipo de compuesto.
- **Nomenclatura sistemática:** No usaremos en este tipo de compuesto.

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE OXÁCIDOS

Para formular un oxácido se deben seguir las reglas mencionadas anteriormente.

Recordar:

- Al **escribir** la fórmula del compuesto **siempre se inicia** con el *Hidrógeno* y luego el *anión poliatómico*.

Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química	Nomenclatura
Regla #1: Número de Oxidación	$\text{H}^{1+} (\text{NO}_3)^{1-}$ Anión Nitrato	HNO_3	T: Ácido nítrico Se debe cambiar la terminación Ato del anión por -ico
Regla #2: Intercambiar Nox Regla #4: Colocar paréntesis	$\text{H}_1(\text{NO}_3)_1$		St: -----

Regla #3 : Simplificar	En los oxácidos NUNCA se simplifica		Si: -----
Regla #1: Número de Oxidación	$H^{1+} (SO_3)^{2-}$ Anión Sulfito	H₂SO₃	T: Ácido Sulfuroso Se debe cambiar la terminación lto del anión por -oso
Regla #2: Intercambiar Nox Regla #4: Colocar paréntesis	$H_2(SO_3)_1$		St: -----
Regla #3 : Simplificar	En los oxácidos NUNCA se simplifica		Si: -----

OXISAL

¿Qué es una Oxisal?

Se llaman **oxisal** a los compuestos que se forman por la combinación de un Metal y un **anión poliatómico** oxigenado.

¿Cuál es la nomenclatura de un Oxisal?

- **Nomenclatura Tradicional:** se empieza con el nombre del anión, cuyos prefijos hipo–, per– y los sufijos –ato e –ito, dependiendo del estado de oxidación en que se encuentren o del número de oxígenos del ion, seguido del catión cuyo sufijo dependerá del número de oxidación (-ico u –oso).
- **Nomenclatura sistemática:** No usaremos en este tipo de compuesto.

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE OXISAL

Para formular una oxisal se deben seguir las reglas mencionadas anteriormente.

Recordar:

- Al **escribir** la fórmula del compuesto **siempre** se **inicia** con el *Metal* y luego el *anión poliatómico*.

Reglas para formar el compuesto		Fórmula Química	Nomenclatura
Regla #1: Número de Oxidación	$Fe^{3+} (NO_3)^{1-}$ Anión Nitrato	Fe(NO₃)₃	T: Nitrato férico No cambia la terminación del anión
Regla #2: Intercambiar Nox Regla #4: Colocar paréntesis	$Fe_1(NO_3)_3$		
Regla #3 : Simplificar	En este caso no se puede simplificar		Si: -----
Regla #1: Número de Oxidación	$Ca^{2+} (SO_3)^{2-}$ Anión Sulfito	CaSO₃	T: Sulfito de calcio No cambia la terminación del anión
Regla #2: Intercambiar Nox Regla #4: Colocar paréntesis	$Ca_2(SO_3)_2$		
Regla #3 : Simplificar	En este caso se DEBE simplificar		Si: -----



UNIDAD N°4

DISOLUCIONES

Introducción a la unidad

En las unidades anteriores se abordó el estudio de la estructura del átomo, los enlaces químicos y la formación de compuestos, así como su representación mediante fórmulas y nomenclatura. Estos contenidos permiten comprender la materia desde un nivel microscópico. Sin embargo, en los sistemas biológicos y en el ámbito de la salud, las sustancias no se encuentran habitualmente en estado puro, sino formando **disoluciones**, es decir, sistemas materiales homogéneos en los que uno o más solutos se encuentran disueltos en un disolvente.

Las **disoluciones** son fundamentales en el área de la salud, ya que numerosos procesos fisiológicos, diagnósticos y terapéuticos involucran sustancias disueltas en agua, como electrolitos, medicamentos, soluciones intravenosas y fluidos corporales. En este contexto, conocer la **solubilidad** de una sustancia permite anticipar su comportamiento en el organismo, mientras que el manejo adecuado de las **unidades de concentración** resulta esencial para preparar soluciones seguras, eficaces y correctamente dosificadas.

Asimismo, muchas soluciones biológicas presentan características ácidas, básicas o neutras, las cuales se describen mediante el **pH**, una magnitud que indica la acidez o basicidad de una disolución y que se relaciona directamente con la concentración de iones hidrógeno (H^+). El control del pH es clave en el funcionamiento del organismo y en diversas prácticas del ámbito sanitario, como la administración de fármacos, la preparación de soluciones y el mantenimiento del equilibrio ácido-base.

Por estas razones, el estudio de las disoluciones, la solubilidad, las unidades de concentración y el pH constituye una base indispensable para comprender fenómenos biológicos y desarrollar prácticas responsables en el área de la salud.

¿Qué es una Disolución?

Una **disolución** es una **mezcla homogénea** de dos o más sustancias, que se presenta en **una sola fase** y en la cual los componentes **no reaccionan químicamente entre sí**.

Sus principales características son:

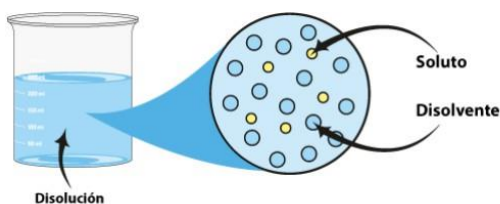
- Al ser una mezcla homogénea, **no se distinguen sus componentes a simple vista**.
- Está formada, como mínimo, por **dos componentes: soluto (Sto) y disolvente (Ste)**.
- Presenta **una sola fase**, cuyo estado de agregación depende del **disolvente**, por lo que una disolución puede ser **sólida, líquida o gaseosa**.

¿Qué componentes tiene una disolución?

Las **disoluciones** tienen dos **componentes diferentes: Disolvente y soluto**.

- **Disolvente (Ste):** es la sustancia en la que se disuelve el soluto, generalmente es la más predominante. También se le conoce como solvente, dispersante o medio de dispersión.

Soluto(sto): es la sustancia que es disuelta por el disolvente. Una misma disolución puede tener más de un soluto disuelto en el mismo disolvente. El soluto se encuentra en menor cantidad que el disolvente.



Disolución = Soluto + Solvente

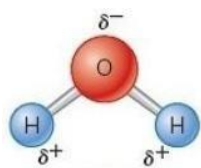
Clasificación de Disoluciones

Las disoluciones se clasifican según el estado de agregación de sus componentes, en:

01 Gaseosas Se forman cuando se mezclan gases o vapores no reactivos  Aire	02 Sólidas Se forman cuando se mezcla metales sólidos, se les denomina aleaciones  Bronce	03 Líquidas Se forman cuando se mezcla un líquido con una sustancia sólida, líquida o gaseosa.  Vinagre
---	--	---

¿Por qué el agua es llamado solvente universal?

El **agua** es un disolvente universal, ya que disuelve más sustancias que cualquier otro disolvente, debido a su naturaleza polar.

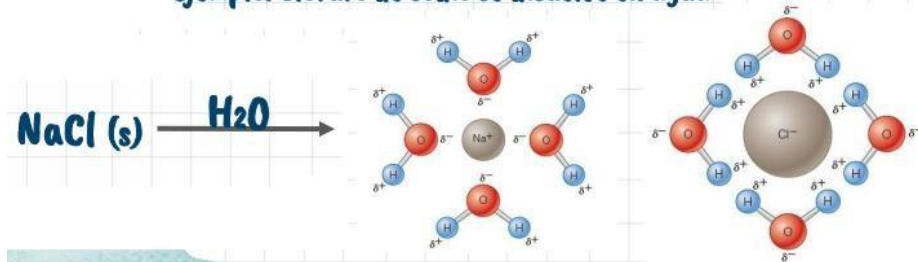


La molécula de agua en sus dos átomos de hidrógeno tiene una ligera carga eléctrica positiva (δ^+), mientras que el átomo de oxígeno lleva una ligera carga negativa (δ^-).

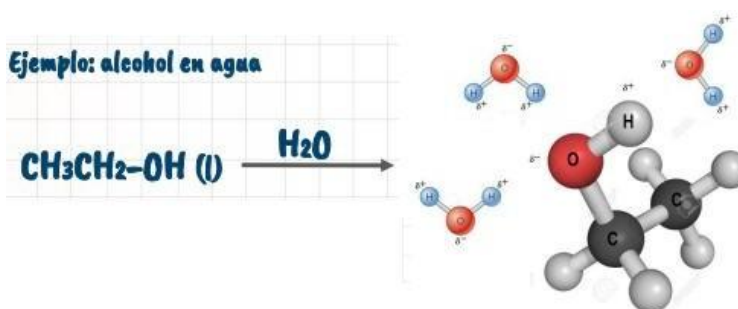
Debido a la polaridad de sus moléculas, el agua pueden formar enlaces de hidrógeno esto le genera la capacidad de disolver muchos tipos de compuestos.

La polarización permite al agua atraer a muchos tipos diferentes de moléculas. La fuerte atracción a las moléculas iónicas, tales como **cloruro de sodio** o sal, permite que el agua para separar el compuesto en sus iones. Este tipo de soluto, como el NaCl, se le llama **electrolito** ya que se *disocia en agua y conduce la corriente eléctrica*.

