

Tema III-6:

Estructura de la materia. La formación de sustancias y su denominación en lenguaje científico

ÍNDICE

1) MODELOS Y ESTRUCTURA ATÓMICA: DESARROLLO HISTÓRICO DE LOS PRINCIPALES MODELOS ATÓMICOS CLÁSICOS Y CUÁNTICOS Y DESCRIPCIÓN DE LAS PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

1.1. Introducción.

1.2. Modelos atómicos.

1.2.1. Modelo atómico de Dalton.

1.2.2. Modelo atómico de Thomson.

1.2.3. Modelo atómico de Rutherford.

1.2.4. Modelo atómico de Böhr

2) ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS: CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE UN ÁTOMO Y SU RELACIÓN CON LA POSICIÓN DEL MISMO EN LA TABLA PERIÓDICA Y CON SUS PROPIEDADES FÍSICOQUÍMICAS. ISÓTOPOS.

2.1. Número atómico y número másico.

2.1.1. Isótopos.

2.1.2. Radiactividad.

2.1.3. Isótopos radioactivos.

2.2. Configuración electrónica.

2.3. Tabla Periódica. Propiedades de los elementos por su posición en la misma.

2.3.1. Símbolos de los elementos.

2.3.2. Grupos.

2.3.3. Períodos.

2.3.4. Metales y no metales.

3) ENLACES QUÍMICOS, COMPUESTOS SENCILLOS: SU FORMACIÓN Y PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS. MASA ATÓMICA Y MASA MOLECULAR. PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS.

3.1. Enlace iónico. Ejemplos y propiedades.

3.2. Enlace covalente. Ejemplos y propiedades.

3.3. Enlace metálico. Ejemplos y propiedades.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

3.4. Átomos y moléculas.

3.5. Masa atómica y masa molecular.

3.6. Materia inorgánica.

3.7. Materia orgánica.

4) NOMENCLATURA: PARTICIPACIÓN DE UN LENGUAJE CIENTÍFICO COMÚN Y UNIVERSAL FORMULANDO Y NOMBRANDO SUSTANCIAS SIMPLES, IONES MONOATÓMICOS Y COMPUESTOS BINARIOS MEDIANTE LAS REGLAS DE LA NOMENCLATURA DE LA IUPAC.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

1) MODELOS Y ESTRUCTURA ATÓMICA: DESARROLLO HISTÓRICO DE LOS PRINCIPALES MODELOS ATÓMICOS CLÁSICOS Y CUÁNTICOS Y DESCRIPCIÓN DE LAS PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

1.1. INTRODUCCIÓN

¿De qué está hecha la materia? Esa es la pregunta que vamos a intentar responder en este tema.

Hace ya más de 2000 años que se sugirió que la materia estaba formada por **átomos** y hace menos de dos siglos que se descubrieron las tres partículas elementales que constituyen los átomos, también llamadas partículas subatómicas: electrones, protones y neutrones.

Para explicar estos nuevos descubrimientos y para poder entenderlos, los científicos utilizan modelos. Un modelo intenta describir la realidad utilizando para ello una comparación de otro fenómeno conocido que recuerda al fenómeno que se pretende describir. Para describir la arquitectura de los átomos se utilizan los modelos atómicos.

En la materia las piezas son los átomos, que se combinan entre sí de acuerdo a unas reglas fijas, para dar las distintas y múltiples sustancias que conocemos hoy en día. Todos los cuerpos están formados por átomos. Se conocen muchas variedades estables de átomos diferentes, así utilizando solo estos componentes, la diversidad de sustancias que se consiguen es inconmensurable. Podemos citar desde la sal que usamos para hacer más gustosa nuestra comida, hasta la pantalla de un ordenador, están formada por combinaciones de átomos.

Los químicos heredaron de los alquimistas una desconcertante colección de nombres, símbolos y términos técnicos. La literatura química actual resulta ser incomprensible para el iniciado, la **tabla periódica**, por ejemplo, carece de sentido para aquel que no conoce las claves que permiten su interpretación.

La condición necesaria para que los átomos se unan y se mantenga el conjunto resultante es que el grupo de átomos sea más estable que los átomos por separado. Es lo que se conoce como **enlace químico**, unión de átomos.

