

Agronomía y Veterinaria Integración a la Cultura Académica (ICA) Química 2026



Universidad Nacional de Río Cuarto Facultad
de Agronomía y Veterinaria





¿Cómo leer este material?

A lo largo del material encontrarán los siguientes íconos:

Actividad



Tareas, consignas, situaciones problemáticas.

Ejemplos



Ejemplos, casos.

Importante



Recordatorio, destacar, atención.

Sitios Web



Sitios web sugeridos para ampliar contenidos.

Lectura



Material bibliográfico, lecturas sugeridas.

Videos



Videos disponibles a través de Internet.

INDICE

INTRODUCCIÓN	3
TEMARIO	4
MÓDULO 1: ELEMENTOS QUÍMICOS.....	5
LOS ELEMENTOS QUÍMICOS.....	5
ESTRUCTURA ATÓMICA.....	6
LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS	8
ALGUNAS PROPIEDADES PERIÓDICAS.....	12
Energía de ionización.....	12
Afinidad electrónica.....	13
Electronegatividad	13
VALENCIA Y NÚMERO DE OXIDACIÓN	14
MAGNITUDES QUÍMICAS FUNDAMENTALES: PESO ATÓMICO, PESO MOLECULAR Y MOL.....	17
PESO ATÓMICO	17
PESO MOLECULAR	18
PESO ATÓMICO GRAMO, MOL, PESO MOLECULAR GRAMO, PESO IÓN GRAMO ...	19
EJERCICIOS DE APLICACIÓN DEL MÓDULO 1	22
MÓDULO 2: UNIONES Y REACCIONES QUÍMICAS.....	23
UNIONES QUÍMICAS	23
TIPOS DE UNIONES QUÍMICAS	24
UNIÓN IÓNICA.....	24
UNIÓN COVALENTE.....	25
TIPOS DE ENLACES COVALENTES.....	26
POLARIDAD DE LOS ENLACES COVALENTES	27
EL AGUA COMO EJEMPLO DE MOLÉCULA POLAR.....	28
REACCIONES QUÍMICAS.....	29
TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS.....	29
EJERCICIOS DE APLICACIÓN DEL MÓDULO 2	32
MÓDULO 3: FORMACIÓN DE COMPUESTOS	33
HIDRUROS METÁLICOS: METAL + H ₂	34
HIDRUROS NO METÁLICOS: NO METAL + H ₂	34
ÓXIDOS BÁSICOS: METAL + O ₂	35
ÓXIDOS ÁCIDOS Ó ANHÍDRIDOS: NO METAL + O ₂	35
HIDRÁCIDOS: HIDRUROS NO METÁLICOS + H ₂ O.....	36
HIDRÓXIDOS: ÓXIDOS BÁSICOS + H ₂ O.....	37
OXÁCIDOS: ÓXIDOS ÁCIDOS +H ₂ O	38
FORMACIÓN DE SALES.....	40
SALES DE HIDRÁCIDOS.....	41
SALES DE OXÁCIDOS.....	41

SALES ÁCIDAS Y BÁSICAS	41
EJERCICIOS DE APLICACIÓN DEL MÓDULO 3	42
MÓDULO 4: SOLUCIONES PORCENTUALES	45
SOLUCIONES	45
FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN DE UNA SOLUCIÓN	45
EJERCICIOS DE APLICACIÓN DEL MÓDULO 4	48
BIBLIOGRAFÍA AMPLIATORIA.....	50
SITIOS WEB SUGERIDOS	50
GLOSARIO	51

INTRODUCCIÓN

La transición de la escuela secundaria a la Universidad representa un gran desafío. El programa de preingreso e ingreso de la UNRC tiene el objetivo de contribuir a una gradual inserción de los estudiantes a una nueva cultura académica. Las actividades que desarrollarán pretenden ayudarlos a transitar esta etapa y acompañarlos en sus primeros aprendizajes como estudiantes universitarios.

¿Para qué sirve la química?

La química suele tener “mala prensa”: muchas veces se la percibe como una materia difícil, abstracta o aburrida. Con esos preconceptos, es comprensible que a veces cueste encontrar interés o motivación para estudiarla. Sin embargo, uno de nuestros desafíos es mostrarte que somos química: que los procesos que permiten la vida, la salud y el funcionamiento del organismo dependen de principios químicos, y que comprenderlos no solo es fascinante, sino también esencial para tu formación.



[Miedo a la Química](#)



La química es una ciencia central, porque es base y apoyo de otras ciencias como la física, la biología, la farmacología, la medicina etc. Su comprensión permite explicar procesos naturales y desarrollar soluciones que responden a múltiples necesidades humanas.

Los seres vivos estamos compuestos por elementos químicos mayoritarios como carbono (C), hidrógeno (H), oxígeno (O), nitrógeno (N) y en menores cantidades calcio (Ca), fósforo (P), azufre (S), potasio (K), sodio (Na) y magnesio (Mg). Además, muchos procesos tienen relación con la química; por ejemplo, los alimentos contienen sustancias y nutrientes que proveen energía y fuerza para movernos y realizar todas nuestras actividades.

Nuestro hogar es un gran laboratorio de química. Cuando cocinamos empleamos todo tipo de reactivos que se combinan; cuando limpiamos usamos diversas sustancias como detergentes, insecticidas, etc.

En el ámbito de tu carrera profesional, la química resulta clave para entender fenómenos biológicos, fisiológicos y patológicos. Sus aplicaciones abarcan, por ejemplo, la formulación de fármacos y anestésicos utilizados en animales, el diseño de suplementos nutricionales, el análisis de alimentos y forrajes, y la interpretación de parámetros bioquímicos relevantes para el diagnóstico clínico.

Para ello, es necesario que incorpores conocimientos sobre química y que te aproximes al lenguaje único y particular que utiliza la química. Para ayudarte en este proceso de enseñanza-aprendizaje hemos diagramado un conjunto de actividades que te presentamos en esta guía de trabajo.

Esperamos que adquieras conocimientos referidos a estructura atómica, uniones químicas, formación de compuestos y soluciones, necesarios para facilitar el aprendizaje sobre estructura y función de las biomoléculas, los cuales serán tratados en la asignatura Química Biológica I (Cód. 3058) del primer cuatrimestre.

TEMARIO

Módulo 1: Elementos químicos

Los elementos químicos

Tabla Periódica de los elementos.

Algunas propiedades periódicas: energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

Valencia y número de oxidación.

Magnitudes Químicas Fundamentales: Peso Atómico, Peso Molecular y Mol.

Módulo 2: Uniones y Reacciones químicas

Uniones químicas.

Reacciones químicas.

Módulo 3: Formación de compuestos

Reacciones con Hidrógeno.

Reacciones con Oxígeno.

Formación de hidruros y óxidos metálicos y no metálicos, hidróxidos, hidrácidos y oxácidos, sales neutras y ácidas.

Fórmulas y Nomenclatura.

Módulo 4: Soluciones Porcentuales

Soluciones.

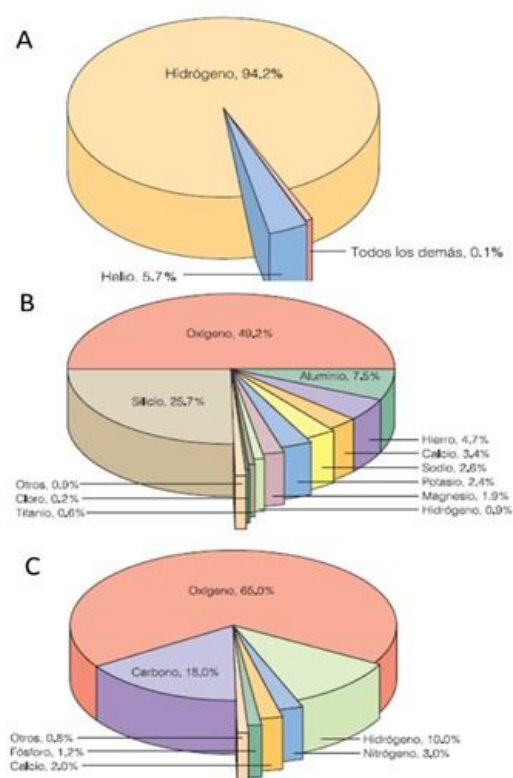
Expresión de la concentración de una solución.

MÓDULO 1: ELEMENTOS QUÍMICOS

LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Podemos describir la **materia** simplemente como la “sustancia” de la que están hechas todas las cosas materiales del universo. El agua, la sal, la arena, el azúcar, el acero, las estrellas, e incluso los gases presentes en el aire, se componen de materia. Por definición, **la materia es todo lo que tiene masa e inercia y ocupa un lugar en el espacio**. Y la química es la ciencia que estudia la materia y los cambios que ésta experimenta.

Figura 1



Al estudiar la materia los científicos han descubierto que ésta puede ser descompuesta en 118 elementos. De ellos, 92 son de origen natural, y los restantes han sido sintetizados en laboratorios especializados. Hay un tipo de átomo diferente por cada elemento, y cuando los átomos se combinan químicamente, son posibles muchos compuestos distintos.

No todos los elementos son igualmente abundantes. La Figura 1 muestra la abundancia (expresada en porcentaje masa/masa) de los elementos en **A)** el universo, **B)** en nuestro planeta y **C)** en el cuerpo humano. En nuestro planeta sólo 9 elementos (de los 118 que existen) constituyen el 98% de la masa total: oxígeno (O), silicio (Si), aluminio (Al), hierro (Fe), calcio (Ca), sodio (Na), potasio (K), magnesio (Mg) e hidrógeno (H). Y es más sorprendente que moléculas muy complejas en su estructura como las proteínas, que cumplen muy variadas funciones en los seres vivos, sólo estén formadas por unos cuantos elementos como C (carbono), N (nitrógeno), O (oxígeno), H (hidrógeno), S (azufre), P (fósforo.)

Como dijimos previamente cada elemento está formado por un tipo particular de átomo, y cuando los átomos se combinan forman una enorme variedad de compuestos, esto permite interpretar los procesos biológicos, metabólicos y fisiológicos. Por eso, para comenzar, necesitamos conocer qué es un átomo y cómo está formado.

ESTRUCTURA ATÓMICA

Por definición, **átomo** es la “unidad más pequeña de un elemento químico que conserva sus propiedades”. Es la unidad fundamental de la materia y son partículas infinitamente pequeñas. Todos los elementos químicos están constituidos por átomos.

En la naturaleza los átomos rara vez se presentan aislados, comúnmente forman moléculas y establecen entre ellos una **unión química**. Si estas moléculas están formadas por átomos iguales son homoatómicas (homo: igual) y si se forman con átomos distintos son heteroatómicas (hetero: diferente). El tipo de unión química que presente la molécula depende de varios factores y será analizado en la Unidad 2.

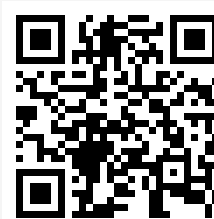
A partir de comienzos del siglo XX y a través de descubrimientos tales como la electricidad y los fenómenos radioactivos, los físicos y químicos llegaron a establecer que cada átomo estaba formado en realidad por partículas aún más pequeñas llamadas **partículas subatómicas**, de las cuales hoy se conocen alrededor de 200, pero de las que sólo vamos a mencionar 3 que tienen particular importancia en la descripción de muchos procesos físicos y químicos que analizaremos: los **protones** (partículas con carga positiva, representados como p^+), los **electrones** (partículas con carga negativa, representados como e^-) y los **neutrones** (partículas sin carga, representados como n) (Tabla 1). Protones y neutrones poseen masa (entendida como la cantidad de materia que tiene un objeto). Por el contrario, serían necesarios 1837 electrones para tener una masa total equivalente a la masa de un solo protón, y no se ha descubierto elemento alguno cuyos átomos contengan más de 118 electrones. En otras palabras: los electrones constituyen una fracción extremadamente pequeña de la masa de un átomo. Para todo fin práctico, la masa de un electrón es despreciable y se puede considerar 0 (cero).