Ejemplo: Cloruro de sodio se disuelve en agua



Otras moléculas, tales como sacarosa o azúcar, **alcohol etílico**, no se rompen en iones, pero se dispersan de manera uniforme en el agua. Este tipo de soluto, como el alcohol que *no forma iones*, se denominan **no electrolitos** y *no conducen la electricidad*.



El agua es el disolvente polar más importante, pero hay varios disolventes orgánicos no polares como por ejemplo tetracloroetileno para limpieza en seco; acetona, acetato de metilo y acetato de etilo para el pegamento y esmalte de uñas; etanol para perfume; terpenos en los detergentes; éter y hexano para quitamanchas; y una serie de otros disolventes específicos para su propósito.

¿Qué es la solubilidad?

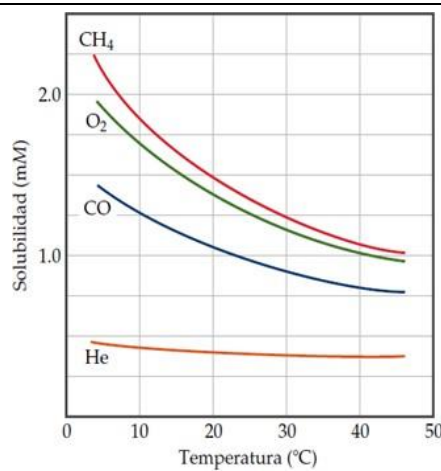
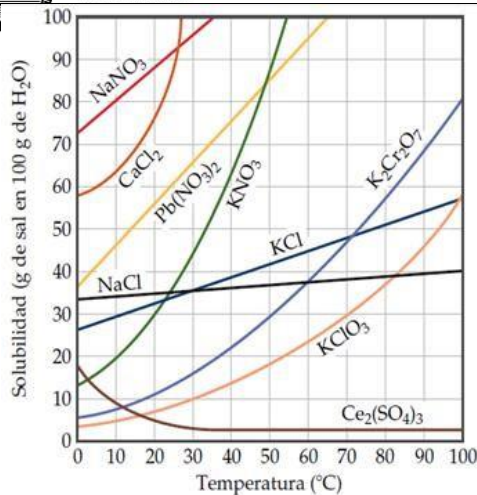
La **solubilidad** es una medida de la capacidad de una determinada sustancia para disolverse en otra, depende de la naturaleza del disolvente y del soluto, así como de la temperatura y la presión del sistema.

¿Qué es la curva de solubilidad?

La **curva de solubilidad** es una gráfica que permite determinar la solubilidad de un soluto en función de la temperatura.

Se utiliza para analizar la solubilidad, es decir la cantidad máxima de un compuesto químico que se disuelve en 100 g de agua, respecto a una temperatura determinada.

CURVAS DE SOLUBILIDAD	
De compuestos iónicos en agua	De gases en agua



A pesar de que normalmente decimos que con el incremento de la temperatura aumenta la solubilidad, se observa en la gráfica de la izquierda que el sulfato de cerio (CeSO₄) disminuye la solubilidad al incrementar la temperatura, lo mismo sucede en la gráfica de la solubilidad de gases donde la solubilidad de los gases disminuye con la temperatura.

¿Qué es la concentración de una disolución?

Se llama **concentración de una disolución** a la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de solución o solvente.

Las propiedades de una disolución no solo dependen de las características de los solutos sino también de sus concentraciones.

Cuando hablamos de concentraciones podemos hacer referencia a una mirada cuantitativa o cualitativa.



Cuando hablamos de **qué es la concentración**, debemos hablar también de en qué unidades se miden las concentraciones.

¿En qué unidades se mide la concentración de una disolución?

La **concentración de una disolución** se clasifica en unidades físicas y química de concentración.

- **Unidades físicas de concentración**

Las **unidades físicas** son unidades que **expresan** la proporción del soluto en **masa** o **volumen** en relación con la cantidad de disolución.

Porcentaje en masa (%m/m)	Expresión matemática: $\% \frac{m}{m} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de solución (g)}} \cdot 100$	El porcentaje en masa expresa la masa de soluto, en gramos, que contienen 100 gramos de disolución.
Porcentaje masa en volumen, (%m/v)	Expresión matemática: $\% \frac{m}{v} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de solución (mL)}} \cdot 100$	El porcentaje masa en volumen, expresa la masa de soluto, en gramos, que contienen 100 mililitros de disolución.
Porcentaje en volumen, (%v/v)	Expresión matemática: $\% \frac{v}{v} = \frac{\text{volumen de soluto (mL)}}{\text{volumen de solución (mL)}} \cdot 100$	El porcentaje en volumen, expresa el volumen de soluto, en mililitros, que contienen 100 mililitros de disolución.
Miligramos por litro (mg/L)	Expresión matemática: $\frac{mg}{L} = \frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{volumen de solución (L)}}$	Los mg/L, expresa la masa de soluto, en miligramos, que contienen 1 Litro de disolución.
gramos por litro (g/L)	Expresión matemática: $\frac{g}{L} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de solución (L)}}$	Los g/L, expresa la masa de soluto, en gramos, que contienen 1 Litro de disolución.

- **Unidades Químicas de concentración**

Se pueden definir a las **unidades químicas** como aquellas que se expresan la **cantidad de moles** de un soluto en relación a la cantidad de una disolución.

Molaridad (M)

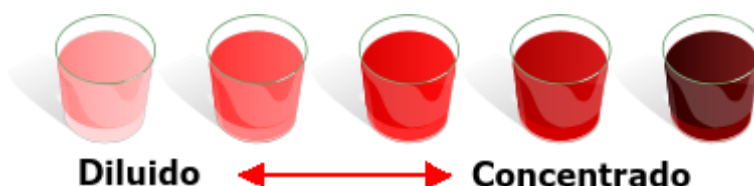
La **molaridad** se refiere al **número de moles** en litros de disolución.

Normalidad (N)

La **normalidad** se refiere al número de **equivalentes químicos** en un gramo de soluto contenido en un litro de disolución.

DILUCIÓN DE SOLUCIONES

En un laboratorio, es muy útil preparar soluciones de diversas concentraciones, empleando una sola solución de concentración mayor; este procedimiento se denomina dilución; esto se hace agregando el volumen adecuado de solvente a una cantidad medida de la solución concentrada.



Cuando se diluye una solución, al agregar más disolvente, la cantidad de soluto no experimenta cambio alguno, pero el volumen y la concentración de la solución sí. Cuando se diluye, la cantidad de soluto permanecen constante, pero el volumen aumenta, por lo tanto, la concentración disminuye. La fórmula empleada para las diluciones es:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

Donde:

C_1 : concentración de la solución concentrada

V_1 : volumen empleado de la solución patrón.

C_2 : concentración de la solución diluida

V_2 : volumen requerido de la solución diluida.

Esta expresión puede emplearse para calcular cualquiera de las cuatro variables, si se conocen las otras tres.

SOLUCIONES ÁCIDAS Y BÁSICAS

Una de las propiedades que pueden presentar las soluciones de acuerdo al tipo de soluto que contengan disuelto es la acidez o basicidad, es decir que se pueden clasificar como:

- SOLUCIONES ÁCIDAS
- SOLUCIONES BÁSICAS O ALCALINAS

Para poder entender mejor esta posible clasificación de las **DISOLUCIONES**, se verá antes qué son los ácidos y qué son las bases.

Ácidos: son todas aquellas sustancias que se caracterizan por tener sabor agrio, estar constituidos químicamente por Hidrógeno, un no metal y Oxígeno o bien por Hidrógeno y un no metal. Además, son aquellas sustancias que disueltas en agua generan iones H^+ .

(HCl), el ácido fórmico (el que inyectan las hormigas cuando pican), el ácido nítrico (HNO_3), el ácido sulfúrico (H_2SO_4)

Bases: son aquellas sustancias que tiene sabor amargo, son resbaladizas al tacto y están constituidas por un metal, el oxígeno y el hidrógeno. Además, cuando se las disuelve en agua generan iones OH^- . También se las llama HIDRÓXIDOS o ALCALIS.

Ejemplos de BASES son: el hidróxido de sodio (NaOH) o soda cáustica, el hidróxido de calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) o cal apagada, el amoníaco, algunos jabones o productos de limpieza para el hogar, los antiácidos digestivos. Entonces ahora podemos definir a las soluciones ácidas y a las soluciones básicas, diciendo que...

- **Solución ácida** es aquella que contiene disuelta una sustancia ácida y que por lo tanto en ella hay presentes o predominan los iones H^+ .
- **Solución básica** es aquella que contiene disuelta una sustancia básica y que por lo tanto en ella hay presentes o predominan los iones OH^- .