Cuando se conocen las claves de la tabla periódica y del enlace químico, se puede extraer gran cantidad de información acerca del comportamiento de **elementos y compuestos**. Todo esto es lo que se pretende conocer en este bloque.

EL ÁTOMO

Si partes un papel en trocitos muy pequeños y coges un bolígrafo de plástico y lo acercas a los trocitos de papel, no pasa nada, pero si frotas el bolígrafo con un paño de lana y lo acercas a los trocitos de papel, observarás que los atrae. ¿A qué se deben este fenómeno?

Con el frotamiento, se han manifestado propiedades eléctricas. La materia, en general, no suele manifestar propiedades eléctricas porque normalmente se encuentra en estado neutro; es decir, contiene el mismo número de cargas positivas y negativas. Pero, en realidad, la electricidad está presente en cualquier clase de materia porque es una propiedad de los átomos que la constituyen.

Estos hechos fueron conocidos por varios científicos en la antigüedad, mucho antes de

TEMA III-6. Estructura de la materia.

que se conociera la composición del átomo.

Toda la materia está formada por unas partículas muy pequeñas llamadas **átomos**, y estos a su vez están compuestos por otras aún más pequeñas, denominadas **partículas subatómicas**:

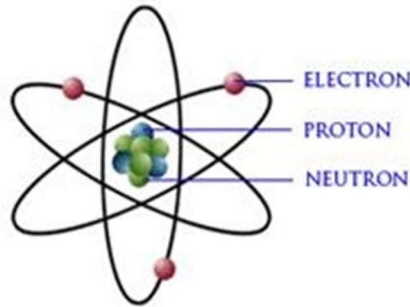


Imagen 1: Partículas subatómicas. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Protón. Tiene carga eléctrica positiva, se encuentra localizado en el núcleo.

Neutrón. No tiene carga eléctrica. Se sitúa en el núcleo junto con los protones.

Electrón. Posee carga eléctrica negativa y se encuentra en la corteza.

La electricidad forma parte esencial de toda la materia, puesto que está en todos los átomos.

Pero para llegar al conocimiento actual que se tiene del átomo, han sido necesarios muchos avances científicos, que podemos resumir en los siguientes cuatro **modelos atómicos**, que veremos a continuación.

1.2. MODELOS ATÓMICOS

A lo largo de la historia, los científicos han intentado explicar cómo está constituida la materia. Fueron surgiendo así los diferentes **modelos atómicos**.

En la antigua Grecia, **Demócrito** consideraba que la materia estaba formada por pequeñas partículas indivisibles, llamadas **átomos**. Entre los átomos habría vacío.

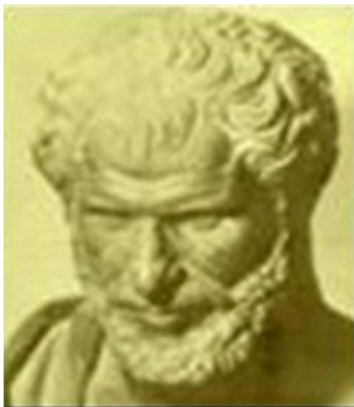


Imagen 2: Demócrito. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

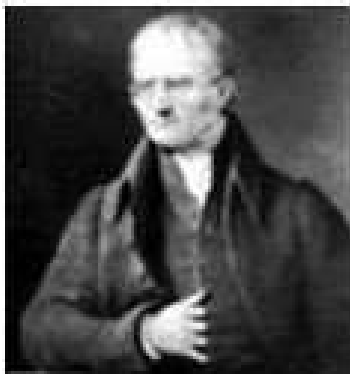
Vamos a ir viendo los diferentes modelos atómicos que han ido surgiendo durante los

TEMA III-6. Estructura de la materia.

dos últimos siglos.

1.2.1. MODELO ATÓMICO DE DALTON

En 1808 **John Dalton** recupera la teoría atómica de Demócrito y considera que los átomos (partículas indivisibles) eran los constituyentes últimos de la materia que se combinaban para formar los compuestos.



John Dalton (1766-1844)

Imagen 3: Dalton. Fuente: materiales virtuales ESPA.

Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Se puede considerar como el primer Modelo atómico, según el cual, la materia está formada por unas partículas indivisibles llamadas átomos. Debemos tener en cuenta que en esa época aún no se conocían ni los electrones, ni los protones, ni mucho menos los neutrones

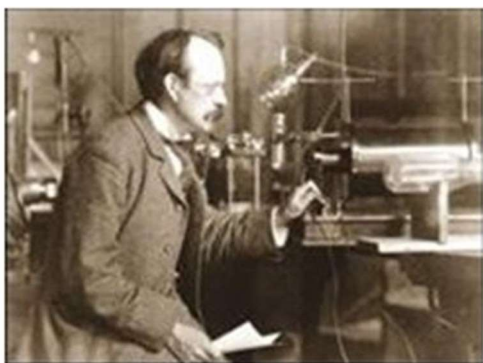
1.2.2. MODELO ATÓMICO DE THOMSON

En 1897 los experimentos realizados sobre la conducción de la electricidad por los gases dieron como resultado el descubrimiento de una nueva partícula con carga negativa: el **electrón**.

Los rayos catódicos, estaban formados por electrones que saltan de los átomos del gas que llena el tubo cuando es sometido a descargas eléctricas. **Los átomos, por tanto, no eran indivisibles.**

J.J Thomson propone entonces su modelo de átomo:

Los **electrones** (pequeñas partículas con *carga negativa*) se encontraban **incrustados en una nube de carga positiva**. La carga positiva de la nube compensaba exactamente la negativa de los electrones siendo el átomo eléctricamente neutro.



J. J. Thomson (1856-1940)

Imagen 4: Thomson. Fuente: materiales virtuales ESPA

Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

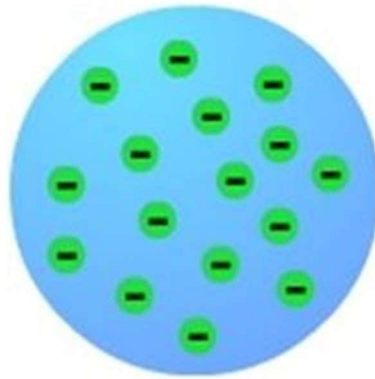


Imagen 5: Modelo de Thomson. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Los electrones, diminutas partículas con carga eléctrica negativa, están incrustadas en una nube de carga positiva de forma similar a las pasas en un pastel.

1.2.3. MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

Ernest Rutherford, realizó una serie de experimentos de bombardeo de láminas delgadas de metales:



Imagen 6: Rutherford. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Las partículas α (partículas con carga positiva) se hacen incidir sobre una lámina de oro muy delgada. Tras atravesar la lámina, las partículas α chocan contra una pantalla. De esta forma era posible observar si las partículas sufrían alguna desviación al atravesar la lámina.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