[Evolución del modelo atómico](#)



[Modelo atómico actual](#)



[Y si se escarba dentro del átomo, ¿hay algo más?](#)



Tabla 1: partículas subatómicas de interés

Partícula	Símbolo	Carga eléctrica	Masa relativa (uma)
Electrón	e^-	1-	$\frac{1}{1837}$
Protón	p^+ o p	1+	1
Neutrón	n	0	1

* uma: unidad de masa atómica

En este módulo, trabajaremos con un **modelo atómico** muy elemental que consiste en un **núcleo central** en donde se concentran los protones y neutrones y una serie **de capas o niveles de energía** (también conocidos como **orbitales**) en donde se mueven los electrones (distribuidos según su contenido de energía). Como en el núcleo se concentran protones y neutrones, la masa y la carga positiva están concentradas en él. Si bien las cargas de igual signo se repelen, los protones de carga positiva, pueden estar juntos en el núcleo porque los neutrones actúan como “aislantes” impidiendo sus interacciones. Los electrones, que tienen carga negativa, son atraídos hacia el núcleo, pero su energía y el continuo movimiento los mantiene en sus orbitales.

Cada átomo es **eléctricamente neutro**: posee el mismo número de protones que de electrones (la cantidad de cargas positivas y negativas son iguales). Todos los átomos de un mismo elemento contienen la misma cantidad de protones que de electrones, pero pueden diferir en el número de neutrones (formando **isótopos**).

La Figura 2 representa de manera esquemática la estructura atómica, mostrando la disposición de protones y neutrones en el núcleo y los electrones distribuidos en niveles u orbitales alrededor de él. Es importante recordar que el primer orbital puede alojar hasta 2 electrones, mientras que a partir del segundo orbital la capacidad

Figura 2

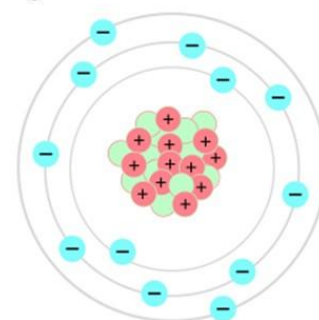


Figura 3



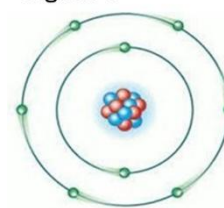
máxima es de 8 electrones, criterio que utilizaremos para comprender la organización

electrónica básica de los elementos. Para cada átomo se puede definir un **número atómico (Z)**: que representa el número de protones que hay en su núcleo (y en el átomo neutro representa también el número de electrones). Y un

número másico (A) que representa la suma del número de protones y de neutrones que tiene ese átomo (Figura 3, X: cualquier elemento químico, Na: sodio).

Por ejemplo, el átomo de oxígeno tiene un $Z=8$ y un $A=16$; entonces tiene 8 protones y 8 neutrones en el núcleo y 8 electrones (2 están ubicados en el primer nivel (cuya capacidad máxima son 2 electrones) y los 6 restantes en el segundo nivel (Figura 4).

Figura 4



En resumen:

Nro. de protones en un átomo neutro: Z

Nro. de electrones en un átomo neutro: Z

Nro. de neutrones + protones: A

Nro. de neutrones: $A-Z$

LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS



[Tabla Periódica digital](#)



A medida que se fueron conociendo los elementos, los químicos fueron designándolos con nombres y asignándoles **símbolos** que permitieran identificarlos. Así en algunos casos se usó la primera letra de su nombre. Ej: **O** para oxígeno, **N** para nitrógeno o dos letras como **Ni** para níquel, **Mo** para molibdeno. En un principio, se les daba nombre en **latín**, de allí vienen los símbolos de ciertos elementos como sodio (*natrium*), cuyo símbolo es **Na**, hierro (*ferrum*) cuyo símbolo es **Fe**, etc.

También trataron de encontrar un sistema de ordenamiento que les permitiera reflejar las propiedades físicas y químicas y cómo se relacionaban entre sí.

De los muchos intentos realizados, el modelo de clasificación que aún hoy se utiliza (con ciertas modificaciones) fue propuesto por el científico ruso D. Mendeleiev que resultó muy similar al de su colega alemán contemporáneo L. Meyer. En ese momento aún no se conocía la estructura interna del átomo ni se contaba con definiciones precisas como las actuales. Sin embargo, los científicos disponían de valores experimentales aproximados de la "masa" relativa de cada elemento, obtenidos a partir del estudio de sus compuestos. Mendeleiev y Meyer observaron que **ciertas propiedades físicas y químicas se repetían de manera periódica** cuando los elementos se ordenaban según esos valores crecientes de masa. Con esa información organizaron los elementos en una tabla: cada vez que encontraban uno cuyas propiedades eran

semejantes a las de otro ya conocido, lo colocaban debajo, formando columnas (hoy llamadas grupos), mientras mantenían el orden horizontal (períodos). Este enfoque permitió reconocer patrones, prever propiedades y, sorprendentemente, dejar espacios vacíos para elementos que aún no habían sido descubiertos. Más adelante, con el avance del conocimiento sobre la estructura atómica, se comprendió que esa repetición periódica de propiedades no dependía realmente de la masa, sino del número atómico (Z) —la cantidad de protones del núcleo—, lo que dio origen a la Tabla Periódica Moderna.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Legend:

- metálicos alcalinos
- alcalinotérreos
- metales
- metales de transición
- lantánidos
- metaloideos
- no metales
- halógenos
- gases nobles
- actínidos

La posición de cada elemento en la Tabla Periódica revela sus características...¿por qué?

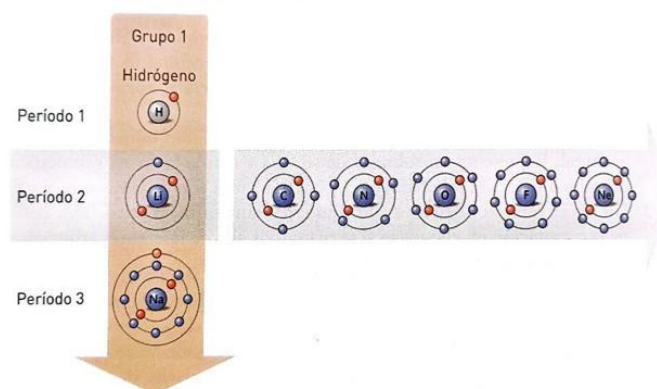
Porque está todo muy organizado...los elementos de la Tabla Periódica se organizan en filas horizontales, llamadas **períodos**, y en columnas verticales, llamadas **grupos** (Figura 5).

Los **períodos** (del 1 al 7) indican cuántos orbitales o niveles de energía tiene un átomo. Así, todos los elementos del período 1 tienen un orbital, los del período 2 tienen dos orbitales, y así sucesivamente. En cada período, los elementos se ordenan de izquierda a derecha según aumenta el número atómico (Z), es decir, la cantidad de protones que tiene cada átomo. Si el

átomo es neutro, también aumentará la cantidad de electrones. Al avanzar a lo largo de un período, se van ocupando los electrones del último orbital disponible. Cuando ese orbital se completa, el período termina y comienza el siguiente. Por ejemplo, el hidrógeno (H) es el primer elemento y posee un solo electrón en el primer orbital. Al completar ese primer orbital con 2 electrones, aparece el helio (He), que es el primer gas noble, y con él finaliza el período 1.

Los **grupos** (columnas), en cambio, reúnen elementos que tienen el mismo número de electrones en su último orbital. Ello hace que todos los elementos en un mismo grupo tengan propiedades químicas similares. Además, ese número de electrones del último orbital se relaciona con la “valencia” (concepto que retomaremos en las unidades siguientes) y que representa la capacidad de combinación de entre átomos. Los grupos pueden nombrarse con números (a veces en números romanos) y letras, y muchos de ellos poseen nombres propios asociados a sus propiedades características.

Figura 5



Al observar la Tabla Periódica, verás que los grupos indicados con la **letra A** incluyen a los llamados **Elementos representativos**: IA, IIA y IIIA (metales), grupos IVA a VIIA (no metales) y VIIIA (gases nobles). Ej.: los del **grupo IA** son los **metales alcalinos**, los del **grupo IIA** son los **metales alcalinotérreos**, los del **grupo VIIA** son los **halógenos**, los del **grupo VIIIA** son los **gases nobles**. Al avanzar en las filas (períodos) se va produciendo un cambio gradual de propiedades químicas y físicas de metales a no metales. Entre los elementos de los grupos IIA y IIIA hay una serie de columnas que representan a los **elementos de transición** (llamados metaloides, **grupo B**). Fuera de la Tabla se encuentran los llamados **elementos de Transición Interna**.

La Tabla Periódica

The diagram shows the periodic table with various groups highlighted and labeled:

- Metales Alcalinos:** Group 1A (Hydrogen, Lithium, Sodium, Potassium, Rubidium, Cesium, Francium).
- Alcalinoterreos:** Group 2A (Beryllium, Magnesium, Calcium, Strontium, Barium, Radium).
- Halogenos:** Group 17A (Fluorine, Chlorine, Bromine, Iodine, Astatine).
- Gases Nobles:** Group 18A (Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon, Radon).
- Grupo Principal:** Groups 13A through 18A.
- Metales de transición:** Groups 3B through 10B.
- Lantánidos y Actínidos:** The bottom two rows of the table.

Como dijimos anteriormente, en este espacio no tendremos que estudiar todos los elementos de la Tabla, ya que los seres vivos sólo están formados por unos cuantos elementos, conocidos como bioelementos, destacados en la siguiente imagen.

BIOELEMENTOS EN LA TABLA PERIÓDICA

The table highlights bioelements as follows:

- Los elementos marcados en color rojo (bioelementos principales) constituyen algo más del 97% de la materia viva.** (Red elements: H, C, N, O, P, S)
- Los elementos marcados en color verde (bioelementos secundarios) forman alrededor del 2,5% de la materia viva.** (Green elements: B, Li, Be, Na, Mg, 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, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac)
- Los elementos marcados en color naranja, llamados oligoelementos, representan algo menos del 0,5% de la materia prima.** (Orange elements: B, C, N, O, P, S)

Vemos que predominan los **elementos representativos** y, en menor proporción, algunos **elementos de transición** o **metaloides**. Los bioelementos principales (en rojo) como C (carbono), N (nitrógeno), O (oxígeno), H (hidrógeno), P (fósforo), S (azufre) forman parte de las moléculas

biológicas esenciales —como proteínas, lípidos, carbohidratos y ácidos nucleicos—. Otros bioelementos participan en procesos vitales como la respiración celular, la contracción muscular, la transmisión nerviosa y el equilibrio ácido-base.

Además, muchos de estos elementos también se utilizan para elaborar productos de interés veterinario, tales como suplementos minerales (Ca (calcio), P (fósforo), Mg (magnesio), Zn (zinc)), desinfectantes (Cl (cloro), I (yodo)), medicamentos (Fe (hierro) para anemia), soluciones electrolíticas (Na (sodio), K (potasio), Cl (cloro)) y formulaciones nutricionales para distintas especies animales.

Comprender sus propiedades y su comportamiento químico es fundamental para interpretar su estructura y función.

ALGUNAS PROPIEDADES PERIÓDICAS

Para comprender el comportamiento de los elementos no basta con conocer su ubicación en la Tabla Periódica: también es necesario entender cómo interactúan con otros átomos. La mayoría de los átomos no se encuentran aislados, sino formando moléculas, y esas interacciones (uniones químicas) ocurren a través de sus electrones, especialmente aquellos del último nivel energético. Estas interacciones dependen de ciertas propiedades periódicas, estrechamente relacionadas con la estructura electrónica y con la posición del elemento en la tabla.

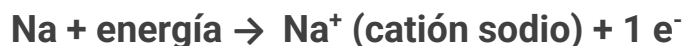
Entre estas propiedades se destacan la **energía de ionización**, la **electronegatividad** y la **afinidad electrónica**, fundamentales porque permiten anticipar la tendencia de un átomo a ceder, ganar o compartir electrones, la fuerza con la que establece enlaces y la manera en que se organiza para formar moléculas estables.

Antes de profundizar en estas propiedades, es importante recordar algunos **conceptos básicos**: los protones poseen carga positiva (p^+), los electrones carga negativa (e^-), y en un átomo eléctricamente neutro ambas cargas se encuentran en igual cantidad ($p^+ = e^-$). Estos principios son esenciales porque las propiedades periódicas que analizaremos describen precisamente cómo los átomos ponen en juego sus electrones durante sus interacciones químicas.

Energía de ionización

Para separar un electrón de un átomo es necesario entregar energía a ese átomo, y esa energía se conoce como energía de ionización. Cuando **un átomo neutro pierde un electrón** se

transforma en una partícula con **carga positiva** ($p+ > e-$). Las partículas con carga reciben el nombre de iones, y si tienen carga positiva se denominan **cationes**.