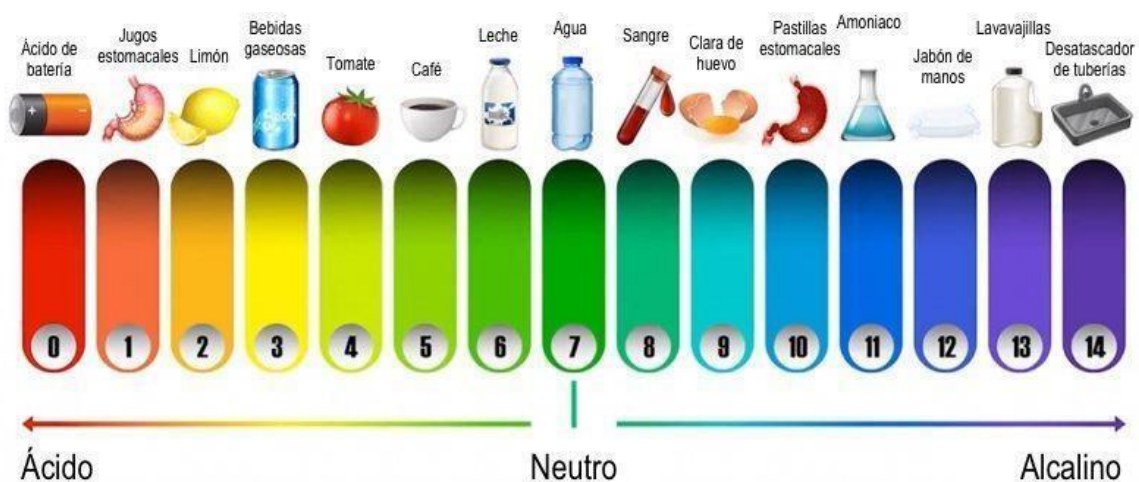
Cuando en una solución no hay predominio ni de H^+ ni de OH^- , es decir que la cantidad de ambos iones es igual dicha es una **solución neutra**.

pH

Para poder determinar **la acidez o basicidad** de una solución los químicos utilizan una medida que se conoce con la denominación de **pH (potencial hidrógeno)**

El pH es un número que está vinculado con la cantidad de iones H^+ que hay presentes en una solución. La escala de pH es una escala numérica que va desde el valor 0 hasta el valor 14.

Como se muestra en la imagen las soluciones con pH menor que 7 son ácidas y las soluciones con pH mayor que 7 son básicas o Alcalinas. En el caso que la solución tenga un $\text{pH}=7$ se dice que la solución es neutra.



UNIDAD N°5

COMPUESTOS ORGÁNICOS: Estructura.

Introducción a la unidad

En esta unidad se abordará el estudio de los compuestos orgánicos, un conjunto de sustancias cuya base estructural es el átomo de carbono. La capacidad del carbono para establecer enlaces covalentes estables consigo mismo y con otros elementos explica la enorme diversidad de compuestos orgánicos presentes tanto en la naturaleza como en los sistemas biológicos. Estas propiedades estructurales están directamente relacionadas con conceptos ya estudiados, como el tipo de enlace, la polaridad, la solubilidad y el comportamiento de las sustancias en solución.

Los compuestos orgánicos constituyen las biomoléculas esenciales para la vida y participan en numerosos procesos biológicos y aplicaciones vinculadas al área de la salud, la industria y el ambiente. Comprender su estructura, clasificación y propiedades permitirá interpretar su función en los seres vivos y sentar las bases para el estudio posterior de moléculas de mayor complejidad.

COMPUESTOS ORGÁNICOS

El átomo de Carbono tiene la capacidad única de formar cadenas largas (de hasta más de 50 átomos de C unidos entre sí) o anillos estables de hasta más de 6 miembros. Este fenómeno de unión de átomos iguales se denomina **catenación**. La versatilidad del carbono es responsable de los millones de compuestos orgánicos (formados por carbono, hidrógeno, oxígeno y otros átomos como nitrógeno, azufre o halógenos) que se encuentran presentes en la Tierra formando parte del petróleo, gas natural, carbón, combustibles fósiles y numerosos compuestos orgánicos dentro de las células de los organismos vivos como bacterias, hongos, plantas, animales y el ser humano. Estos últimos constituyen las biomoléculas y tienen estructuras que les permiten cumplir con funciones biológicas en los seres vivos.

[illegible]

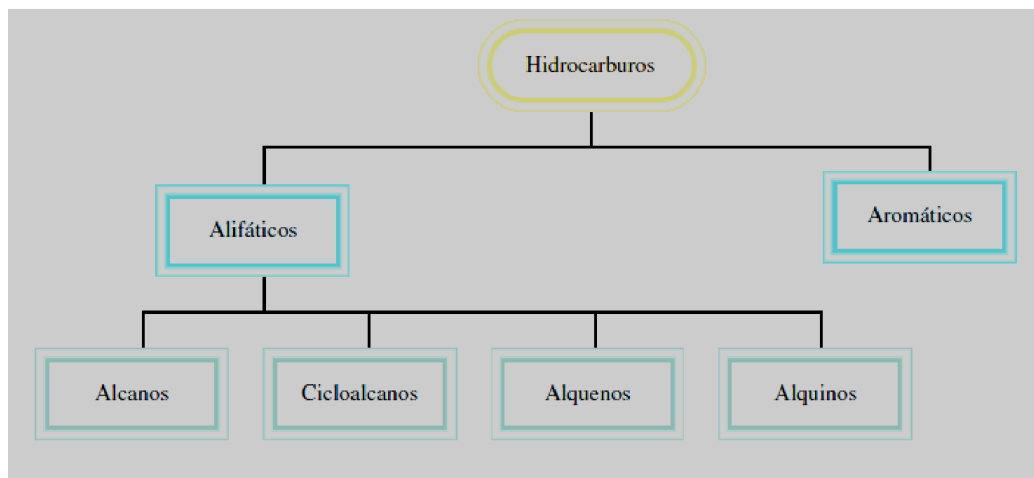
Elementos comunes en los compuestos orgánicos.

La rama de la química que estudia los compuestos del carbono es la **Química Orgánica**. En la antigüedad, los químicos utilizaban la palabra orgánico para describir sustancias que se obtenían a partir de fuentes vivas como plantas y animales. Pero en 1928 el químico alemán Friedrich Wholer sintetizó urea (compuesto orgánico) a partir de compuestos inorgánicos. Hoy en día, se conocen más de 20 millones de compuestos orgánicos sintéticos o naturales, un número mucho mayor a los poco más de 100.000 compuestos inorgánicos que se conocen.

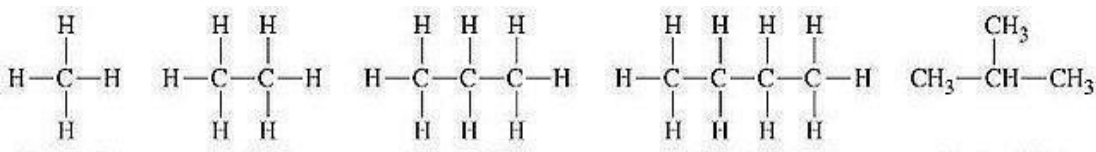
La mayor parte de los compuestos orgánicos derivan de un grupo de compuestos conocidos como **hidrocarburos** ya que están formados solamente por carbono e hidrógeno. Los hidrocarburos son los compuestos orgánicos más simples y presentan muy baja o nula solubilidad acuosa debido a su naturaleza no polar o hidrofóbica.

En base a su estructura, los hidrocarburos se dividen en **alifáticos y aromáticos**. Los alifáticos no contienen el grupo benceno o anillo bencénico, en tanto que los aromáticos contienen uno o más de ellos.

Además, los hidrocarburos alifáticos se subdividen en **alcanos, alquenos y alquinos**, donde al menos dos carbonos exhiben un enlace simple, doble o triple, respectivamente. También en este grupo se encuentran los **cicloalcanos** (ciclos formados por la unión de átomos de carbono siempre con enlace simple).



Los **alcanos** contienen átomos de C unidos siempre por uniones simples y por lo general tienen baja reactividad química, pero son buenos combustibles. Se los conoce como hidrocarburos saturados porque contienen el número máximo de átomos de H que pueden unirse a la cantidad de átomos de C presentes en la molécula. En la siguiente figura se pueden observar algunos de ellos con sus nombres, aunque no es la razón de este curso aprender a nombrar compuestos orgánicos:



Cuando se esquematizan las fórmulas o estructuras se pueden escribir todos los hidrógenos (formula desarrollada) o simplemente cada carbono con un hidrógeno y un subíndice que indica la cantidad (fórmula semidesarrollada)

mplos:



ciclopropano



ciclobutano



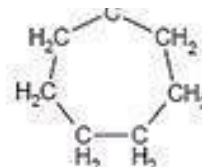
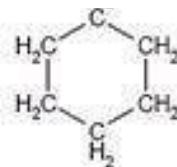
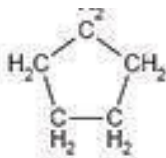
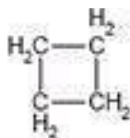
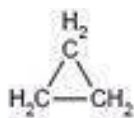
ciclopentano



ciclohexano



cicloheptano



Los **alquenos** son hidrocarburos que contienen al menos un doble enlace entre dos de sus carbonos. Son insaturados porque al ocupar dos enlaces entre carbonos no pueden utilizarlos para unirse a hidrógeno.