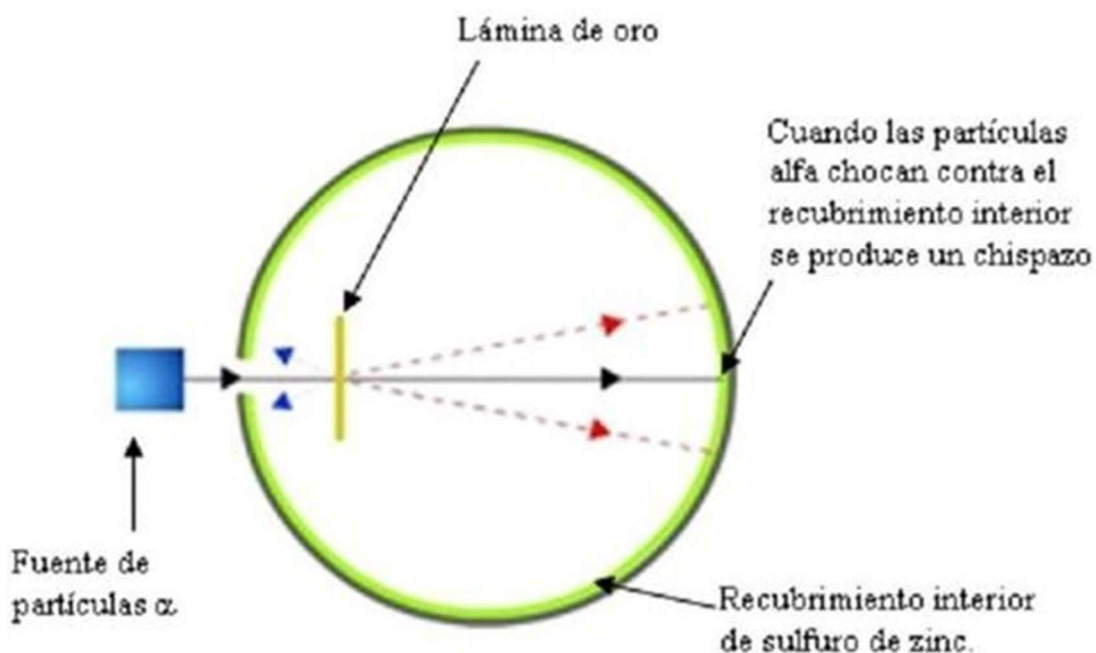


Imagen 7: Experimento de Rutherford. Fuente: materiales virtuales ESPA. Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Con su experimento, Rutherford observó lo siguiente:

- 1.2.3.1. *La mayor parte de las partículas* atravesaban la lámina de oro sin sufrir ningunadesviación (trazo continuo con flecha negra).
- 1.2.3.2. *Muy pocas* (una de cada 10.000 aproximadamente) se desviaba un ángulo mayorde 10° (trazo a rayas con flechas rojas).
- 1.2.3.3. *En rarísimas ocasiones* las partículas α rebotaban (líneas de puntos con flechasazules).

Basándose en los resultados de sus experimentos, Rutherford demostró que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que están vacíos en su mayor parte y en su centro hay un diminuto **núcleo**, por lo que estableció el llamado **modelo atómico de Rutherford** o modelo atómico nuclear, también llamado modelo planetario, que consiste básicamente en:

- ✓ El átomo está formado por dos partes: núcleo y corteza.

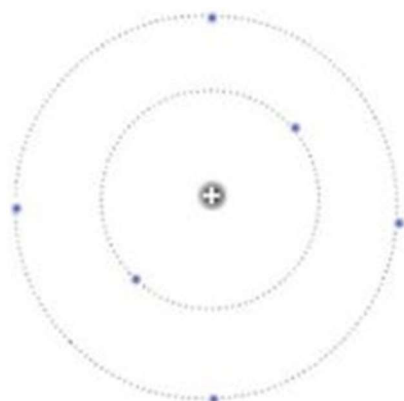


Imagen 8: Modelo de Rutherford. Fuente: materiales virtuales ESPA. Autor: Desconocido. Licencia: desconocida.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

- ✓ El **núcleo** es la parte central, de tamaño muy pequeño, donde se encuentra toda la **carga positiva** y, prácticamente, toda la **masa** del átomo. Esta carga positiva del núcleo, en la experiencia de la lámina de oro, es la responsable de la desviación de las partículas alfa (también con carga positiva).
- ✓ La **corteza** es casi un *espacio vacío*, inmenso en relación con las dimensiones del núcleo. Eso explica que la mayor parte de las partículas alfa atraviesan la lámina de oro sin desviarse. Aquí se encuentran los **electrones** con masa muy pequeña y carga negativa. Como en un diminuto sistema solar, los **electrones giran alrededor del núcleo**, igual que los planetas alrededor del Sol. Los electrones están ligados al núcleo por la atracción eléctrica entre cargas de signo contrario.

Para comprobar que has entendido lo que has leído anteriormente, realiza el siguiente ejercicio.

Ejercicio 1

¿Qué es el átomo? Haz un dibujo indicando sus partes.

Ejercicio 2

¿Qué partículas forman el átomo?

Ejercicio 3

¿Qué partículas son responsables de los fenómenos eléctricos?

Ejercicio 4

¿Cómo se carga positivamente un cuerpo? ¿Y negativamente?

Ejercicio 5

¿Cuándo hay diferencia de cargas entre dos cuerpos?