Los **metales** (principalmente grupo IA y IIA) son los elementos que tienden a formar iones positivos por eso se dice que son elementos electropositivos (ceden electrones con facilidad y adquieren carga positiva).

Afinidad electrónica

Es la energía liberada cuando **un átomo neutro acepta un electrón** y se transforma en un ion con carga negativa (anión) ($p+ < e-$)



Los no metales son los elementos con mayor tendencia a tomar electrones y transformarse en aniones.

Electronegatividad

Es la capacidad relativa de un átomo de atraer hacia sí **los electrones** que **lo une** a otro átomo. Esta propiedad solo se define para átomos que están unidos mediante un químico — conceptos que se desarrollará más adelante— y permite comparar qué tan fuerte ejerce cada átomo esa atracción dentro de una unión química.

La electronegatividad es una propiedad que crece dentro del período de izquierda a derecha y dentro de los grupos de abajo hacia arriba. Por ello, los elementos **más electronegativos** se ubican arriba y a la derecha en la Tabla Periódica (exceptuando al grupo de los gases nobles, que no suelen participar de enlaces químicos). Entre los **no metales, el F (flúor) es el elemento más electronegativo** y le siguen en orden el O (oxígeno), y el N (nitrógeno).

Los metales (principalmente los de los grupos IA y IIA) son elementos que tienden a perder electrones con facilidad y, por lo tanto, a formar iones positivos. En este contexto, se los considera **electropositivos**, ya que presentan baja electronegatividad y muestran una marcada tendencia a ceder electrones en lugar de atraerlos.

VALENCIA Y NÚMERO DE OXIDACIÓN

Como se describió previamente, los átomos raramente se encuentran aislados: tienden a interactuar entre sí intercambiando o compartiendo electrones, especialmente aquellos electrones que se encuentran en el último nivel energético. También describimos ciertas propiedades (energía de ionización, electronegatividad y afinidad electrónica) que determinan la tendencia de un átomo a ceder, captar o compartir electrones y formar moléculas estables. En este contexto, resulta necesario avanzar ahora hacia dos conceptos estrechamente vinculados con estas interacciones: la **valencia** y el **número de oxidación**.

La **valencia** de un elemento indica el número de electrones del mismo que participan en una unión química, conocidos como “electrones de valencia”

El **número de oxidación** es numéricamente igual a la valencia, pero acompañado de un signo positivo (+) ó negativo (-). Tendrá signo negativo (-) si el elemento tiene mayor electronegatividad que aquél al que se encuentra unido, y signo (+) si su electronegatividad es menor.

En los **elementos representativos**, la valencia suele coincidir con el número de grupo.

- En el grupo IA, el Li (litio), Na (sodio) y K (potasio) tienen valencia 1. En estas uniones químicas, estos elementos pierden un electrón, por lo que su número de oxidación más común es +1.
- En el grupo IIA, el Ca (calcio) y el Ba (bario) presentan valencia 2. Estos elementos ceden dos electrones, por lo que su número de oxidación habitual es +2.
- El Al (aluminio), del grupo IIIA, actúa típicamente con valencia 3. Cede tres electrones, por lo que su número de oxidación característico es +3.

Estos elementos —todos metales— utilizan **todos los electrones de su última capa** para formar uniones químicas y suelen actuar con una única valencia y al ser su electronegatividad menor, sus números de oxidación son positivos (tienden a ceder electrones).

En cambio, los elementos de los grupos IV, V, VI y VII (**no metales**) **pueden participar en uniones químicas utilizando todos o sólo algunos electrones del último nivel**. En estos casos el número de grupo sólo representa **una** de las valencias posibles. Por ejemplo:

- el C (carbono) que pertenece al grupo IV puede actuar con valencia 2 o con valencia 4,
- en el grupo V las valencias más conocidas del N (nitrógeno) y el P (fósforo) son las valencias 3 y 5.

- en el grupo VI, el O (oxígeno) actúa normalmente con valencia 2 pero el S (azufre) lo hace con valencias 2, 4 y 6,
- en el grupo VII, el F (flúor) sólo actúa con valencia 1 pero los demás elementos: Cl (cloro), I (yodo) y Br (bromo) lo hacen con valencias 1, 3, 5 y 7.

En cuanto al **número de oxidación**, este puede ser **positivo o negativo**, y depende del tipo de átomo con el que se combine y de la **diferencia de electronegatividad** entre ellos. Esto significa que, al formar una unión química, un elemento puede comportarse como más atractivo o menos atractivo para los electrones, lo que determina si “aparece” con un número de oxidación positivo (cuando cede electrones) o negativo (cuando los capta).

Para los **elementos del grupo B** o elementos de transición (metaloides) los **electrones de valencia pertenecen tanto a la última como a la penúltima capa**. Así, Fe (hierro), Co (cobalto) y Ni (níquel) (grupo VIII B) actúan con valencias 2 y 3. Cu (cobre) y Hg (mercurio) (grupo IB) con valencias 1 y 2. El Mn (manganeso) (grupo VIIB) lo hace con valencias 2, 3, 4, 6 y 7. Con las valencias menores, hasta 3, los metaloides se comportan como metales y con valencias de 4 o más se comportan como no metales.

El grupo VIIIA (**gases nobles**) que tiene 8 electrones en su última capa, a excepción del He que sólo tiene 2, son muy inertes químicamente, casi no presentan reacciones químicas y ello se atribuye a que esa configuración los hace muy estables.

A modo de resumen de lo que hemos analizado hasta el momento, te mostramos en la Tabla 2: los símbolos de los elementos biológicamente más importantes, sus valencias y números de oxidación más comunes y los grupos de la Tabla Periódica en los cuales están organizados. En general, verás que los metales siempre actúan con número de oxidación positivo (ceden electrones) mientras en el caso de algunos no metales se dan ambas posibilidades (según a qué elemento se unan).

Tabla 2: Bioelementos y otros de la Tabla Periódica.

Grupo	Elementos Representativos	Símbolo	Valencia	Nro. Oxidación
Metales				
I A	Hidrógeno	H	1	+1 (-1)
	Sodio, Litio, Potasio	Na, Li, K	1	+1
II A	Calcio, Magnesio	Ca, Mg	2	+2
III A	Aluminio	Al	3	+3
No metales				
IV A	Carbono	C	2, 4	+2, +4
V A	Nitrógeno, Fósforo	N, P	3, 5	-3, +3, +5
VI A	Oxígeno	O	2, 1 (menos frecuente)	-2, -1
	Azufre	S	2, 4, 6	-2, +4, +6
VII A	Flúor,	F	1	-1
	Cloro, Bromo, Iodo	Cl, Br, I	1, 3, 5, 7	-1, +1, +3, +5, +7
Grupo	Elementos de Transición	Símbolo	Valencia	Nro. Oxidación
I B	Cobre	Cu	1, 2	+1, +2
II B	Zinc	Zn	2	+2
VI B	Cromo	Cr	2, 3, 6	+2, +3, +6
VII B	Manganeso	Mn	2, 3, 4, 6, 7	+2, +3
VIII B	Hierro, cobalto	Fe, Co	2, 3	+2, +3

MAGNITUDES QUÍMICAS FUNDAMENTALES: PESO ATÓMICO, PESO MOLECULAR Y MOL

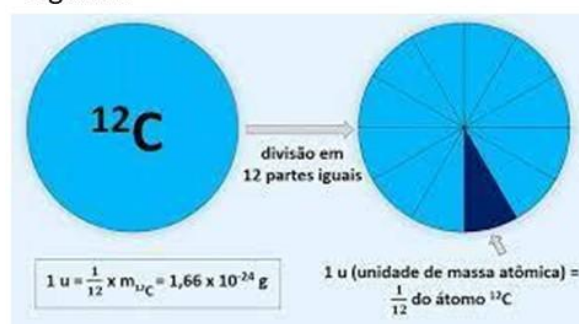
En química, comprender cómo se cuantifica la materia es fundamental para poder describir, comparar y predecir fenómenos. Para ello, trabajamos con una serie de conceptos estrechamente relacionados: **peso atómico**, **peso molecular (y sus equivalentes expresados en gramos)** y el **mol**. Ello nos permite pasar del mundo microscópico de los átomos y moléculas al mundo macroscópico. A continuación, exploraremos estos conceptos esenciales, analizaremos cómo se definen y se relacionan entre sí, y veremos por qué resultan herramientas indispensables en el ámbito de las ciencias biológicas.

PESO ATÓMICO

En base a la capacidad de las sustancias de combinarse entre sí los científicos han podido determinar los **pesos atómicos relativos (PA)**: es decir cuánto más pesado es un átomo con respecto a una unidad de referencia.

Así como para medir una longitud usamos una unidad de referencia que es el metro (m), o para medir un volumen usamos una unidad de referencia que es el litro (L), para estimar el peso atómico relativo se usa una unidad de referencia arbitraria que tiene el nombre de **unidad de masa atómica (u.m.a)**. Desde 1961 la u.m.a se definió como el equivalente a la **doceava parte (1/12) de la masa del átomo de C (carbono) de número másico (A) 12** (Figura 6).

Figura 6



Así, decimos que el C (carbono) tiene un PA:12 ya que tiene 12 u.m.a, H (hidrógeno) tiene PA:1 porque tiene la misma masa que una u.m.a y el O (oxígeno) tiene PA: 16 porque es 16 veces más pesado que la u.m.a. **El peso atómico relativo es una relación (cociente) entre dos masas, aunque sean imaginarias y por lo tanto no tiene unidades.**

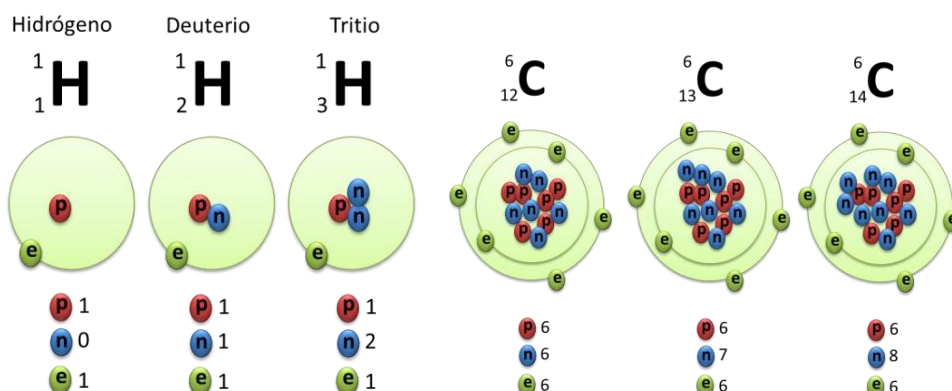
De acuerdo a lo descrito anteriormente, de las partículas subatómicas, el protón y el neutrón tienen masa apreciable, aproximadamente 1 u.m.a cada uno de ellos. En cambio, la masa de 1 electrón es extremadamente pequeña, aproximadamente 1/1837 veces el valor de una u.m.a, de modo que ni juntando los 112 electrones que tiene el elemento más pesado conocido se llega a tener 1 u.m.a.

Antes de continuar avanzando, es necesario considerar que no todos los átomos de un

mismo elemento son exactamente iguales. Aunque todos los átomos de un mismo elemento contienen la misma cantidad de protones que de electrones, pero pueden diferir en el número de neutrones. Estas variantes naturales dentro de un mismo elemento reciben el nombre de **isótopos**, los cuales también difieren en sus PA.



Ej: isótopos del hidrógeno y del carbono



El tritio (^3H) y el carbono 14 (^{14}C) son radiactivos y muy utilizados en ciencias químicas y biológicas. El tritio es muy útil como trazador en estudios bioquímicos, mientras que el carbono-14 es ampliamente utilizado para la datación de restos biológicos. La distinta proporción en que estos isótopos se encuentran en forma natural hace que los valores de los PA que figuran en la Tabla Periódica no sean números enteros: por ejemplo, el C: 12,011 (la fracción adicional representa la proporción en los dos isótopos más pesados se encuentran en la naturaleza C de número de masa 13 y carbono de número de masa 14).

Comprendido el concepto de peso atómico, podemos avanzar ahora hacia el **Peso Molecular**, que nos permitirá expresar la masa de las moléculas formadas por la unión de dos o más átomos.

PESO MOLECULAR

Podemos definir también el **peso molecular relativo de una molécula (PM)**, que indicaría cuántas veces más pesada es la molécula respecto a la u.m.a. Se calcula por la suma algebraica de los pesos atómicos relativos de todos los átomos que la constituyen.