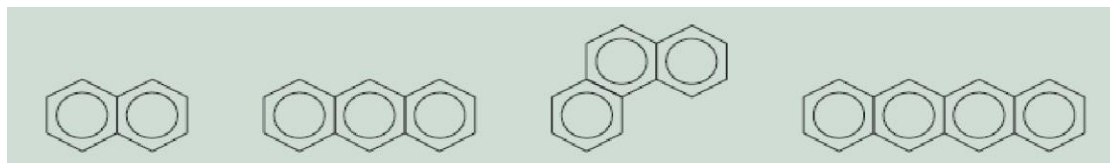
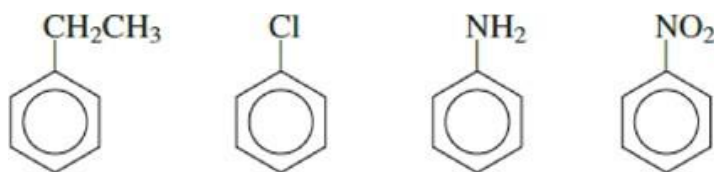
Los **alquinos** también son insaturados o no saturados porque tienen al menos un triple enlace carbono-carbono.



Los hidrocarburos aromáticos son los que poseen en su molécula uno o varios bencenos, que se pueden esquematizar como sigue:



Dentro de los hidrocarburos aromáticos existe una gran variedad de compuestos, su característica principal es que tienen aromas especiales y están presente por ejemplo en los aceites esenciales y perfumes de muchas plantas entre ellos:



¿Qué son los grupos funcionales?

Un **grupo funcional** es un conjunto de átomos responsable del comportamiento químico de la molécula que lo contiene.

Así, moléculas diferentes que contienen el mismo grupo funcional reaccionan de manera similar. Los dobles y triples enlaces se consideran grupo funcional a pesar de estar constituidos solo por C, pero también existen grupos funcionales oxigenados o nitrogenados, entre otros.

Algunos de los grupos funcionales presentes en compuestos orgánicos se muestran en la siguiente tabla:

Grupo funcional	Nombre
$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C}=\text{C} \\ \diagdown \end{array}$	Doble enlace carbono-carbono
$-\text{C}\equiv\text{C}-$	Triple enlace carbono-carbono
$-\ddot{\text{X}}:$ (X = F, Cl, Br, I)	Halógeno
$-\ddot{\text{O}}-\text{H}$	Hidroxilo
$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C}=\ddot{\text{O}} \\ \diagdown \end{array}$	Carbonilo
$\begin{array}{c} :\text{O}: \\ \\ -\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \end{array}$	Carboxilo
$\begin{array}{c} :\text{O}: \\ \\ -\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{R} \end{array}$ (R = hidrocarburo)	Éster
$\begin{array}{c} \text{R} \\ \\ -\ddot{\text{N}} \\ \\ \text{R} \end{array}$ (R = H o hidrocarburo)	Amina

Compuestos oxigenados

Son aquellos compuestos orgánicos que incorporan átomos de oxígeno en sus moléculas. Los más importantes son los alcoholes, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, éteres y ésteres.

Los **alcoholes** contienen el **grupo funcional hidroxilo –OH**. El etanol (o alcohol etílico, de dos carbonos) es el producto de la fermentación de azúcares por ciertas levaduras y con el que se fabrican las bebidas alcohólicas. También es de uso medicinal ya que sus soluciones en agua al 96% o al 75 % pueden utilizarse como desinfectantes de superficies o de la piel.

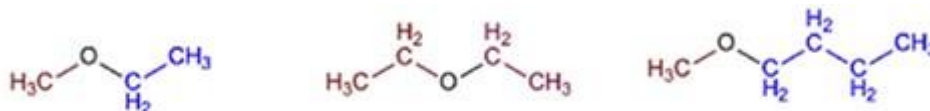
El metanol, el alcohol más sencillo con un solo carbono es un compuesto muy tóxico y su ingestión puede causar desde náuseas a ceguera.

El etilenglicol se utiliza como anticongelante.

Además, los glúcidos o azúcares, también llamados hidratos de carbono presentan en sus estructuras grupos hidroxilo.

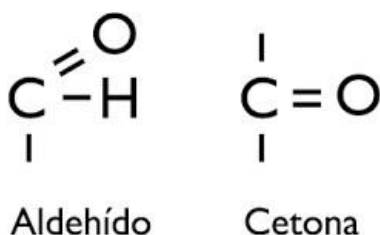


Los **éteres** contienen la unión **R-O-R'**, siendo R y R' grupos derivados de hidrocarburos (alifáticos o aromáticos). El éter dietílico (o simplemente éter) se utilizó durante años como anestésico general en cirugías. Por ser irritante de las vías respiratorias y por ser explosivo, ha quedado en desuso y se ha reemplazado por nuevos anestésicos.

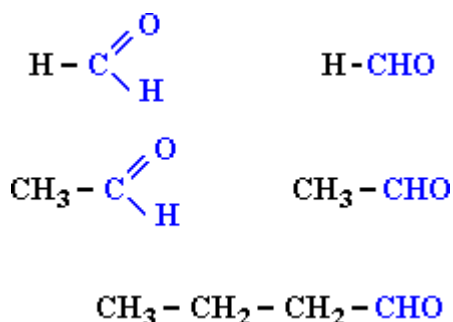


Aldehídos y cetonas

La oxidación suave de alcoholes conduce a aldehídos y cetonas. Estos compuestos tienen el **grupo funcional carbonilo -C=O**. Este grupo puede verse de dos maneras: Cuando el OH en el alcohol estaba en un carbono terminal (al extremo de la cadena) se forma un **aldehído**, pero cuando estaba en un carbono intermedio (unido a dos carbonos) se forma una **cetona**. Estos grupos funcionales están también presentes en los glúcidos o azúcares

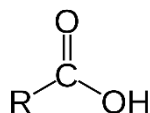


Algunos ejemplos de aldehídos y cetonas se pueden apreciar en las siguientes figuras:

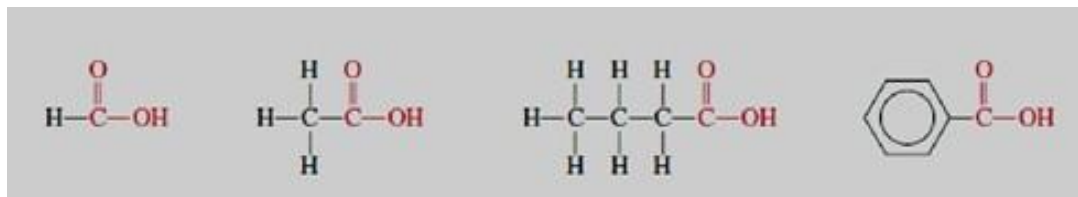


Ácidos carboxílicos

La oxidación más enérgica tanto de alcoholes terminales como de aldehídos genera ácidos carboxílicos. Estos compuestos poseen el **grupo funcional carboxilo** que también es terminal. Los aminoácidos, unidades estructurales de las proteínas, contienen el grupo carboxilo en su estructura

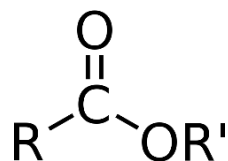


Aquí se muestran ejemplos de ellos:

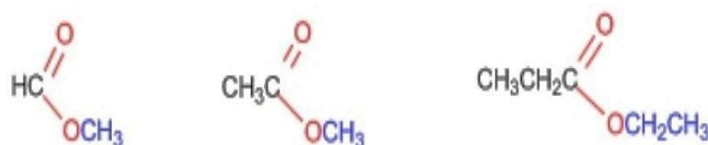


Ésteres

Son compuestos con el **grupo funcional éster R-COOR'** provenientes de la reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol.



En esta figura se aprecian ejemplos de los mismos:

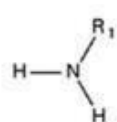


Los triglicéridos (cierto tipo de grasas) son ésteres entre ácidos grasos (carboxílicos) y glicerol o glicerina (un alcohol)

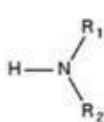
Compuestos nitrogenados

Aminas

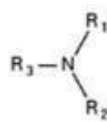
Las aminas son bases orgánicas con el grupo funcional amino $\text{R}_3\text{-N}$, donde R pueden ser H o derivados de hidrocarburos. Dependiendo del número de derivados de hidrocarburos que se unan al N, serán aminas primarias, secundarias o terciarias con 1, 2 o 3 derivados respectivamente. También es un grupo presente en aminoácidos.