Ejercicio 6

¿Cuál de los siguientes gráficos representa el modelo atómico de Thomson?

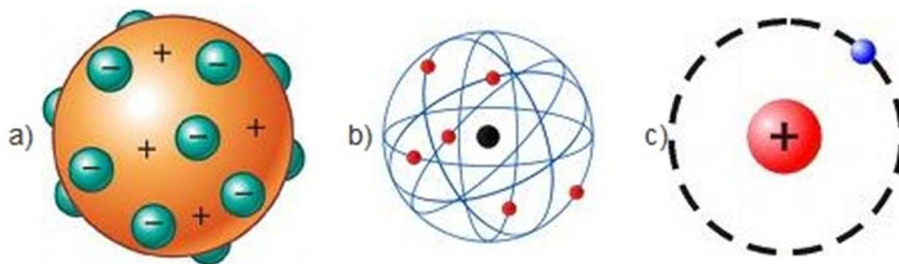


Imagen 9: Modelos atómicos. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

Ejercicio 7

De las siguientes afirmaciones, di si son verdaderas o falsas.

	V / F
a) Los electrones fueron descubiertos por el científico Thomson.	
b) El modelo de Thomson propone: Los electrones (pequeñas partículas con carga positiva) se encontraban incrustados en una nube de carga negativa.	
c) Rutherford bombardeaba la lámina de oro con partículas cargadas negativamente, llamadas partículas alfa, α .	
d) Según el modelo de Rutherford, el núcleo es la parte central, de tamaño muy pequeño, donde se encuentra toda la carga positiva y, prácticamente, toda la masa del átomo.	
e) Según el modelo de Rutherford, los electrones con masa muy pequeña y carga negativa giran alrededor del núcleo.	

1.2.4. MODELO ATÓMICO DE BÖHR

A pesar de que el modelo atómico de Rutherford supuso un gran avance, en las primeras décadas del siglo XX se fueron desarrollando otros modelos para intentar explicar algunas propiedades químicas de los distintos elementos.

De acuerdo con estos nuevos modelos, alrededor del núcleo hay distintas capas o niveles de energía, en las cuales se sitúan los electrones. A las capas se las representa con letras mayúsculas, empezando por la "K" y continuando por orden alfabético: K, L, M, N, etc. En cada capa cabe un determinado número de electrones que no se puede superar en ningún caso.

Si llamamos "n" al número de orden de cada una de las capas, empezando por la más cercana al núcleo, los electrones que puede albergar como máximo cada una de ellas, serán:

capa	n	nº electrones
K	n = 1	2 electrones
L	n = 2	8 electrones
M	n = 3	18 electrones
N	n = 4	32 electrones

En el modelo atómico de Böhr, los electrones de la corteza del átomo se sitúan en capas, que van aumentando con el tamaño del átomo de forma similar a las capas de

TEMA III-6. Estructura de la materia.

una cebolla. Este modelo se basa en la existencia de ciertos niveles (orbitales/capas) en el átomo en los que los electrones pueden moverse sin perder energía.

Si comparas este modelo con el anterior, te darás cuenta de que los electrones se encuentran en niveles de energía específicos y orbitan alrededor del núcleo, en lugar de estar en un nivel y moverse en distintas direcciones.

Asimismo, Böhr nos permitió explorar más a fondo esta forma en la que se producen las reacciones químicas.

Aportes de Böhr:

- Los protones (con carga positiva) y los neutrones (con carga neutra) se encuentran en el núcleo del átomo, en el centro. La masa es aportada, principalmente, por los protones.
- Los electrones (carga negativa) giran alrededor del núcleo en distintas órbitas, con distintos niveles de energía.
- No hay estados intermedios entre los niveles de energía o capas del átomo. Cuando los electrones pasan de un nivel a otro, se produce una absorción o un desprendimiento de energía.
- La energía de cada órbita o nivel de energía depende de su tamaño: la capa más pequeña -es decir, la más pegada al núcleo – es la que menor energía tiene; mientras que, a medida que las capas van aumentando de tamaño, la energía también aumenta.
- Relacionado con lo anterior, cuanto mayor radio tiene la capa, mayor número de electrones puede alojar.

2) ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS: CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE UN ÁTOMO Y SU RELACIÓN CON LA POSICIÓN DEL MISMO EN LA TABLA PERIÓDICA Y CON SUS PROPIEDADES FÍSICOQUÍMICAS. ISÓTOPOS.

2.1. NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSCICO

Número atómico es el **número de protones** que posee un determinado átomo en su núcleo. Se representa mediante la letra **Z**.

En un átomo en estado normal (eléctricamente neutro), el número atómico coincide también con el número de electrones en su corteza.



Cada elemento queda identificado por su número atómico. Si dos átomos tienen el mismo número atómico, son átomos del mismo elemento. Si, por el contrario, los átomos tienen distinto número atómico, pertenecen a dos elementos distintos.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

Número másico es la **suma de protones y neutrones** de un átomo. Se representa con la letra **A**.

Como el número de protones es "Z", si llamamos al número de neutrones "N", tiene que cumplirse que: **$A = Z + N$**

Si conocemos el número atómico (Z) y el número másico (A) de cualquier átomo, podemos averiguar rápidamente el número de protones, neutrones y electrones de dicho átomo, ya que el número de neutrones (N) será la diferencia entre el número másico y el número atómico: $N = A - Z$.

Ejemplo: El número atómico (Z) del aluminio es 13 y su número másico (A) es igual a 27.

De aquí podemos deducir que en el núcleo de un átomo de aluminio hay 13 protones y $27 - 13 = 14$ neutrones. Además, si este átomo es eléctricamente neutro tendrá exactamente 13 electrones.

Como la masa del electrón es insignificante en comparación con la del protón o la del neutrón (unas 2.000 veces menor), la masa de un átomo es prácticamente la suma de las masas de los protones y los neutrones que hay en su núcleo. Por lo tanto, coincidirá con el número másico. Pero esto lo veremos con más detalle en el próximo cuatrimestre...

Ejercicio 8

¿Cuántos electrones tienen los siguientes átomos?

ELEMENTO	Nº PROTONES	Nº ATOMICO (Z)	Nº ELECTRONES
Litio (Li)	3	3	
Hierro (Fe)	26	26	
Cloro (Cl)	17	17	
Plata (Ag)	47	47	

Ejercicio 9

Un átomo tiene 21 protones, ¿Cuántas cargas positivas tiene? ¿Cuántas negativas? ¿Cuál es su carga total?

Ejercicio 10

¿Cuál es el número másico de los siguientes átomos? ¿Cuál su número atómico?

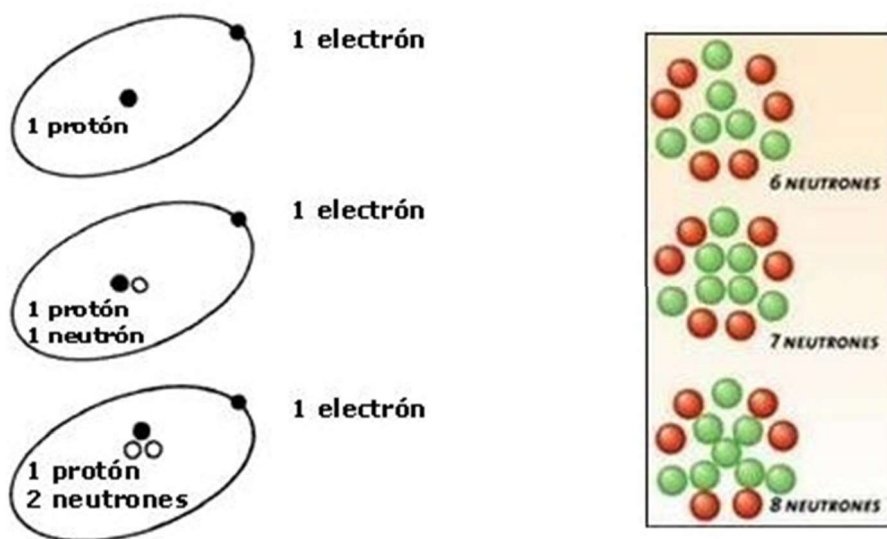


Imagen 10: Ejercicio de número atómico y número másico. Fuente: materiales virtuales ESPA. Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Concepto de ion:

Los **iones** son átomos o grupos de átomos que tienen carga eléctrica. Los iones con una carga positiva se denominan **cationes**. Los que tienen carga negativa se denominan **aniones**.