Ejemplos:

- Oxígeno molecular: O_2 tiene **PM 32** porque cada átomo de **O pesa 16** ($16 \times 2 = 32$)
- Agua: H_2O tiene **PM 18** porque cada **H** tiene un **PA 1** y cada **O** un **peso atómico 16** ($1 \times 2 + 16 = 18$)
- Glucosa: $C_6H_{12}O_6$ tiene **PM 180** que se puede calcular de la siguiente manera (6×12) + (12×1) + (6×16) = 180

PESO ATÓMICO GRAMO, MOL, PESO MOLECULAR GRAMO, PESO IÓN GRAMO

En el laboratorio, trabajamos normalmente con cantidades de materia enormemente mayores que un átomo o una molécula, pesamos cantidades de sustancias que contienen un número gigantesco de átomos o moléculas.

El **peso atómico-gramo** es el peso en gramos que es numéricamente igual al peso atómico (masa) del elemento

Ahora planteamos la siguiente pregunta... **¿Cuántos átomos de un elemento debe haber en una balanza para obtener un peso en gramos que sea numéricamente igual a su PA?**

Hay que tener 602.200.000.000.000.000.000 átomos ($6,022 \times 10^{23}$) átomos.

Cualquiera sea el elemento, si tomo esa cantidad de átomos y los coloco en una balanza el peso en gramos (g) que registraré será numéricamente igual al peso atómico. Es decir que $6,022 \times 10^{23}$ átomos de H pesan un gramo y $6,022 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno pesan 16 g.

Así, como a un conjunto de 10 objetos le llamamos una decena, al de 100 objetos una centena, al de doce una docena, a este conjunto enorme de partículas lo llamamos **mol**.

Un **mol** es un conjunto de $6,022 \times 10^{23}$ partículas (pueden ser átomos, iones, moléculas). El número $6,022 \times 10^{23}$ se llama Número de Avogadro porque fue el científico que lo descubrió.

Con estos datos ya podemos calcular, (sólo por curiosidad ya que no se usa en los cálculos químicos), el peso atómico verdadero de cada elemento expresado en gramos.



Ej. para el oxígeno

$$\begin{array}{rcl}
 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos} & \text{-----} & \text{pesan } 16 \text{ g} \\
 1 \text{ átomo} & \text{-----} & x = \frac{16 \text{ g} \times 1 \text{ átomo}}{(6,022 \times 10^{23}) \text{ átomos}}
 \end{array}$$

$$x = 2,6 \times 10^{-26} \text{ g}$$

Es decir 0,0000000000000000000000000026 g, una cantidad que obviamente una balanza jamás podría pesar.

En relación al concepto de mol... ¿Qué ocurre con las moléculas?

En este caso hablamos de **mol gramo**, pero de una molécula. Si se toma un mol de moléculas por ejemplo de agua, y se coloca en una balanza su peso en gramos será **numéricamente** igual a su peso molecular, y para el agua el valor del mol gramo será 18 g.

Ahora bien, si esto es así para átomos o moléculas neutras (sin carga), surge una nueva pregunta que analizaremos a continuación:

¿Qué ocurre con los iones, que son partículas cargadas? ¿Podemos aplicar el mismo criterio para definir su peso en gramos y su relación con el mol?

Aunque los iones son partículas cargadas, sí podemos aplicar el mismo criterio para relacionar su peso con el mol. La carga del ion (+ o -) no modifica su peso y es equivalente a la suma de los pesos atómicos de los elementos que lo componen, independientemente de la carga que posean.



Resumiendo:

Mol: es un conjunto de $6,022 \times 10^{23}$ partículas que pueden ser átomos, moléculas, iones.

El **peso** de ese conjunto será el **peso átomo-gramo** del elemento (si el conjunto es de átomos), el **molécula-gramo** (si el conjunto es de moléculas) o el **ion-gramo** (si el conjunto es de iones). Así:

- ✓ Un átomo gramo de Na son 23 g de Na
- ✓ Un ion gramo de SO_4^- (sulfato) son 96 g de ion sulfato
- ✓ Una molécula gramo Na_2CO_3 (carbonato de sodio) son $(23 \times 2 + 12 + 16 \times 3) = 106$ gramos de carbonato de sodio

No siempre tengo que pesar 1 mol de sustancia, puedo pesar una cantidad mayor o menor. Vamos con un ejemplo...



Si el mol gramo de agua es 18 g y en una balanza se pesan una determinada cantidad de agua y se tiene 3,6 g ¿cuántos moles de agua están presentes?

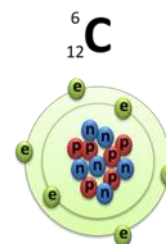
En 18 g -----> 1 mol de agua
 3,6 g -----> x = 0,2 moles



EJERCICIOS DE APLICACIÓN DEL MÓDULO 1

1. El litio (Li) se encuentra en muy pequeñas cantidades en tejidos animales y puede afectar funciones neurológicas y metabólicas cuando se encuentra en niveles elevados.

Dibuja una representación del átomo de litio, cuyo número atómico (Z) es 3 y cuyo número másico (A) es 7. Indica en él los protones, neutrones y electrones ubicados por niveles. Pertenece al grupo IA y al segundo período. Recuerda que en el primer nivel de energía se pueden ubicar solo 2 electrones, pero en los demás hasta 8 electrones. Puedes usar como modelo la representación del átomo de carbono (C).



2. El hierro (Fe) es un constituyente importante de las células vivas, por ejemplo, forma parte de los glóbulos rojos y está involucrado en el transporte de oxígeno en sangre. El Fe presenta un Z: 26 y un A: 56. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee?

3. Si comparamos ion potasio (K^+) (K: Z: 19, A: 39) con argón (Ar) (Ar: Z: 18, A:39) y con ion cloruro Cl^- (Cl: Z: 17, A: 35). A) ¿Cuántos electrones posee cada una de ellos? B) ¿Cuál tiene más neutrones? C) ¿Cuál tiene más protones? D) ¿Cuáles de ellos tendrán carga? ¿De qué signo será esa carga? ¿Cómo se llaman estos átomos con carga? E) En base a tus respuestas en la opción (D). ¿cuál de ellos es un metal y cuál no metal? ¿Por qué?

4. Calcula el Peso Molecular gramo (PM g) o el ion gramo de los siguientes compuestos, para ello busca los PA (pesos atómicos) en la Tabla Periódica.

-anhídrido carbónico (CO_2)

-ácido carbónico (H_2CO_3)

-hidróxido de sodio (NaOH)

-carbonato de sodio (Na_2CO_3)

-bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$)

- ión sodio (Na^+)

- ión calcio (Ca^{++})

- ión sulfato ($SO_4^{=}$)

5. El cloruro de sodio (NaCl) es una sal utilizada para preparar solución fisiológica, ampliamente empleada para hidratación, lavado de heridas, rehidratación oral y preparación de muestras. A) Indica cuántos moles están contenidos en 5,8 g de NaCl. B) Indica cuántos g de cloruro de sodio (NaCl) se deben pesar para tener 0,058 moles de esa sal.

MÓDULO 2: UNIONES Y REACCIONES QUÍMICAS

UNIONES QUÍMICAS

La **condición necesaria para que los átomos se unan** y el conjunto resultante se mantenga es que el grupo de átomos unidos **sea más estable** que los átomos por separado. Se llama **enlace químico o unión química** al conjunto de fuerzas que mantienen unidos a los átomos, iones o moléculas.

La capacidad que tiene un átomo para combinarse con otro, y que el conjunto adquiera una estructura estable, **está dada por la cantidad de electrones que el átomo es capaz de captar, ceder o compartir (su valencia)**. Para que se produzca un enlace químico es necesario que interactúen ambos átomos y esto ocurre a través del contacto los electrones de los niveles más externos (más altos de energía) que, como ya hemos mencionado, se conocen como **electrones de valencia**.

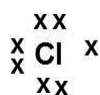
Los **gases nobles** o gases inertes son los únicos elementos cuyos átomos se encuentran en la naturaleza de manera aislada. En base a este modelo de interacción y a la gran estabilidad química observada en los gases nobles, que poseen 8 electrones de valencia (a excepción del helio que es muy estable con sólo dos electrones) G. Lewis y W. Kossel propusieron en 1916 la **Teoría del octeto**.

Podríamos enunciarla así: “todos los átomos tienden a conseguir la estructura del gas noble más cercano a ellos en la Tabla Periódica y con ello adquieren su máxima estabilidad. Por ello se unen entre sí con el objeto de lograr que todos los átomos que participan en la unión tengan su capa electrónica externa completa”.

Para ejemplificar este modelo se usan los llamados símbolos de Lewis con los que se representan los electrones de la última capa con puntos o cruces rodeando al símbolo del elemento.



Ej. Cl que pertenece al Grupo VII y tiene 7 electrones de valencia se representaría como:



TIPOS DE UNIONES QUÍMICAS

UNIÓN IÓNICA

La **unión iónica (o enlace iónico)** se forma cuando se produce una **transferencia de uno o más electrones** desde un átomo que tiene tendencia a ceder electrones (**elemento electropositivo**) a otro que tiene mucha tendencia a ganarlos (**elemento electronegativo**). Como consecuencia, el átomo electropositivo se transforma en un catión y el electronegativo se transforma en un anión que se mantienen unidos por la **atracción electrostática** que se da entre partículas de carga opuesta.



[El enlace iónico](#)

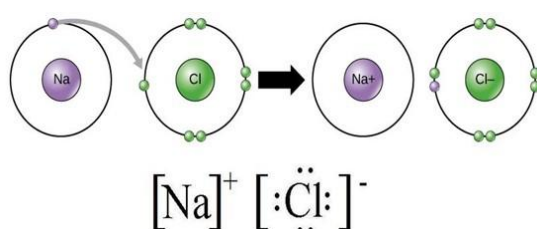


El átomo electropositivo es en general un metal que al perder electrones forma un catión Ej: Na^+ , Ca^{++} , Fe^{3+} (catión sodio, catión calcio y catión férrico respectivamente), mientras los no metales (electronegativos) tienden a captar esos electrones y formar iones negativos o aniones Cl^- (anión cloruro), S^- (anión sulfuro), O^- (anión óxido), etc.

Los compuestos iónicos formados son sólidos a temperatura ambiente, forman redes cristalinas con altos puntos de fusión y ebullición. Son en general muy solubles en agua y otros solventes que sean iónicos o presenten algo de carga en su estructura (solventes polares). En estado sólido no son buenos conductores de la electricidad, pero sí lo son cuando se disuelven en agua.



Ej. La sal común o NaCl (cloruro de sodio). En medicina veterinaria, el NaCl es fundamental para preparar **solución fisiológica**, una mezcla de sal y agua que se utiliza para hidratación, lavado de heridas, dilución de medicamentos y múltiples procedimientos clínicos. El **Na** es un **metal, electropositivo** que tiene tendencia a **ceder electrones y convertirse en catión sodio Na^+** con lo cual su configuración electrónica se hace igual a la del gas noble neón (que es el más próximo en la Tabla), pero lo que no se altera es el número de protones del núcleo (y por eso aparece la carga positiva). El **cloro (no metal)** tiene 7 electrones de valencia y avidez por **captar el electrón** que el sodio libera para adquirir la configuración del gas noble más próximo que es el argón.



Pero al tener más electrones en su capa externa y el mismo número de protones en el núcleo el ion será negativo. Ambos iones, de carga opuesta, se mantienen unidos por atracción electrostática.



Otro ejemplo es el de los óxidos: El óxido de magnesio (MgO) es un aditivo nutricional suministrado a rumiantes, aves y cerdos. El Magnesio (Mg) facilita la digestión de celulosa, ayuda al metabolismo de carbohidratos y promueve la movilización de fósforo, calcio y proteínas. El Mg es un **metal electropositivo** que tiende a ceder sus **dos electrones** para alcanzar la configuración electrónica del gas noble más próximo con lo cual adquiere **dos cargas positivas**. Mientras tanto el oxígeno que pertenecen al grupo VIA y posee 6 electrones de valencia tiende a captar los **dos electrones** que cede el Mg para adquirir su octeto (y la configuración electrónica del gas noble más próximo que es el neón), pero al tener dos electrones más sin haber afectado el número de protones del núcleo adquiere carga negativa (**dos cargas negativas**) y se transforma en



ion óxido. Ambos iones se mantienen unidos por atracción electrostática.