**Amina
primaria**

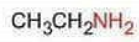
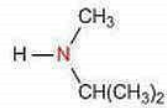
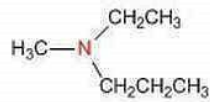
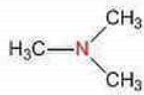


**Amina
secundaria**



**Amina
terciaria**

En la siguiente figura se pueden ver ejemplos de distintos tipos de aminas:



UNIDAD N°6

Biomoléculas

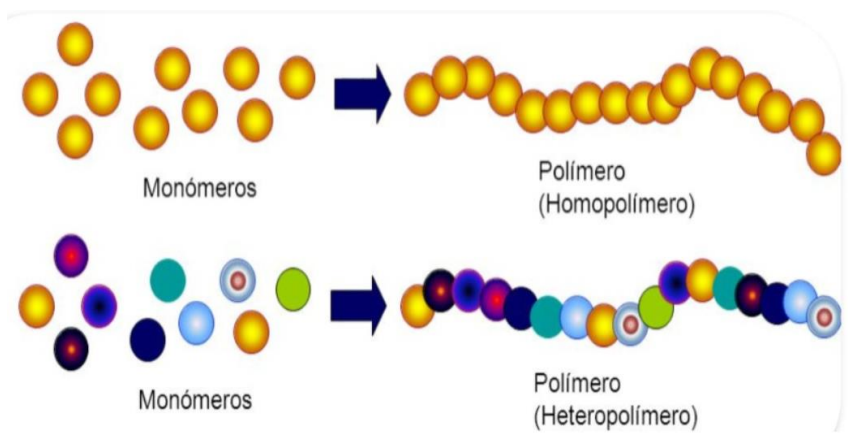
Se conocen como biomoléculas a los compuestos químicos que se encuentran dentro de las células de organismos vivos y que son fundamentales para permitir todos los procesos biológicos que ocurren en ellos. Si bien el agua es una molécula inorgánica se considera una biomolécula por su elevada presencia en el ambiente celular y líquido extracelular, plasma sanguíneo, etc. Las demás biomoléculas son compuestos orgánicos que pueden ser simples (de unos cuantos carbonos) hasta estructuras poliméricas muy grandes denominadas macromoléculas.

En las diferentes biomoléculas de los seres vivos se encuentran, de forma recurrente una serie de grupos funcionales. La naturaleza de estos grupos es determinante en el funcionamiento de la molécula biológica, tanto para el establecimiento de enlaces covalentes para formar biopolímeros como para la interacción entre ellas y con el medio.

Además, las biomoléculas son importantes por su estrecha relación con la salud y la enfermedad. Algunas biomoléculas son los ácidos nucleicos (ADN y ARN), las proteínas (hormonas, anticuerpos, enzimas), los glúcidos (glucosa, glucógeno, almidón), los lípidos (ácidos grasos, colesterol), entre otros.

¿Qué son los polímeros?

Los **polímeros** son moléculas formadas por cientos de miles de moléculas pequeñas denominadas monómeros que forman enormes cadenas.



Existen polímeros naturales y sintéticos, pero solo veremos los naturales que son biomoléculas. Por ejemplo, los nucleótidos son los monómeros de los ácidos nucleicos y la glucosa (un glúcido) es el monómero del almidón, el glucógeno y celulosa.

Glúcidos

Los glúcidos o hidratos de carbono son un grupo de compuestos biológicos muy importantes que se caracterizan por:

- ✚ La mayoría, aunque no todos poseen sabor dulce (por eso se les dice azúcares)
- ✚ Están constituidos por C, H y O
- ✚ Químicamente son polihidroxialdehídos o polihidroxicetonas. Es decir que tienen múltiples grupos OH y

grupos funcionales carbonilo (aldehído o cetona)

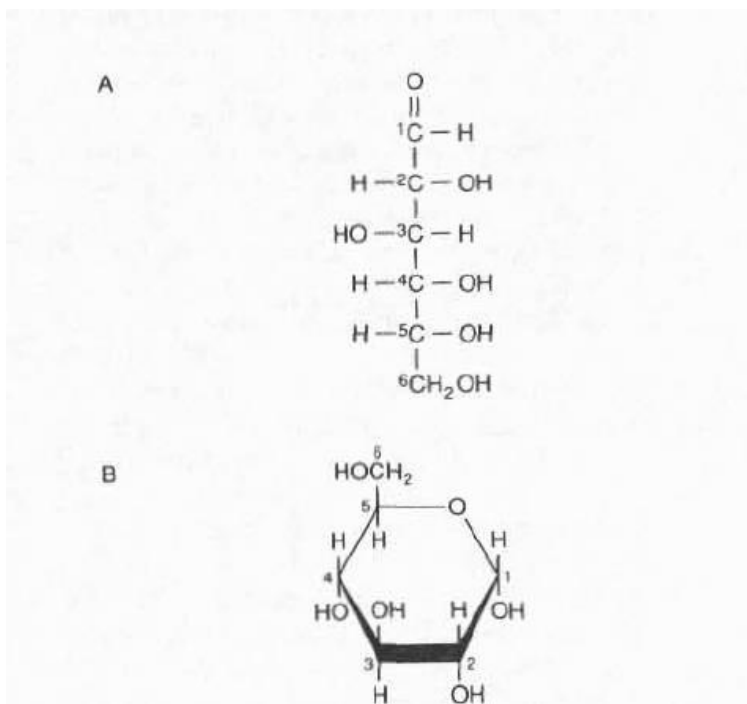
- ✚ Forman desde estructuras simples (monosacáridos de 3 a 7 átomos de C), disacáridos y polisacáridos (polímeros de monosacáridos).
- ✚ Algunos pueden ciclarse

Ejemplos de glúcidos:

Monosacáridos

Veremos los más importantes por su interés biológico (glucosa, ribosa, desoxirribosa, fructosa y galactosa).

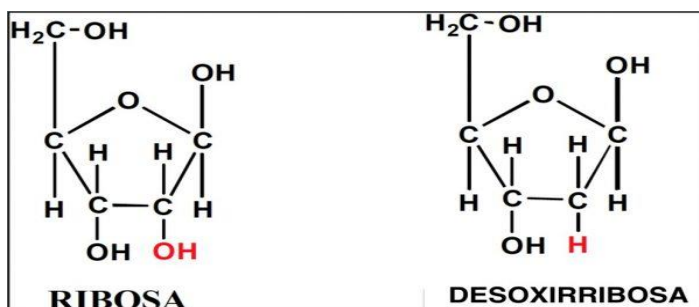
Glucosa: A: lineal y B: ciclada



Es uno de los glúcidos más importantes desde el punto de vista fisiológico. Es el monosacárido más abundante y tiene 6 átomos de C, 5 grupos OH y grupo aldehído. Está presente también en varios disacáridos y polisacáridos debido a su capacidad de combinarse con otra molécula igual u otro glúcido. Está presente en jugos de frutas, en el almidón y en el azúcar de caña. Constituye el azúcar de los organismos vivos. Se dice que es fuente de energía porque su oxidación celular produce ATP (energía) de forma rápida. Es de gran importancia clínica porque existen enfermedades relacionadas a su metabolismo como la diabetes. Los pacientes que la padecen tienen altas concentraciones de glucosa en sangre (glucemia) y pueden eliminar glucosa por orina (glucosuria).

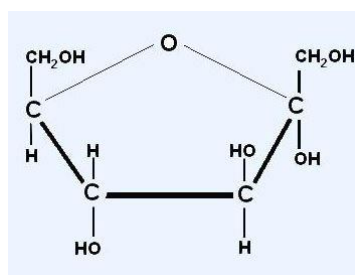
Ribosa y desoxirribosa

Son monosacáridos de 5 átomos de C presentes en los nucleótidos (monómeros de los ácidos nucleicos) por lo tanto son elementos estructurales del ADN (desoxirribosa) y ARN (ribosa)



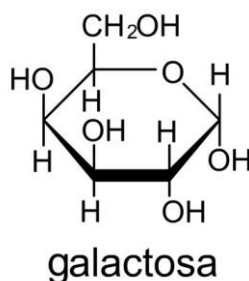
Fructosa

La fructosa es una cetohexosa es decir que tiene 6 átomos de C y grupo cetona, además de los OH. Se la encuentra libre en frutos maduros, en órganos vegetales y en la miel. También se la encuentra combinada con glucosa formando el disacárido sacarosa (azúcar de caña que se usa para endulzar). Cuando está libre tiene mayor poder edulcorante que la sacarosa y que la glucosa.



Galactosa

Es un monosacárido que excepcionalmente se encuentra libre en la naturaleza. La mayoría de las veces está combinada con glucosa formando la lactosa (disacárido conocido como el azúcar de la leche). Tiene 6 átomos de C y un grupo aldehído (aldohexosa).



Disacáridos

Están compuestos por dos monosacáridos unidos. Los más comunes son sacarosa, maltosa y lactosa.