¿Cuál es la diferencia entre un átomo y un ion?

Los átomos tienen el mismo número de protones y electrones, es decir, son neutros. Sin embargo, un átomo puede perder o ganar uno o más electrones, convirtiéndose en un ion. Si gana electrones se convierte en anión. Si pierde electrones se convierte en catión.

Ejemplos:

El Na representa al átomo de sodio. Por su situación en la Tabla Periódica, podemos comprobar que tiene 11 protones y 11 electrones porque es neutro. Si pierde un electrón, se convierte en el ion Na^+ , es decir, en el catión sodio.

Por otro lado, el cloro se representa por Cl. Si lo vemos así, este átomo contiene 17 protones y 17 electrones, como se puede comprobar por su situación en la Tabla. Pero podemos encontrarlos Cl^- , que representa un anión, ya que ese átomo ha ganado un electrón.

Como se puede comprobar, la carga descompensada se indica a la derecha y como superíndice.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

Ejercicio 11:

Especifica el número de partículas subatómicas de las siguientes especies: Al^{3+} ; S^{2-} ; N^{3-} ; K^+ . ¿Cuáles son aniones? ¿Cuáles cationes?

El siguiente enlace te permitirá entender cómo rellenar tablas cuando aparecen iones:

<https://www.youtube.com/watch?v=KEri3f9OwHg>

Ejercicio 12:

Completar la siguiente tabla referida a átomos, cationes y aniones:

Especie	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones	A	Z
P	15	16			
Mg^{+2}				24	12
Si		14		28	
F^-		10			9
S^{-2}	16			32	

2.1.1. ISÓTOPOS

Los átomos de elementos distintos se diferencian en que tiene distinto número de protones en el núcleo (distinto Z).

Los átomos de un mismo elemento no tienen por qué ser exactamente iguales, aunque todos poseen el mismo número de protones en el núcleo (igual Z), pueden tener distinto número de neutrones (distinto A).

Como ya hemos dicho, El número de neutrones de un átomo se calcula así: $\mathbf{N = A - Z}$

Los átomos de un mismo elemento (igual Z) que tienen diferente número de neutrones (distinto A), se denominan **isótopos**.

Los isótopos son átomos del mismo elemento (mismo número atómico) que tiene diferente número de neutrones (diferente número másico).

TEMA III-6. Estructura de la materia.

Ejemplo:

El átomo de carbono tiene como número atómico $Z = 6$, ya que posee seis protones (y seis electrones, claro). La mayor parte de los átomos de carbono tienen normalmente 6 neutrones, pero se han encontrado átomos de carbono con un número de neutrones distinto.

Fíjate en la siguiente tabla:

Átomo	Protones	Neutrones	Electrones	Nº atómico (Z)	Nº másico (A)
Carbono-12	6	6	6	6	12
Carbono-13	6	7	6	6	13
Carbono-14	6	8	6	6	14

El carbono-13 es muy importante en medicina, ya que algunas técnicas de diagnóstico lo emplean. El carbono-14, como ya sabrás, se emplea para conocer la antigüedad de los objetos históricos o prehistóricos.

En la siguiente imagen se muestran átomos de carbono 12, carbono 13 y carbono 14, con sus correspondientes partículas.