UNIÓN COVALENTE

La **unión covalente (o enlace covalente)** se forma cuando los elementos no son ni fuertemente electronegativos ni fuertemente electropositivos, por lo cual tienden a reaccionar entre sí **compartiendo** electrones (uno o más pares) dando lugar a **enlaces covalentes simples, dobles o triples según se compartan uno, dos o tres pares de electrones**. Las moléculas formadas por este tipo enlace son estables, no ionizables, no conducen la electricidad, su punto de fusión y de ebullición dependen de las fuerzas de atracción de las moléculas. Son líquidos, gases o sólidos de bajos puntos de fusión.





[El enlace covalente](#)



En la Tabla 3 puedes observar ejemplos de moléculas que presentan enlaces covalentes simples, dobles y triples. Varios de los gases presentes en la atmósfera son moléculas **diatómicas** (dos átomos) y **homoatómicas** (ambos del mismo elemento). Por ejemplo, el hidrógeno molecular (H_2) —presente en cantidades muy pequeñas en el aire— posee un **enlace covalente simple**. El oxígeno molecular (O_2), que constituye aproximadamente el 21% del aire, presenta un **enlace covalente doble**. Finalmente, el nitrógeno molecular (N_2), que representa alrededor del 78% de los gases atmosféricos, está formado por un **enlace covalente triple**.

Tabla 3: Ejemplos de moléculas homo atómicas presentando simples,

dobles o triples enlaces covalentes

Formula Molecular	Estructura de Lewis	Formula desarrollada	Tipo de enlace
H ₂	H • • H	H - H	Enlace covalente simple
O ₂		O = O	Enlace covalente doble
N ₂		N ≡ N	Enlace covalente triple

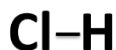
TIPOS DE ENLACES COVALENTES

Como dijimos previamente, los enlaces covalentes pueden ser simples, dobles o triples, sin embargo, el modo de “compartir” electrones no siempre ocurre de la misma manera. Dependiendo de cómo se aporten esos electrones y de la diferencia de electronegatividad entre los átomos involucrados, los enlaces covalentes pueden clasificarse en diferentes tipos. Entre ellos, encontramos los enlaces **covalentes puros** —donde ambos átomos contribuyen por igual— y los **enlaces dativos o coordinados**, en los cuales uno de los átomos aporta el par electrónico completo para formar el enlace.

Puro: cada uno de los átomos provee uno de los electrones que formarán el par de unión que será compartido.



Ej: cloruro de hidrógeno (ClH_(g)), es un compuesto gaseoso fundamental, que sirve como materia prima para innumerables procesos que van desde la fabricación de objetos cotidianos (plásticos, cueros) hasta aplicaciones en la agricultura, alimentos y la producción de otros químicos esenciales. En su fórmula molecular tanto el Cl (cloro) como el H (hidrógeno) aportan 1 electrón a compartir.



Dativo: los electrones que forman el par compartido son aportados por uno solo de los átomos.



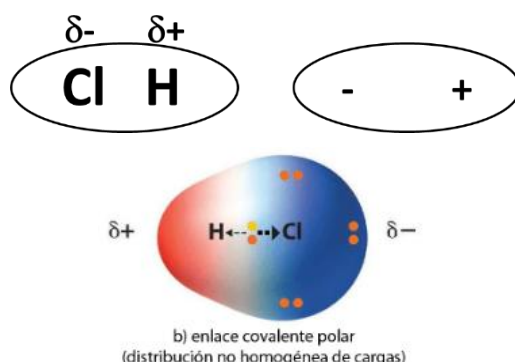
Ej: Dióxido de azufre (SO_2) es un compuesto gaseoso que se utiliza principalmente como agente conservante, antimicrobiano y antioxidante, sobre todo en la industria alimentaria. En el SO_2 : un átomo de oxígeno (O) está unido por unión covalente pura doble al átomo de azufre (S) pero el otro átomo de oxígeno está unido por unión covalente dativa. La flecha va del átomo dador al aceptor.



POLARIDAD DE LOS ENLACES COVALENTES

Una vez comprendido qué es un enlace covalente y cómo los átomos pueden unirse compartiendo electrones para formar moléculas, surge una cuestión central: **¿ese par de electrones compartido se distribuye de manera equitativa entre los átomos?** La respuesta depende directamente de la electronegatividad, una propiedad que ya analizamos y que indica la capacidad de un átomo para atraer electrones hacia sí.

Cuando se unen dos elementos con **muy diferente electronegatividad**, el **más electronegativo** atrae así el par electrónico de unión, la molécula se **deforma** y tiene una zona “**más rica**” en electrones (de mayor **densidad de carga negativa**: δ^-) y otras más pobre en electrones con **densidad de carga positiva** (δ^+), formando un dipolo, como se muestra en la siguiente imagen.

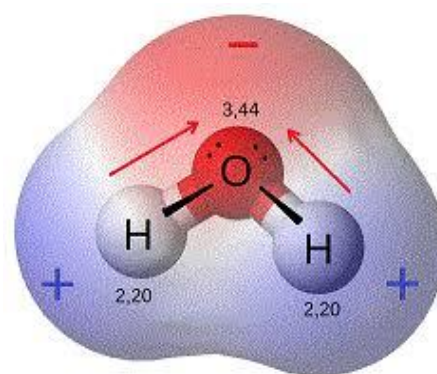


Este fenómeno se llama **polaridad del enlace covalente**, y es fundamental porque determina muchas características de las moléculas: su solubilidad, sus interacciones biológicas, su comportamiento en el agua, y hasta su función en procesos fisiológicos.

Es de resaltar que la polaridad de una molécula como conjunto depende también de la disposición en el espacio de sus átomos constituyentes. Así, en el CO_2 $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ cada enlace $\text{C}=\text{O}$ es polar pero la molécula en su conjunto es no polar por su disposición lineal (la fuerza con la que el átomo de O de la izquierda atrae hacia sí los electrones de unión es exactamente compensada por la fuerza con la que el átomo de oxígeno de la derecha atrae el par de unión al C). Si los dos átomos son iguales (Ej. O_2 , N_2) la unión es no polar. Este fenómeno también se da cuando se unen elementos que difieren poco en electronegatividad como C e H.

EL AGUA COMO EJEMPLO DE MOLÉCULA POLAR

El agua (H_2O) es un ejemplo clásico de una molécula polar. Su átomo de oxígeno es significativamente más electronegativo que los átomos de hidrógeno, por lo que atrae con mayor fuerza a los electrones compartidos. Esto genera un dipolo, donde el oxígeno queda con una ligera carga negativa (δ^-) y los hidrógenos con ligera carga positiva (δ^+). Además, su geometría angular refuerza esta separación de cargas. La polaridad del agua explica muchas de sus propiedades esenciales: su capacidad para disolver sustancias iónicas y polares, su alto punto de ebullición para una molécula tan pequeña y su rol central como solvente biológico en todos los organismos vivos.



REACCIONES QUÍMICAS

En los seres vivos y en la naturaleza se producen miles de **reacciones químicas**. Para que ocurra una reacción química es necesario que aparezcan sustancias diferentes (que llamamos **productos**) de aquellas de las que se partió a las que llamamos **reactivos** o sustancias reaccionantes.

La representación de estas reacciones se hace a través de **ecuaciones químicas** donde se escriben los reactivos separándolos de los productos con una flecha que indica el sentido en que se produce la reacción.



[Reacciones químicas](#)



Reacciones irreversibles, ocurren en un solo sentido.

A \longrightarrow B la sustancia A se transforma en B

A \longleftarrow B la sustancia B se transforma en A

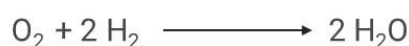
Reacción reversible

A \longleftrightarrow B la sustancia A se transforma en B pero B simultáneamente se transforma en A

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Podemos encontrar **distintos tipos** de reacciones químicas:

a) Reacciones de síntesis: dos o más reactivos se combinan entre sí para formar una sustancia más compleja, por ejemplo, formación de agua (H_2O) metabólica durante la respiración celular. El H se combina con O para formar agua.



b) Reacciones de descomposición: una sustancia se descompone en productos más sencillos. Por ejemplo, descomposición del peróxido de hidrógeno (H_2O_2) a agua y oxígeno (O_2), proceso clave en defensa celular.



c) Reacciones de sustitución: uno o más átomos de un compuesto son reemplazados por otros. Como ejemplo podemos citar a los procesos de neutralización entre un ácido y una base, donde un ion reemplaza a otro. En el ejemplo, el ácido clorhídrico (HCl) se combina con hidróxido de sodio (NaOH) para dar cloruro de sodio (NaCl). El H del ácido fue reemplazado por el metal (Na, sodio) del hidróxido



Procesos análogos ocurren en el estómago de los animales, donde el HCl gástrico puede ser neutralizado por sustancias administradas como antiácidos veterinarios, en los cuales un catión (como Ca^{2+} (calcio) o Mg^{2+} (magnesio) presentes en carbonatos o hidróxidos) reemplaza al ion H^+ (protón) disminuyendo la acidez.

d) Reacciones de precipitación: ocurren cuando en un medio líquido reaccionan dos sustancias solubles y uno de los productos que resulta poco soluble en ese líquido aparece como cristales, un sólido que se deposita en el fondo. Un ejemplo es la reacción del hidróxido de calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) con el ácido fosfórico (H_3PO_4) que da origen a la formación de una sal insoluble llamada fosfato de calcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$). Se dice que esta sal precipita.



En el organismo animal, durante los procesos de mineralización ósea, esta reacción, presente en fluidos biológicos, permite la formación del fosfato de calcio sólido, principal componente mineral de los huesos y dientes.

e) Reacciones de óxido reducción o redox: nos resultan más familiares de lo que creemos: la formación de óxido de hierro rojizo en un trozo de hierro dejado a la intemperie, la aparición de color amarronado en una manzana o una papa cortada en contacto con el oxígeno. La oxidación es el proceso por el cual una especie química pierde electrones (con lo cual aumenta su número de oxidación). La reducción es el proceso inverso. Se da por ganancia de electrones (con disminución del número de oxidación).

Por ejemplo, en la formación de óxido férrico (Fe_2O_3), cuando un objeto de hierro queda expuesto al aire húmedo —es decir, en presencia simultánea de oxígeno (O_2) y agua— comienza un proceso de corrosión. Durante este proceso, el hierro metálico (Fe) reacciona con el oxígeno y se transforma progresivamente en óxidos de hierro, originando la típica capa rojiza conocida como “herrumbre”.



No puede existir reacción de oxidación sin una reducción simultánea. Una reacción redox está constituida por una hemirreacción de oxidación y una hemirreacción de reducción.

La reacción de oxidación del hierro por el oxígeno del aire se puede representar globalmente mediante la siguiente reacción redox. Pero se puede plantear como la suma de dos hemirreacciones,



Hemirreacción de oxidación



Hemirreacción de reducción

En estas reacciones el compuesto que se oxida recibe el nombre de reductor y el compuesto que se reduce recibe el nombre de oxidante.

Las reacciones de óxido-reducción están presentes en muchos procesos biológicos. En sistemas biológicos, las reacciones redox son fundamentales para comprender el metabolismo energético, el estrés oxidativo y los mecanismos de defensa antioxidante. La producción de energía en las mitocondrias, la detoxificación hepática, la respuesta inflamatoria y el daño celular por radicales libres son solo algunos ejemplos donde la transferencia de electrones determina la salud de los animales.



EJERCICIOS DE APLICACIÓN DEL MÓDULO 2

1. Un resumen es un tipo de texto que presenta, de manera breve y organizada, las ideas principales de un escrito más extenso. Su función es sintetizar la información esencial. Por lo general, un buen resumen no supera el 25% de la extensión del texto base. En esta actividad, debes leer el artículo sobre la importancia del agua ([El papel que cumple el agua](#)). Después de la lectura, elabora un resumen donde destagues los conceptos más relevantes.

2. Un cuadro comparativo es un recurso gráfico que organiza información para reconocer de manera rápida las semejanzas y diferencias entre dos o más conceptos. Para construirlo, se recomienda:

- Identificar los elementos a comparar.
- Seleccionar los criterios o parámetros de comparación.
- Determinar las características principales de cada elemento.
- Elaborar afirmaciones claras y relevantes.