Sacarosa

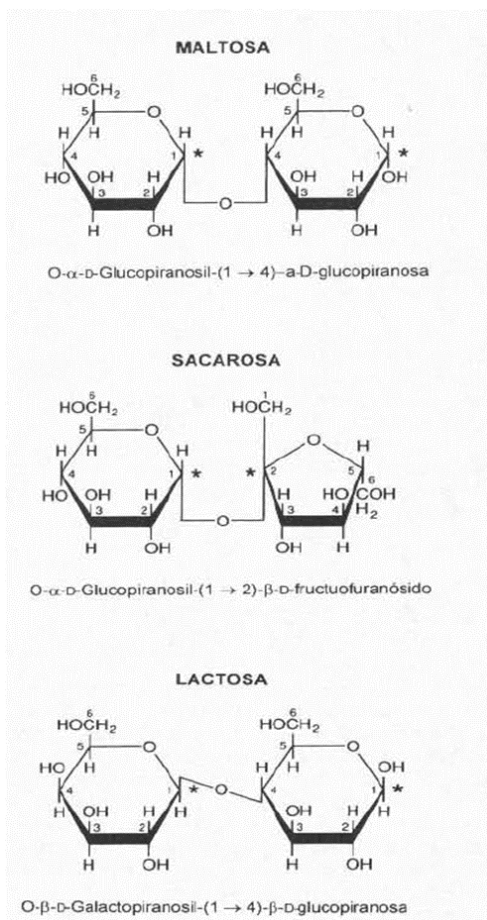
Disacárido formado por glucosa y fructosa. Es el azúcar que se usa como edulcorante. Presente en la caña de azúcar y la remolacha azucarera.

Maltosa

Disacárido formado por la unión de dos glucosas. Se denomina azúcar de malta y se obtiene por hidrólisis del almidón.

Lactosa

Es el disacárido formado por glucosa y galactosa. Llamado azúcar de la leche. Existen personas que por una falla genética no tienen la enzima *lactasa* encargada de desdoblar este disacárido y por lo tanto, son intolerantes a la lactosa (no pueden consumirla).

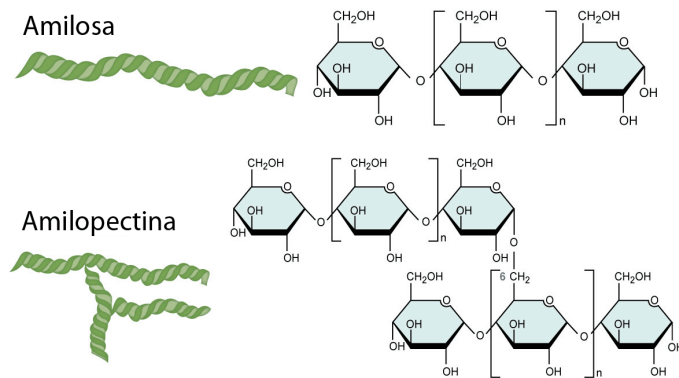


Polisacáridos

Son polímeros de monosacáridos. Se clasifican en homopolisacáridos (cuando están formados siempre por el mismo monosacárido) o heteropolisacáridos (cuando hay más de un monosacárido). Solo veremos tres homopolisacáridos de importancia biológica: almidón, glucógeno y celulosa. Como todos son polímeros de glucosa los **grupos funcionales presentes serán hidroxilo y carbonilo (aldehído)**.

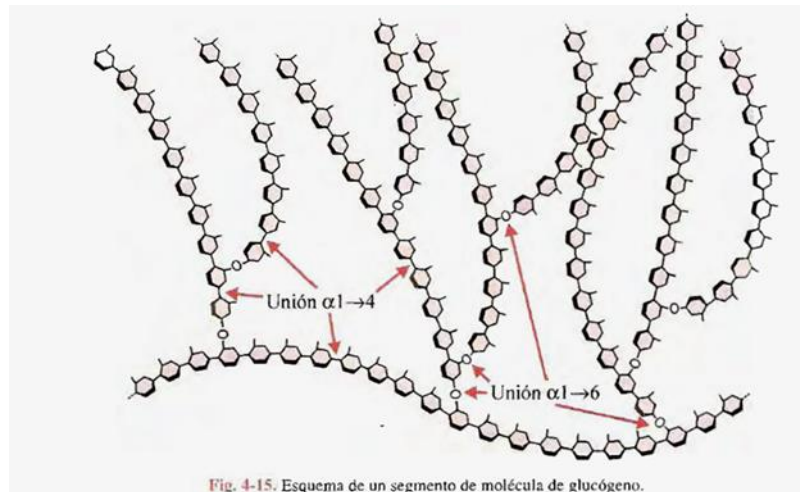
Almidón

Es el principal carbohidrato de la alimentación humana. Está presente en cereales (harinas), papas y legumbres. En las plantas, forma gránulos que constituyen la reserva nutricional de las células vegetales. Si bien es un polímero de glucosas, presenta dos partes diferentes en toda la estructura. La **amilosa** que es una cadena lineal de entre 1000 a 5000 glucosas que forman una hélice y la **amilopectina** que también es un polímero de glucosa pero más grande (más de 600.000 monómeros) que tiene ramificaciones.



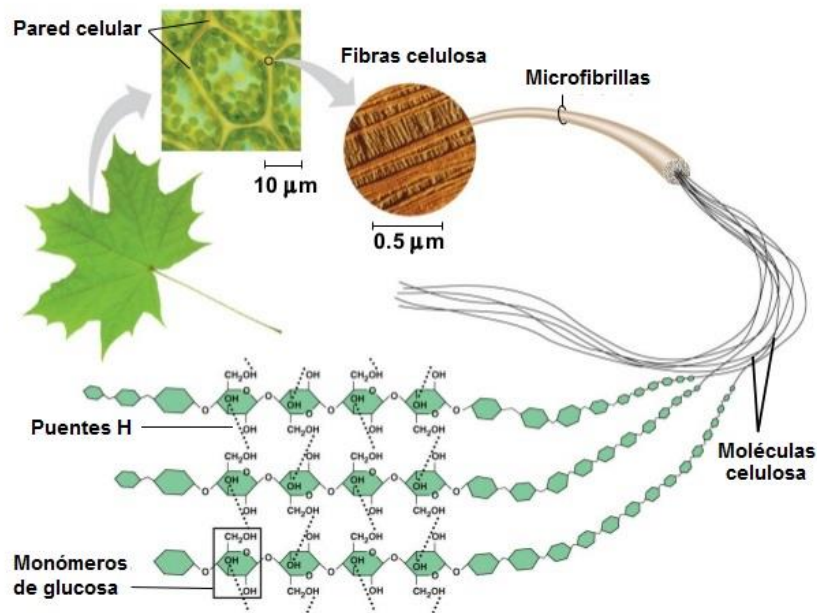
Glucógeno

Es el principal polisacárido de reserva en animales. Es un polímero de glucosas similar a la amilopectina pero más ramificado. Cuando un organismo tiene suficiente glucosa se genera glucógeno y se lo almacena en hígado y musculo para cuando haga falta energía, por ejemplo, en ayunos prolongados, allí se rompe el glucógeno y se genera glucosa que será oxidada para obtener energía y poder mantener las funciones vitales.



Celulosa

Es el polímero más abundante de la naturaleza, cumpliendo con funciones estructurales y de sostén en los vegetales. Presente en la pared celular, tallos y hojas de plantas y árboles. Como los seres humanos no tenemos enzimas para desdoblarlas, al ingerir vegetales estos forman parte de la fibra alimentaria que cumplen funciones mecánicas en el tracto gastrointestinal.



Lípidos o grasas

Son compuestos que se caracterizan por:

- ✚ escasa o nula solubilidad en agua
- ✚ Muy buena solubilidad en solvente orgánicos
- ✚ No forman estructuras poliméricas
- ✚ Constituyen las membranas celulares y de organelas
- ✚ Es el principal material de reserva energética en animales
- ✚ Aportan más calorías que los glúcidos
- ✚ Poseen variadas actividades fisiológicas (hormonas, sales biliares, vitaminas)

Existen **lípidos simples y complejos**. Los simples son ácidos grasos o compuestos formados por ésteres de ácidos grasos y alcoholes (triacilglicérol).

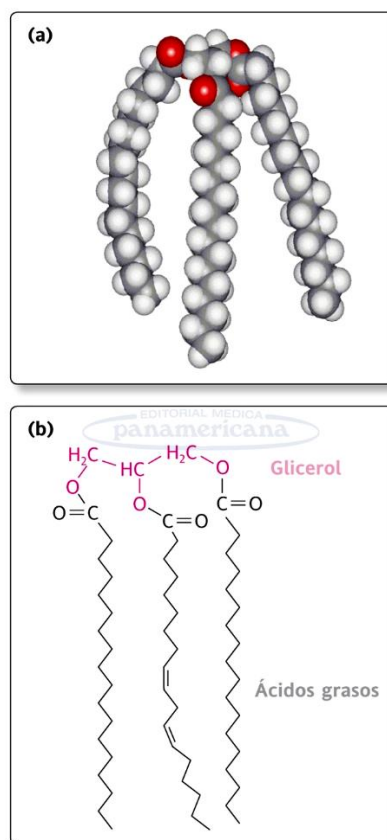
Los **ácidos grasos** son cadenas carbonadas con un grupo ácido carboxílico terminal. Pueden ser saturados o insaturados (con dobles enlaces), como se ve en la tabla

Estructuras y punto de fusión de algunos ácidos grasos comunes

Nombre	Nº de carbonos	Estructura	Punto de fusión (°C)
Ácidos saturados			
Ácido láurico	12		44
Ácido mirístico	14		59
Ácido palmítico	16		64
Ácido esteárico	18		70
Ácido araquídico	20		76
Ácidos insaturados			
Ácido oleico	18		4
Ácido linoleico	18		-5
Ácido linolénico	18		-11
Ácido eleosteárico	18		49
Ácido araquidónico	20		-49

Los ácidos grasos insaturados o poliinsaturados omega 3 y omega 6 presentes en las grasas vegetales tienen un gran beneficio nutricional. Son esenciales y como nuestro organismo no puede sintetizarlos se adquieren con la dieta por ejemplo en frutos secos o en el aceite de oliva. Su ingestión está relacionada con menor incidencia de enfermedades cardiovasculares (infartos) y cerebrovasculares (ACV).

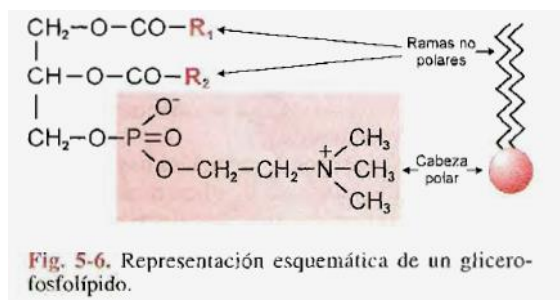
Los **triacilglicéridos** son los principales constituyentes de las grasas animales y aceites vegetales. Son ésteres de ácidos grasos y un alcohol de 3 carbonos llamado glicerol o glicerina.



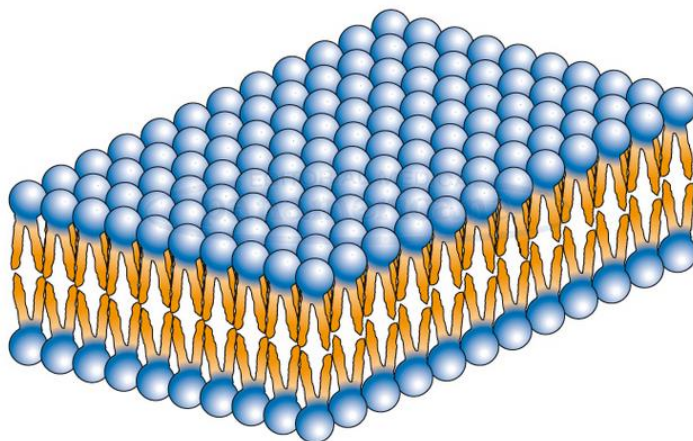
Los **aceites** están formados por triacilglicéridos de origen vegetal y son líquidos a temperatura ambiente y las **grasas** están formadas por triacilglicéridos de origen animal y pueden ser sólidas o

líquidas a temperatura ambiente.

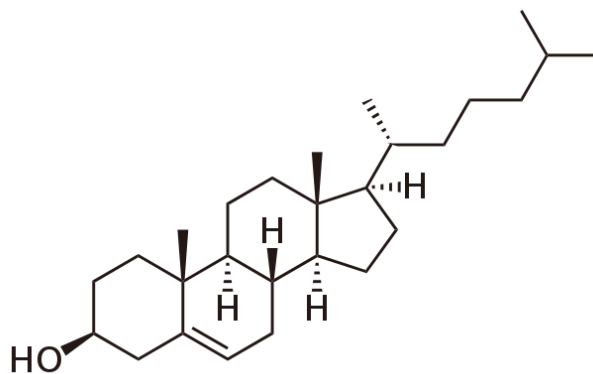
Dentro de los **lípidos complejos** están los **fosfolípidos**. Son compuestos formados por glicerol, dos ácidos grasos un grupo fosfato y una amina (colina o etanolamina). Son los que constituyen las membranas celulares y están presentes en alta cantidad en el cerebro.



Una característica que tienen es que son **anfipáticos**. Esto quiere decir que una parte de la molécula es apolar (las dos colas de los ácidos grasos) y una parte es polar (el grupo fosfato más la amina). La parte polar es hidrofílica, y la otra parte hidrofóbica. Por eso cuando forman la bicapa lipídica disponen las cabezas hacia el interior de la célula, porque el citoplasma contiene agua y también hacia el interior o espacio extracelular que está bañado por el líquido extracelular que contiene agua.



Otro lípido de interés es el **colesterol** que también forma parte de las membranas, pero además es muy importante como precursor de varios compuestos con actividad biológica. Por ejemplo, a partir de él se sintetizan los ácidos y sales biliares que permiten que las comidas ricas en grasa se absorban a nivel intestinal y muchas hormonas como el cortisol, la testosterona, el estrógeno y la aldosterona. La estructura del colesterol se ve en la siguiente imagen:



Un exceso de colesterol en la sangre es peligroso porque aumenta el riesgo de padecer aterosclerosis donde las arterias se tapan y no fluye la sangre a órganos vitales como el corazón determinando por ejemplo infartos.

Proteínas

Las proteínas son los compuestos más abundantes de los vertebrados y tienen máxima trascendencia biológica ya que están involucradas en numerosas funciones. Sus principales características son:

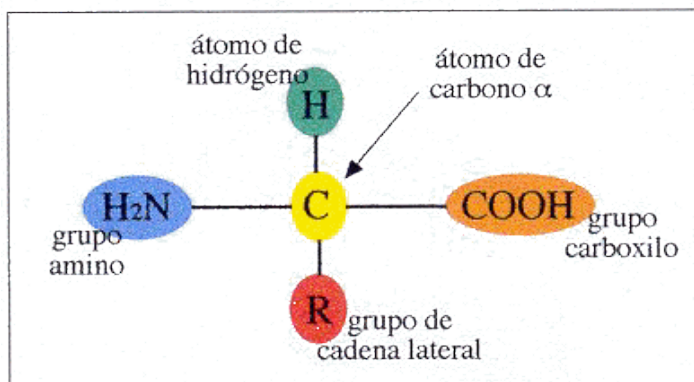
- ✚ Son macromoléculas (polímeros) de aminoácidos
- ✚ Contienen C, H, O, N y casi todas también S
- ✚ Los grupos funcionales presentes son amino y carboxilo

Son proteínas casi todas las enzimas, los anticuerpos, la hemoglobina, los receptores celulares, la actina y miosina de los músculos y el colágeno y otras fibras del tejido conectivo.

Las proteínas están codificadas en los genes (ADN). El ADN se transforma en ARN y este se traduce a proteínas. A pesar de que el ADN es el mismo en todas las células, cada tejido fabrica las proteínas que necesita.

Los aminoácidos son las unidades estructurales de las proteínas. Existen 20 aminoácidos de manera que las proteínas son polímeros, pero los monómeros que las constituyen son distintos y diferentes combinaciones de estos aminoácidos darán lugar a diferentes proteínas.

La fórmula general de un aminoácido es:



Como se observa en la figura, los aminoácidos tienen un grupo amino y un grupo carboxilo unidos al mismo carbono y un H también, y lo que diferencia a cada uno de los 20 aminoácidos es el grupo de cadena lateral R.

El grupo carboxilo de un aminoácido se une al grupo amino del siguiente mediante una unión peptídica y así se genera la cadena de varios aminoácidos que es la proteína.

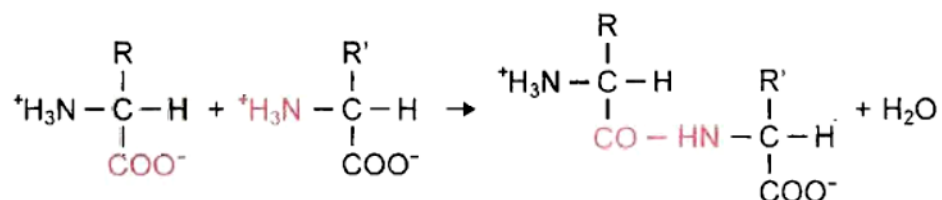
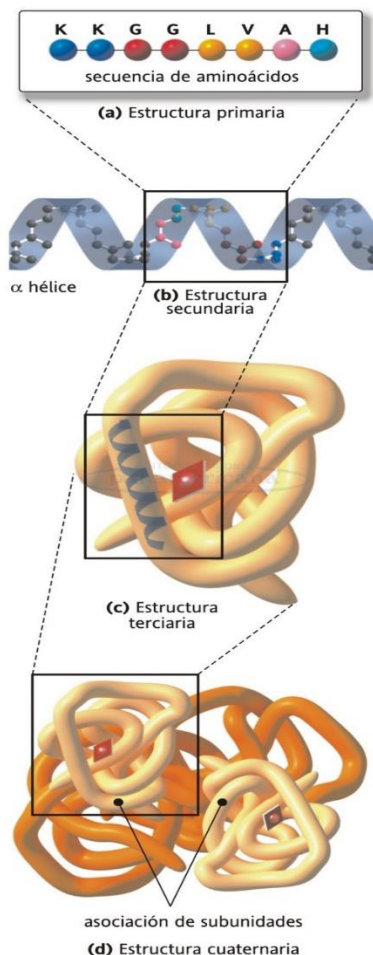


Fig. 3-7. Unión peptídica.