En esta consigna deberás realizar un cuadro comparativo que integre los conceptos abordados sobre enlaces iónicos y enlaces covalentes. El cuadro deberá incluir, como mínimo:

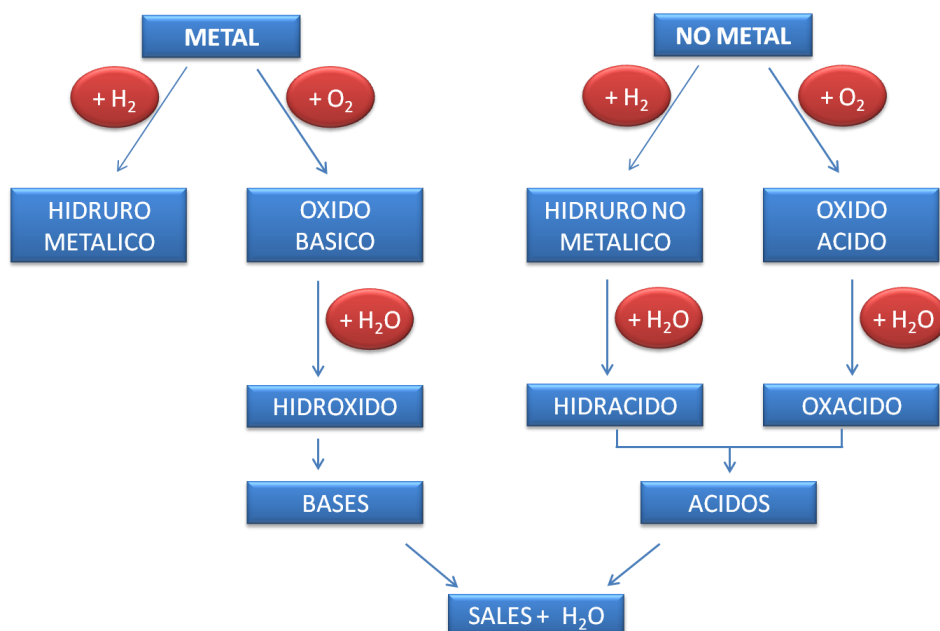
- Modo de formación: transferencia o compartición de electrones.
- Tipo de elementos involucrados: metal y no metal, o solo no metales.
- Propiedades características: solubilidad, estado físico, puntos de fusión, conductividad.
- Ejemplos aplicados al ámbito biológico o veterinario. Puedes buscar información en internet.
- Tipos de enlace covalente: simple, doble, triple; polar y no polar.

3. Un esquema de síntesis es una representación gráfica y organizada que reúne, de manera breve, clara y estructurada, las ideas principales de un tema, texto o conjunto de contenidos. En esta oportunidad debes realizar un esquema de síntesis, donde se representes los conceptos fundamentales vinculados a las reacciones químicas. El esquema debe incluir:

- Reacciones reversibles vs. irreversibles (definición y ejemplos simples).
- Tipos de reacciones químicas, incluyendo algún ejemplo relevante en procesos biológicos o veterinarios. Puedes buscar información en internet.

MÓDULO 3: FORMACIÓN DE COMPUESTOS

Ahora estudiaremos los compuestos químicos que pueden formarse a partir de la combinación de diferentes elementos, cómo se forman y cómo se nombran. La siguiente imagen muestra un esquema de las reacciones generales de formación de compuestos. Las iremos analizando paso a paso.



[Formación de compuestos](#)



Antes de avanzar, es fundamental revisar los conceptos que constituyen la base para comprender cómo se forman los compuestos químicos. Debemos recordar la estructura electrónica de los átomos y su ubicación en la Tabla Periódica —según grupo, período y clasificación como metales o no metales—, así como los símbolos químicos y las propiedades periódicas que ya analizamos: energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad. También es importante mantener presentes la valencia, el número de oxidación y los tipos de uniones químicas, porque todos estos conceptos se integran para explicar cómo y por qué los átomos se combinan para formar compuestos estables.

Repasemos brevemente dos ideas clave: **valencia y número de oxidación**. La **valencia** hace referencia a la cantidad de electrones que se ponen en juego en una unión química. El **número de oxidación** hace referencia a si esos electrones involucrados en la unión química son cedidos o ganados (en una unión iónica) o si los electrones compartidos en una unión covalente son más atraídos hacia uno de los átomos que hacia el otro. **El valor coincide con la valencia, pero el número de oxidación tiene signo negativo si gana los electrones o los atrae más hacia sí, o signo positivo si los cede o si están menos atraídos hacia sí.**

HIDRUROS METÁLICOS: METAL + H₂

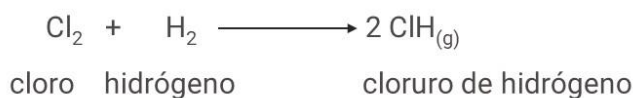


La reacción de metales con hidrógeno forma hidruros metálicos. **Este es el único caso en que veremos al H aceptando electrones y con número de oxidación -1. La valencia de los metales coincide con el grupo al que pertenecen y en el caso de los metaloides con más de una valencia, usan la menor.** La reacción se produce por transferencia de electrones: el metal cede sus electrones y se transforma en un ion positivo (**número de oxidación positiva**), mientras el H capta esos electrones y se transforma en ion hidruro (H⁻). Estos iones se mantienen unidos por atracción electrostática: es una unión **iónica**. La fórmula surge de intercambiar las valencias del metal y el H. Se nombran como **hidruro de (nombre del metal)**.



Ej: LiH hidruro de litio
 CaH₂ hidruro de calcio
 BaH₂ hidruro de bario

HIDRUROS NO METÁLICOS: NO METAL + H₂

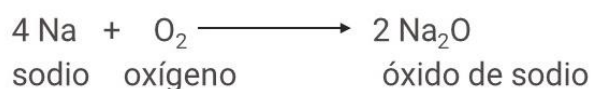


En estos hidruros el número de oxidación del H es +1 y el no metal actúa siempre con su menor valencia. Se llaman hidruros no metálicos. El no metal atrae más hacia sí los electrones que comparte con el H, formando una unión **covalente** polar donde el no metal es más electronegativo que el H. Se nombran con el **sufijo uro después de la raíz del nombre del elemento** y se agrega **de hidrógeno**. Para facilitar el asignar nombres no respetamos aquí el orden de los elementos. El subíndice _(g) nos indica que todos los hidruros no metálicos son gaseosos.



Ej: ClH_(g) cloruro de hidrógeno
 SH_{2(g)} sulfuro de hidrógeno
 NH_{3(g)} nitruro de hidrógeno ó amoníaco (amoníaco es un nombre de fantasía aceptado por la IUPAC)

ÓXIDOS BÁSICOS: METAL + O₂



Los **metales** al reaccionar con **oxígeno** forman **óxidos básicos**, compuestos **iónicos**, porque el metal cede sus electrones adquiriendo carga positiva y el oxígeno toma los electrones transformándose en ion óxido (O²⁻). El **oxígeno tiene valencia 2 y actúa con número de oxidación -2**. Los **metales** actúan con **número de oxidación positivo**.



Ej. Li₂O óxido de litio

CaO óxido de calcio

Al₂O₃ óxido de aluminio

Para los elementos de los grupos I, II y III, el nombre es **óxido de (nombre del metal)**. Para los **metaloides**, que tienen más de una valencia se usan las terminaciones **oso/ico**. Ej. para el Fe que tiene valencias 2 y 3, al óxido que se forma con la menor valencia se lo nombra con el sufijo oso (óxido ferroso u óxido de hierro II) y con la terminación ico para la mayor valencia (óxido férrico u óxido de hierro III).



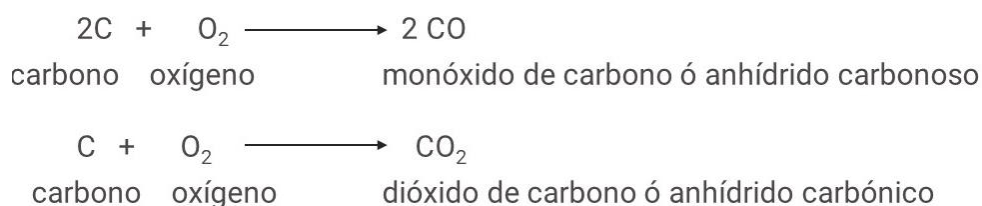
FeO óxido ferroso

Fe₂O₃ óxido férrico

ÓXIDOS ÁCIDOS Ó ANHÍDRIDOS: NO METAL + O₂

Los **no metales** forman **óxidos ácidos ó anhídridos** al reaccionar con **oxígeno** y debido a la similar electronegatividad entre no metales y el oxígeno se forman uniones **covalentes**. En estos compuestos, el oxígeno siempre actúa con número de oxidación -2.

Como los no metales poseen más de una valencia se pueden formar varios anhídridos. Por ejemplo, el C (carbono) tiene 2 valencias: 2 y 4; por lo que puede formar dos óxidos ácidos:



El N, forma con valencia 3 anhídrido nitroso (u óxido ácido nitroso) N₂O₃, y con valencia 5

anhídrido nítrico (u óxido ácido nítrico) N_2O_5 . Esta nomenclatura es la más comúnmente usada, aunque está vigente la de la IUPAC: trióxido de dinitrógeno y pentóxido de dinitrógeno respectivamente.

En el caso de los elementos del grupo VII (Cl, Br, I), que pueden actuar con 4 valencias (1, 3, 5 y 7) la nomenclatura usa prefijos y/o sufijos para diferenciarlos.



Ej:

Cl_2O anhídrido *hipocloroso*

Cl_2O_3 anhídrido *cloroso*

Cl_2O_5 anhídrido *clórico*

Cl_2O_7 anhídrido *perclórico*

Peróxidos: tanto metales como no metales forman peróxidos (tienen un átomo de O más que los óxidos. El número de oxidación del oxígeno es -1).



Ej. H_2O_2 (peróxido de hidrógeno o agua oxigenada) o el peróxido de sodio (Na_2O_2). En el peróxido de hidrógeno, los enlaces O-H y O-O son covalentes, haciéndolo un compuesto covalente. Pero tienen carácter iónico cuando se combinan con metales como el peróxido de sodio donde el ion peróxido tiene una carga -2.

En estos casos no se pueden simplificar los subíndices como se hace normalmente cuando son múltiplos uno de otro, porque representan la fórmula mínima de estos compuestos.

HIDRÁCIDOS: HIDRUROS NO METÁLICOS + H_2O

Si los hidruros no metálicos se hacen burbujear en agua, adquieren propiedades distintas, el agua logra separar los iones y se forman los hidrácidos (ácidos que no contienen O). Así pasan de una unión covalente a una unión **iónica**.



Así, el cloruro de hidrógeno $\text{HCl}_{(\text{g})}$ se transforma en el ácido clorhídrico $\text{HCl}_{(\text{ac})}$, el sulfuro de hidrógeno $\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$ en el ácido sulfhídrico $\text{H}_2\text{S}_{(\text{ac})}$ (ac en el subíndice significa solución acuosa). Así para otros de los grupos VI y VII.

Es muy frecuente que $_{\text{g}}$ y $_{\text{ac}}$ se omitan y eso puede llevar a confusión sobre cómo se lo nombra o se lo escribe.

$\text{ClH}_{(\text{ac})}$ \rightarrow Cl^- ion cloruro
 ácido clorhídrico \rightarrow H^+ protón


$$\text{NH}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NH}_4\text{OH}$$

Amoníaco hidróxido de amonio

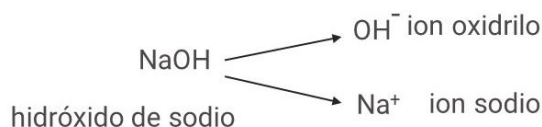


$\text{NH}_4\text{OH}_{(\text{ac})}$ $\begin{cases} \rightarrow \text{OH}^- \text{ ion oxidrilo} \\ \rightarrow \text{NH}_4^+ \text{ ion amonio} \end{cases}$
 hidróxido de amonio


$$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{NaOH}$$

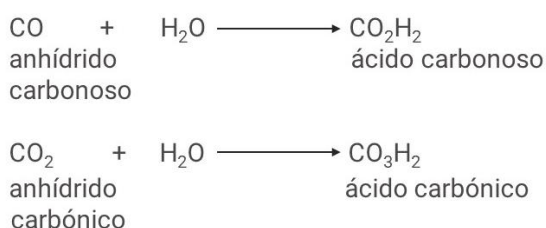

- Ej. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ hidróxido de calcio
- $\text{Al}(\text{OH})_3$ hidróxido de aluminio
- $\text{Fe}(\text{OH})_2$ hidróxido ferroso
- $\text{Fe}(\text{OH})_3$ hidróxido férrico

los OH⁻ poseen carga negativa. Considerando esto, por ejemplo, el hidróxido de sodio estará formado por iones sodio (Na⁺) y oxidrilos (OH⁻).