En la figura anterior el grupo amino y carboxilo se muestran ionizados (NH_3^+) y (COO^-), respectivamente que es lo que le sucede a todos los aminoácidos cuando están inmersos en un medio biológico como la sangre a pH 7,4.

Además, todas las proteínas tienen los grupos carboxilo y amino de los aminoácidos que la constituyen ocupados en el enlace peptídico, excepto dos que se llaman amino terminal y carboxilo terminal. Luego las proteínas se pliegan sobre si mismas dando lugar a ordenamientos tridimensionales que están relacionados a la función que cumplen.



La cadena lateral R es la responsable de ciertas características que tienen las proteínas. Por ejemplo, existen cadenas laterales polares y otras apolares. Cuando la proteína sirve como transportador de algún compuesto en plasma, como el plasma es muy rico en agua, la proteína se pliega dejando aquellos aminoácidos polares hacia afuera y los apolares hacia el interior de la estructura macromolecular. Esos plegamientos también se deben a interacciones o uniones intramoleculares.

Las proteínas que son receptores de membrana poseen un segmento transmembrana donde se exponen las cadenas laterales apolares para interactuar con los lípidos que constituyen la membrana. Luego, los segmentos intracitoplasmáticos y exteriores exponen grupos polares ya que interactúan con el agua.

Ácidos nucleicos

Así se conocen al ácido desoxirribonucleico (ADN) y el ácido ribonucleico (ARN), polímeros de nucleótidos que inicialmente se encontraron en los núcleos celulares, pero hoy se sabe que el ARN se puede encontrar también en el citosol y que existe ADN a nivel de las mitocondrias. Estos compuestos participan en una multitud de funciones celulares, pero fundamentalmente el almacenamiento y decodificación de la información genética.

Las funciones del ADN son el almacenamiento y la transmisión de la información biológica. En el ADN se encuentran especificadas las secuencias de aminoácidos de todas las proteínas

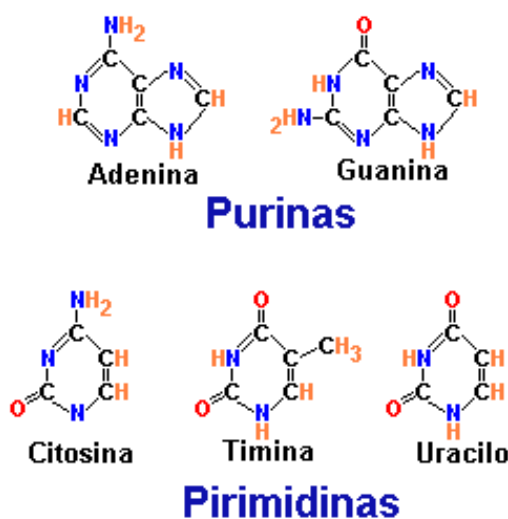
¿Qué es un gen?

Un gen es un segmento de ADN que contiene la información necesaria para la síntesis de un producto biológico funcional (proteína o RNA).

Las células contienen miles de genes lo cual explica que las moléculas de ADN sean muy grandes.

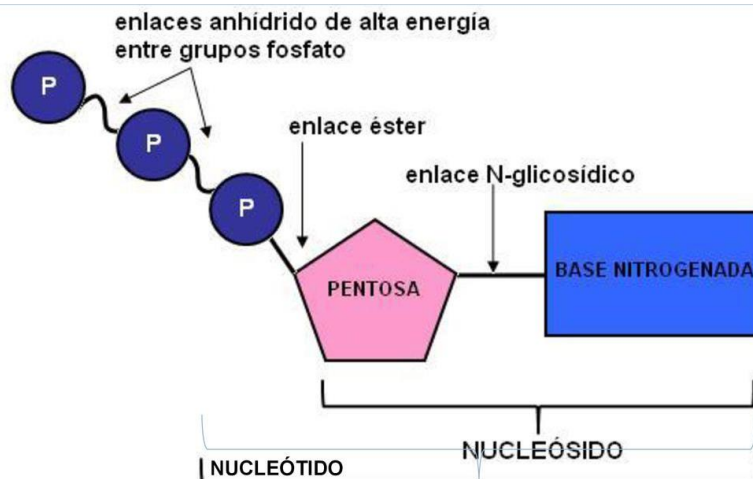
En las células existen tres clases de ARN: los ARN ribosómicos (ARNr), que forman los ribosomas, los ARN mensajeros (ARNm), que actúan como transportadores de la información desde un gen hasta el ribosoma donde se sintetizan proteínas y los ARN de transferencia (ARNt), que traduce la información contenida en el ARNm en un aminoácido que ellos mismos transportan.

Tanto el ADN como el ARN están formados por nucleótidos que están conformados por 3 elementos característicos: una base nitrogenada, una pentosa (ribosa en el ARN y desoxirribosa en el ADN) y un grupo fosfato.



En el ADN se usan Adenina (A), Guanina (G), Citosina (C) y Timina (T), en cambio el ARN cambia Timina por Uracilo (U).

Cuando las bases se unen al azúcar (ribosa o desoxirribosa) se forman los nucleósidos y cuando un nucleósido se une a un fosfato se genera un nucleótido, que puede unirse a dos fosfatos más.



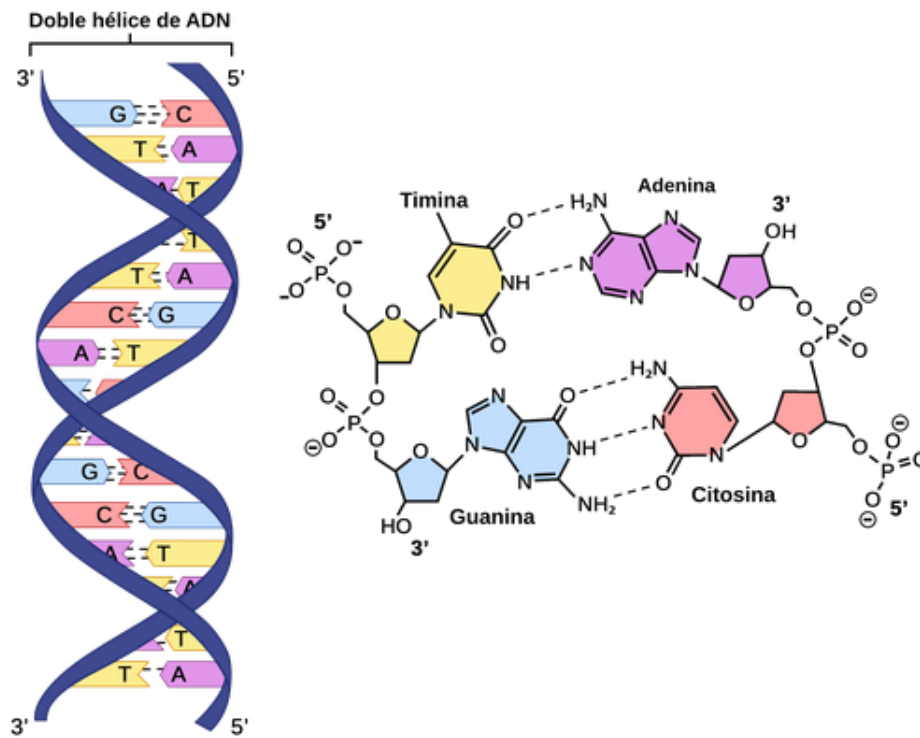
Base nitrogenada + Azúcar = NUCLEÓSIDO

Base nitrogenada + Azúcar + fosfato = NUCLEÓTIDO

Así, los nucleótidos de ARN llevan como azúcar ribosa por lo tanto se denominan ribonucleótidos y los nucleótidos de ADN llevan desoxirribosa por lo que se los nombra como desoxirribonucleótidos.

Estructura y función del ADN

- ✚ La composición de bases generalmente varía de una especie a otra
- ✚ Muestras de ADN aisladas de distintos tejidos de una misma especie contienen las mismas bases
- ✚ La composición de bases no varía con la edad del organismo, ni con el estado nutricional
- ✚ En todos los ADN de distintas especies el número de residuos Adenina es igual al número de residuos de Timina (A=T) y el número de residuos de Guanina es igual al de Citosina (G=C)
- ✚ El ADN es una doble hélice (2 cadenas de polinucleótidos enrolladas alrededor de un eje común)
- ✚ Las dos cadenas son antiparalelas, es decir transcurren en direcciones opuestas
- ✚ Las bases ocupan el centro de la hélice y las cadenas de azúcares y fosfatos se sitúan en el exterior
- ✚ Cada base está unida por uniones puente Hidrógeno a otra base de la hebra opuesta formando un par de bases. Ese apareamiento es complementario: guaninas se unen a citosinas y adeninas a timinas



El modelo de Watson y Crick (basado en los estudios de difracción de rayos X de Rosalind Franklin a principios de la década de 1950 que demostraron que las moléculas eran helicoidales), permitió proponer el mecanismo para la transmisión de la información genética. La replicación de la estructura tiene lugar a través de la separación de las dos hebras y síntesis de hebras complementarias en cada una de ellas. Proceso que ocurre cada vez que la célula se divide.