OXÁCIDOS: ÓXIDOS ÁCIDOS + H₂O

Cuando los óxidos ácidos ó anhídridos reaccionan con agua se originan oxácidos. A continuación, vemos el ejemplo de la formación del ácido carbonoso y del ácido carbónico, este último de suma importancia en sistemas biológicos.



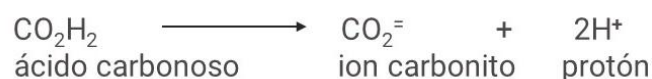
El nombre será con la misma terminación que el anhídrido, pero con la palabra ácido.

La unión entre el no metal y el oxígeno es **covalente**, pero la unión del oxígeno con el hidrógeno es **iónica**; por eso son compuestos ionizables. Los H se pueden perder como protones (H⁺) y el resto de la molécula (llamada radical) queda con carga negativa (con tantas cargas como protones se pierdan).

Para el ácido carbónico, se forma un radical carbonato (o ion carbonato) y dos protones.



Para el ácido carbonoso, se forma un radical carbonito (o ion carbonoso) y dos protones

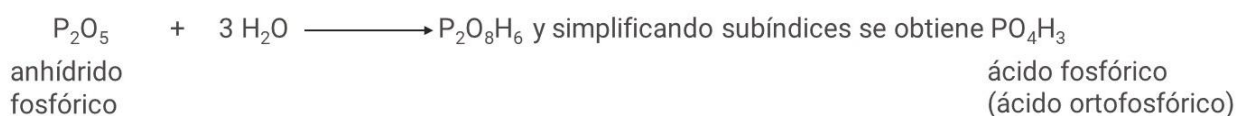


Nomenclatura de los radicales:

Si el nombre del ácido termina en **ico**, el radical termina en **ato**.

Si el nombre del anhídrido termina en **oso**, el radical termina en **ito**.

El anhídrido fosfórico (P_2O_5) puede reaccionar con una, dos o tres moléculas de agua, dando lugar a distintos oxoácidos del fósforo. En este espacio nos interesa especialmente la reacción con tres moléculas de agua, ya que es la que conduce a la formación del **ácido ortofosfórico** (H_3PO_4). Por razones prácticas, y porque es la forma más relevante desde el punto de vista biológico, lo denominaremos simplemente **ácido fosfórico**. El ácido fosfórico es un importante componente en sistemas biológicos



La unión entre los H y el resto de la molécula del ácido fosfórico es iónica y permite generar protones y radicales.

Finalmente, y en relación a diferentes radicales provenientes de oxácidos, en la tabla que se muestra a continuación se listan los radicales más importantes en el ámbito biológico, y servirán como punto de partida para la formulación de sales.

Nombre del ácido	Fórmula del ácido	Nombre del radical	Fórmula del radical
Ácido sulfúrico	SO_4H_2	Sulfato	SO_4^{-2}
Ácido sulfuroso	SO_3H_2	Sulfito	SO_3^{-2}
Ácido carbónico	CO_3H_2	Carbonato Bicarbonato o carbonato ácido	CO_3 CO_3H^{-}
Ácido ortofosfórico	PO_4H_3	Fosfato diácido Fosfato monoácido Fosfato	$PO_4H_2^{-}$ PO_4H^{-2} PO_4^{-3}
Ácido nitroso	NO_2H	Nitrito	NO_2^{-}
Ácido nítrico	NO_3H	Nitrato	NO_3^{-}

FORMACIÓN DE SALES

Para analizar y escribir correctamente la formación de sales, es fundamental tener presentes algunos criterios básicos ya analizados. **Son reacciones de sustitución o neutralización**, entre **ácidos** (hidrácidos u oxácidos) e **hidróxidos**. Se forman **sales y agua**. Los protones del ácido se combinan con los OH^- del hidróxido para formar el agua y el metal reemplaza los H del ácido. Son compuestos iónicos.

Recordemos que los ácidos, ya sean hidrácidos u oxácidos, presentan una unión iónica entre el protón (H^+) y el resto de la molécula (anión radical). Por este motivo, al representarlos y analizarlos, se los considera formados por H^+ y el anión correspondiente. Por su parte, los hidróxidos están constituidos por una unión iónica entre un metal y el grupo oxhidrilo (OH^-), por lo que se presentan como metal + OH^- .

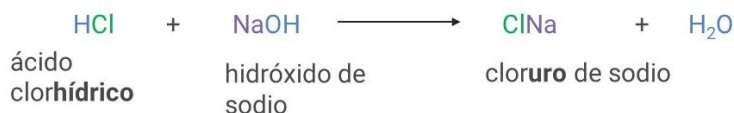
Otro aspecto clave que debe tenerse en cuenta es el número de oxidación de cada uno de los componentes, ya que este determina las proporciones en las que se combinan los iones para formar un compuesto eléctricamente neutro.

Finalmente, junto con la correcta formulación, es importante prestar atención a la **nomenclatura**. El nombre de la sal depende:

- i) Del tipo de ácido del cual proviene (terminaciones del nombre de los ácidos **hídrico, oso, ico** y prefijos **hipo, per**).
- ii) de los radicales que se generen a partir de los radicales provenientes de los ácidos (terminaciones de los nombres **uro, ito y ato**)
- ii) Del catión presente (sodio, calcio, amonio, etc.).
- iii) En algunos casos, del **estado de oxidación** del elemento metálico o de si se trata de una **sal neutra, ácida o básica**.

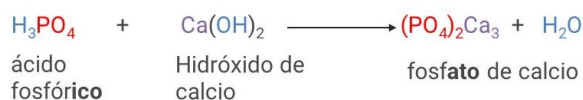
Estos criterios serán la base para interpretar y escribir las ecuaciones químicas que analizaremos a continuación.

SALES DE HIDRÁCIDOS



Para la nomenclatura de estas sales, el radical del hidrácido cambia su terminación **hídrico** por **uro** y el metal se nombra a continuación. Como son compuestos binarios sólo hay que intercambiar las valencias del no metal y el metal.

SALES DE OXÁCIDOS



Nomenclatura: el nombre del radical seguido del nombre del metal.

SALES ÁCIDAS Y BÁSICAS

Se originan cuando el reemplazo de los H del ácido o los OH de la base es parcial se forman sales ácidas (quedan H sin sustituir) o básicas (quedan OH sin neutralizar) respectivamente.

Sales ácidas



Sales básicas





EJERCICIOS DE APLICACIÓN DEL MÓDULO 3

Antes de comenzar con los ejercicios de formación de compuestos químicos, es importante tener presente que muchos de los compuestos que aprenderás a formular y nombrar en este módulo serán los mismos que aparecerán una y otra vez a lo largo del cursado de Química y también en otras asignaturas de la carrera. Son compuestos muy comunes en el trabajo químico y en los sistemas biológicos, y resultan fundamentales para comprender procesos fisiológicos, bioquímicos y clínicos.

Por eso, es esencial que puedas reconocerlos, identificarlos rápidamente y comprender de qué tipo de compuesto se trata, ya que este dominio te permitirá avanzar con mayor seguridad en los contenidos que vienen y aplicarlos en contextos reales de la práctica veterinaria.

1. En algunos procesos de fermentación —incluidos los que ocurren en alimentos, en el rumen de los animales y en ciertos desórdenes digestivos— puede formarse sulfuro de hidrógeno ($\text{H}_2\text{S}_{(g)}$) ¿Qué tipo de compuesto es?
2. El amoníaco (NH_3) es un gas de olor penetrante que puede producir irritación respiratoria en animales y personas, y aparece durante la descomposición de urea en establos o criaderos mal ventilados. A) ¿Qué tipo de compuesto es? La unión entre sus elementos ¿es iónica o covalente? B) Si se lo hace burbujear en agua ¿qué compuesto se forma? Escribe la fórmula del compuesto que se forma.
3. En la práctica veterinaria, el óxido de calcio (cal viva) se usa principalmente para la desinfección y sanitización en granjas (galpones, camas, restos animales). Permite controlar la humedad y reducir la carga microbiana. Escribe la fórmula del óxido de calcio y responde A) ¿Qué tipo de óxido es: ácido o básico? B) ¿Qué tipo unión existe entre el metal y el oxígeno?
4. En herraduras, jaulas, quirófanos o instrumental metálico puede formarse óxido ferroso. ¿Podrías escribir su fórmula e indicar si se trata de un compuesto iónico o covalente?
5. El agua oxigenada (peróxido de hidrógeno) es utilizada como bactericida pero además es un producto de algunas reacciones en los organismos vivos. ¿cuál es su fórmula? ¿Es un compuesto iónico o covalente?
6. El estómago produce grandes cantidades de ácido clorhídrico (ClH), compuesto clave para la digestión de ciertos nutrientes ¿Qué tipo de ácido es? ¿Qué tipo de unión presentan sus átomos constituyentes?

7. El ácido carbónico es un compuesto que se forma cuando el dióxido de carbono se disuelve en el agua del plasma sanguíneo. Es esencial en el sistema amortiguador ácido-base de la sangre. Escribe la reacción que ocurre para su formación e indica qué tipo de unión existe entre los H y el resto de la molécula y entre el C y el O. ¿Es un hidrácido o un oxácido? ¿Por qué?
8. El hidróxido de sodio es un componente de líquidos que se usan en productos de limpieza industrial, incluidos los usados en instalaciones veterinarias. Escribe con fórmulas la reacción de formación a partir del óxido correspondiente. ¿Qué tipo de unión existe entre el metal y el oxhidrilo? ¿Y entre el oxígeno y el hidrógeno de este grupo? El hidróxido ¿es un compuesto iónico o covalente?
9. El hidróxido de amonio se utiliza en la industria alimentaria principalmente como agente regulador de pH, es decir, para ajustar y mantener la acidez de ciertos productos durante su elaboración. También puede emplearse como agente antimicrobiano, ya que al modificar el pH contribuye a disminuir la carga microbiana en algunos alimentos. Su uso está estrictamente regulado y controlado, asegurando que las concentraciones empleadas sean seguras para el consumo y no alteren negativamente la calidad del alimento. Escribe la fórmula del hidróxido de amonio e indica de qué tipo de compuesto se trata.
10. El KCl es un componente de nuestros líquidos orgánicos y se usa terapéuticamente para corregir hipopotasemias (bajo contenido de K). Se forma a partir de un hidrácido y un hidróxido, escribe la ecuación e indica qué tipo de compuesto es.
11. Cuando el hidróxido de amonio reacciona con el ácido clorhídrico se forma una sal que, utilizada moderadamente, previene la formación de cálculos en la vesícula de animales machos castrados. ¿Cuál es la fórmula de esa sal y su nombre? ¿Es un compuesto iónico o covalente?
12. Muchos sulfatos están presentes en suplementos minerales y sueros: escribe la fórmula del sulfato cúprico y del sulfato férrico.
13. El bicarbonato de sodio se suele usar como antiácido. ¿De qué ácido deriva esta sal? ¿Qué tipo de sal es?
14. El hueso está formado fundamentalmente por apatita: el nombre común es ortofosfato de calcio (fosfato de calcio). Escribe su fórmula.
15. El ácido fosfórico (ortofosfórico) puede formar tres sales diferentes combinándolo con NaOH y dos de ellas son importantes componentes del plasma sanguíneo y están presentes en el citoplasma de la célula: el fosfato monoácido de sodio y el fosfato diácido de sodio. Escribe sus fórmulas.

16. En la siguiente tabla se muestran algunos de los componentes más comunes que abordaremos durante el transcurso de las químicas. Completa la misma indicando nombre de compuesto o fórmula, tipo de compuesto y unión química que presenta.

Fórmula química	Nombre del compuesto	Tipo de compuesto	Unión química
PO_4H_3			
ClH			
	Ácido carbónico		
	Ácido sulfhídrico		
$\text{PO}_4\text{H}_2\text{Na}$			
PO_4Na_3			
	Fosfato monoácido de sodio		
	Carbonato ácido de sodio o bicarbonato de sodio		
CO_3Na_2			
	Hidróxido de amonio		
NaOH			
	Hidróxido de potasio		
CO_2			
	CO		
H_2O			

MÓDULO 4: SOLUCIONES PORCENTUALES

SOLUCIONES

Las soluciones son **mezclas homogéneas** de **dos o más componentes**. Esto significa que son mezclas en las cuales a nivel microscópico se distingue **una sola fase**, sus componentes no reaccionan entre sí y **no pueden ser separados por métodos mecánicos simples** (filtración, decantación y centrifugación).

Sus componentes se conocen como soluto/s y solvente. En general, se considera el solvente como el componente mayoritario y el soluto el minoritario. El soluto puede ser un sólido, un líquido o un gas y a su vez el solvente puede encontrarse en cualquiera de estos tres estados. En este momento, nos enfocaremos en las soluciones de sólidos en líquidos y de líquidos en líquidos, y entre ellas, en las que llamamos soluciones acuosas, porque el solvente es el agua.

En muchos casos, otras mezclas no homogéneas, como los **coloides** y **mezclas biológicas** –como la sangre–, suelen confundirse con soluciones verdaderas porque a simple vista parecen una sola fase, pero si las miramos en un microscopio, veremos sus distintos componentes.

FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN DE UNA SOLUCIÓN

Las proporciones en que se pueden mezclar solutos y solvente son infinitas. Y, además, cambian las propiedades físico-químicas de esa solución: densidad, conductancia, etc. Si queremos expresar de algún modo **la proporción que el soluto representa en esa mezcla** usaremos un término químico: **concentración**. Hay diferentes maneras de **expresar la concentración de una solución**. Se pueden utilizar unidades físicas (peso, volumen) o químicas (moles, equivalentes).

En esta oportunidad nos centraremos en aquellas formas de expresar concentración utilizando unidades físicas, pero antes de continuar avanzando haremos una aclaración importante...**masa y peso ¿son lo mismo?** *La masa es una medida de la cantidad de materia y el peso es la acción de la fuerza de la gravedad sobre la masa de un objeto en particular. La intensidad de la gravedad de un planeta depende de su masa y de su tamaño. Cuando se inició la exploración del espacio, no obstante, las claras diferencias entre la masa y el peso se hicieron más evidentes y fáciles de describir. En definitiva, el peso cambia con la gravedad, pero la masa no. Sin embargo, en este espacio curricular, los usaremos de manera indistinta.*

Retomando ahora las formas de expresar concentración, dentro de las **unidades físicas** existen diferentes: **g/litro, mg/mL, porcentuales**, etc. **Cualquier expresión en que se incluya la**

proporción: cantidad (peso o volumen) de soluto en un volumen o peso definido de solución, expresa una concentración. Una de las expresiones más comunes que utilizan unidades físicas son las **concentraciones porcentuales**

% P/P	% P/V	% V/V
por ciento peso en peso	por ciento peso en volumen	por ciento volumen en volumen

P: representa peso

V: representa volumen

Dentro de ellas, % **P/V** y las % **V/V** son las formas de expresar concentración más utilizadas en el ámbito veterinario y en las prácticas asociadas a la producción animal, a la formulación de fármacos y nutrientes, entre otros. **Comprender cómo se calculan y cómo se interpretan es fundamental** para preparar soluciones, diluir muestras, formular tratamientos y evaluar la composición de alimentos y productos usados en medicina veterinaria.

Las soluciones porcentuales indican cuánta cantidad de una sustancia (soluto) hay por cada 100 partes de solución (de ahí su expresión en %).

Expresión % **P/V (peso/volumen)**: indica cuántos gramos de soluto hay en 100 mL de solución. Así, una solución de NaCl al **10 % P/V** contiene **10 g de NaCl en 100 mL de solución**; una solución de **2% P/V de glucosa** indica que **2 g de glucosa están presentes en 100 mL de solución**.

Expresión % **V/V (volumen/volumen)**: indica cuántos mililitros de soluto hay en 100 mL de solución. Si una solución acuosa de alcohol etílico es al **30 % V/V** significa que contiene **30 mL de alcohol etílico en 100 mL de solución**. Si una solución de ácido clorhídrico es al **37 % V/V** significa que contiene **37 mL de HCl en 100 mL de solución**.

Estas maneras de describir cómo está hecha una solución nos ayudan a resolver una gran variedad de situaciones prácticas, desde preparar un fármaco hasta ajustar una dilución en el laboratorio. Vamos a analizar algunos ejemplos.



Ej 1: Tengo que preparar **20 mL** de una solución fisiológica para inyectar un medicamento, ¿qué cantidad de NaCl debo pesar si la solución fisiológica es una solución de NaCl al 0,9 % P/V?

Si la solución es al 0,9 % P/V, significa que en 100 mL contiene 0,9 g de soluto

100 mL \longrightarrow 0,9 g de NaCl

para preparar 20 mL \longrightarrow $x = \frac{0,9 \text{ g} \times 20 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} = 0,18 \text{ g}$

Se pesan 0,18 g del soluto y se disuelven en una pequeña cantidad de agua y se completa el volumen final de **20 mL**.



Ej 2: También puede ocurrir que quiera saber ¿**qué concentración % V/V** tiene una solución preparada con 50 mL de alcohol más agua hasta completar 75 mL?

75 mL de solución \longrightarrow contienen 50 mL de alcohol

100 mL de solución \longrightarrow $x = \frac{100 \text{ mL} \times 50 \text{ mL}}{75 \text{ mL}} = 66,67 \text{ ml}$

por lo tanto, la solución es **66,67 % V/V**



Ej 3: Puede interesarme conocer ¿cuántos **g de KCl** tengo en un **5 ml** de una solución al **3 % P/V**?

Si la solución es al 3 % P/V sé que contiene:

En 100 mL \longrightarrow 3 g de KCl

Por lo tanto 5 mL \longrightarrow $x = \text{contendrá } 0,15 \text{ g de KCl}$



EJERCICIOS DE APLICACIÓN DEL MÓDULO 4

1. a) Indica cuál de las siguientes expresiones corresponden a formas de expresar concentración

i) 21 g de glucosa en 100 ml de solución

ii) ClK 1 % P/V

iii) 0,5 g de nitrato de calcio

iv) 0,9 g/l de ClNa

v) 10 g de NaCl en 1 litro de agua

vi) 90 ml de etanol en 10 ml de agua

vii) 20 g de KCl + 10 ml de etanol + 90 ml de agua

b) Identifica en las soluciones identificadas solutos y solvente

2. Imagina que preparemos dos soluciones colocando:

vaso A: 2 cucharadas de sal de cocina + 100 ml de agua

vaso B: 4 cucharadas de sal + 200 ml de agua.

a) ¿Cómo será la concentración de sal en el vaso A respecto de la de B ¿mayor, menor o igual?

b) ¿Cuál de los dos vasos contiene mayor cantidad de sal?

c) Si cada cucharada contiene 5 gr de sal ¿Cuál será la concentración de A y la de B expresada en % P/V?

3. En espacios de trabajo veterinario es habitual preparar soluciones alcohólicas para desinfección de material o superficies. ¿Cuántos ml de alcohol puro (etanol) debes medir para preparar 250 ml de una solución acuosa al 20 % V/V? ¿Qué volumen de esa solución deberías tomar para que contenga 5 ml de etanol?

4. Al preparar soluciones de electrolitos para animales pequeños o grandes, es útil saber calcular la concentración final de un soluto, especialmente cuando se ajustan tratamientos de fluidoterapia. En relación a ello ¿Cuál será la concentración % P/V de una solución que contiene 3 g de electrolito en 300 ml de solución?

5. El sulfato de magnesio (MgSO_4) se utiliza en tratamientos de hipomagnesemia (niveles bajos de magnesio) en bovinos. Saber preparar una solución con una concentración exacta

permite dosificar correctamente. ¿En qué volumen final de solución debes disolver 4 g de sulfato de magnesio (MgSO_4) para tener una solución al 8 % P/V?

6. Para realizar ensayos de análisis clínicos, generalmente se preparan soluciones estándar o patrones (por ejemplo, medir glucosa sanguínea en animales mediante técnicas colorimétricas). ¿Qué concentración % P/V tiene una solución que contiene 15 g de glucosa en 250 ml de solución?



BIBLIOGRAFÍA AMPLIATORIA

BURNS, R. A. (2003). *FUNDAMENTOS DE QUIMICA* (1a. ed.).
MEXICO: PEARSON EDUCACION.



SITIOS WEB SUGERIDOS

Tabla periódica digital <http://www.ptable.com/>

GLOSARIO

Ácido nucleico

Macromolécula biológica (ácido desoxiribonucleico (ADN) y ácido ribonucleico (ARN)) que almacena y transmite la información genética de los seres vivos.

Afinidad electrónica

Propiedad que indica la tendencia de un átomo a captar electrones cuando forma un ion negativo.

Átomo

Unidad básica de la materia que conserva las propiedades de un elemento químico.

Átomo eléctricamente neutro

Átomo que tiene igual número de protones (carga positiva) y electrones (carga negativa).

Atracción electrostática

Fuerza de atracción entre partículas con cargas eléctricas opuestas, fundamental en las uniones químicas.

Bioquímica

Rama de la química que estudia las reacciones químicas y las sustancias que ocurren en los seres vivos.

Carbohidratos

Biomoléculas formadas por carbono, hidrógeno y oxígeno; cumplen funciones energéticas y estructurales.

Compuesto químico

Sustancia formada por la combinación química de dos o más elementos en proporciones definidas.

Electronegatividad

Capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones cuando forma una unión química.

Electronegativo

Elemento que tiende a atraer electrones en una unión química.

Electropositivo

Elemento que tiende a ceder electrones y formar iones positivos (cationes), como los metales.

Electrón

Partícula subatómica con carga negativa que se encuentra alrededor del núcleo del átomo.

Elementos químicos

Sustancias formadas por un solo tipo de átomo, definidas por su número atómico.

Elementos de transición

Elementos ubicados en el centro de la tabla periódica, con varias valencias posibles y gran importancia biológica (Fe, Cu, Zn).

Elementos representativos

Elementos de los grupos A de la tabla periódica; muchos son esenciales para los seres vivos.

Energía de ionización

Energía necesaria para quitar un electrón a un átomo en estado gaseoso.

Gases nobles

Elementos del grupo VIIIA, químicamente inertes por tener su último nivel energético completo.

Hetero (heteroatómico)

Molécula formada por átomos de distintos elementos.

Homo (homoatómico)

Molécula formada por átomos del mismo elemento.

Inerte

Que presenta muy baja reactividad química.

Isótopos

Átomos de un mismo elemento con igual número de protones, pero distinto número de neutrones.

Lípidos

Biomoléculas insolubles en agua que cumplen funciones energéticas, estructurales y hormonales.

Masa

Cantidad de materia que posee un cuerpo; no depende de la gravedad.

Materia

Todo lo que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.

Metabólico

Relacionado con el metabolismo, conjunto de reacciones químicas que ocurren en un organismo vivo.

Moléculas

Conjunto de dos o más átomos unidos químicamente.

Neutrón

Partícula subatómica sin carga eléctrica que se encuentra en el núcleo del átomo.

Neutralización

Reacción química entre un ácido y una base que da lugar a una sal y agua.

Número atómico (Z)

Cantidad de protones que tiene el núcleo de un átomo; identifica al elemento.

Número másico (A)

Suma del número de protones y neutrones de un átomo.

Número de oxidación

Número entero con signo que indica la cantidad de electrones que un átomo cede, gana o comparte de manera desigual cuando participa en una unión química. Puede ser positivo, negativo o cero.

Orbitales

Regiones del espacio donde existe mayor probabilidad de encontrar electrones.

Partículas subatómicas

Componentes del átomo: protones, neutrones y electrones.

pH

Medida que indica el grado de acidez o basicidad de una solución, fundamental en procesos biológicos.

Peso

Fuerza con la que la gravedad atrae a un cuerpo; depende del lugar donde se encuentre.

Peso atómico

Masa promedio de los átomos de un elemento, expresada en unidades de masa atómica.

Punto de ebullición

Temperatura a la cual una sustancia líquida pasa al estado gaseoso.

Punto de fusión

Temperatura a la cual una sustancia sólida pasa al estado líquido.

Proteínas

Macromoléculas formadas por aminoácidos; cumplen funciones estructurales, catalíticas y reguladoras.

Protón

Partícula subatómica con carga positiva que se encuentra en el núcleo del átomo.

Química

Ciencia que estudia la materia, su composición, propiedades y transformaciones.

Radiactivo

Elemento o sustancia que emite radiación debido a la inestabilidad de su núcleo.

Tabla periódica

Organización de los elementos químicos según su número atómico y propiedades periódicas.

UMA (unidad de masa atómica)

Unidad utilizada para expresar la masa de átomos y moléculas.

Uniones químicas

Interacciones que mantienen unidos a los átomos en moléculas o compuestos.

Valencia

Número de electrones que un átomo puede ceder, ganar o compartir en una unión química.