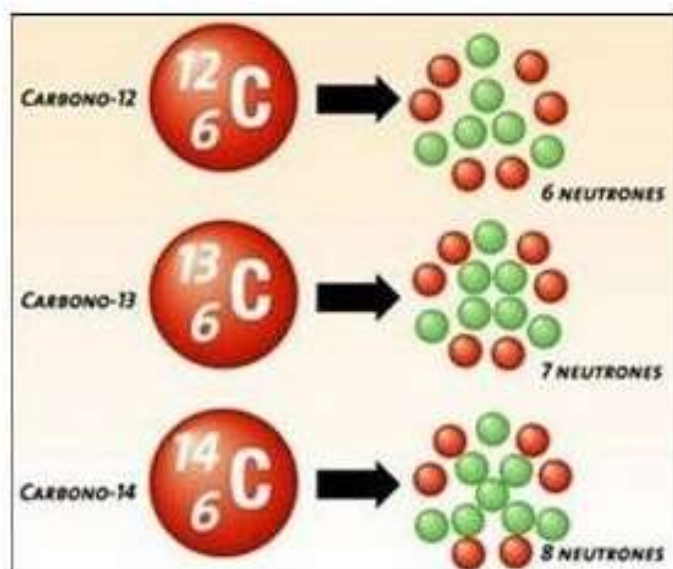


Imagen 11: Isótopos del carbono. Fuente: materiales virtuales ESPA

Todos los isótopos de un elemento tienen las mismas propiedades químicas, solamente se diferencian en que unos son un poco más pesados que otros.

Muchos isótopos pueden desintegrarse espontáneamente emitiendo energía. Son los llamados **isótopos radioactivos**

AUTOEVALUACIÓN

Comprueba tus conocimientos sobre átomos e isótopos en los siguientes enlaces:

<https://phet.colorado.edu/es/simulations/build-a-nucleus>

<https://phet.colorado.edu/es/simulations/isotopes-and-atomic-mass>

<https://phet.colorado.edu/es/simulations/build-an-atom>

2.1.2. RADIOACTIVIDAD

La **radiactividad** es una propiedad de los isótopos que son “inestables”. Los núcleos de estos elementos emiten partículas y radiaciones hasta que se estabilizan.

De esta forma, los núcleos de estos átomos pueden llegar a convertirse en núcleos de otros elementos, menos pesados.

Los tipos de radiación que pueden ser emitidos son:

- **Radiación alfa, α .** Son partículas formadas por dos neutrones y dos protones. Pueden considerarse núcleos de helio (He). Debido a su gran tamaño, son poco penetrantes.
- **Radiación beta, β .** Son electrones que se desplazan a gran velocidad y tienen mayor poder de penetración que las α , al ser su tamaño mucho menor, pudiendo atravesar láminas de aluminio de algunos milímetros de espesor.
- **Rayos gamma, γ .** Son ondas electromagnéticas de gran energía y un gran poder de penetración, al no ser partículas materiales. Para detenerlas se necesitan gruesas capas de plomo u hormigón.



Símbolo tradicional de la radiactividad



Símbolo aprobado en 2007 para fuentes peligrosas

Imagen 12: Símbolos de radiactividad. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

2.1.3. ISÓTOPOS RADIOACTIVOS

Los isótopos radiactivos tienen importantes aplicaciones, por ejemplo, en medicina, tanto en técnicas diagnósticas –se suelen utilizar rayos gamma– como con fines terapéuticos.

En ambos casos, la cantidad de radiación utilizada debe ser controlada para evitar que dañe células y tejidos sanos, aunque cuando se utilizan en la terapia de alguna enfermedad –para destruir células dañadas– la cantidad es mayor que cuando se emplean para diagnóstico.

Algunos isótopos radiactivos utilizados para el diagnóstico son el yodo-123 y el tecnecio-99.

El cobalto-60 y el yodo-131 son algunos de los más utilizados en la terapia del cáncer.

También algunos isótopos son útiles en otro tipo de aplicaciones, como el carbono-14, que permite averiguar la antigüedad de restos históricos y, por tanto, muy usado en arqueología.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

2.2. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Se conoce como **configuración electrónica** de un elemento, a la distribución por capas de los electrones de los átomos de dicho elemento.

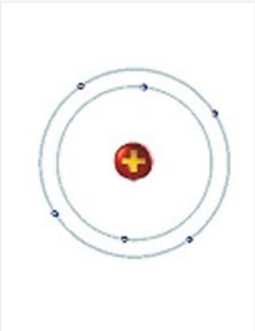
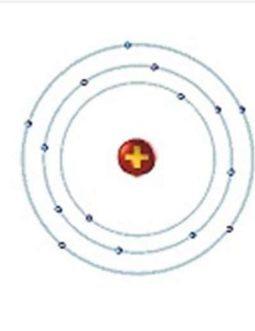
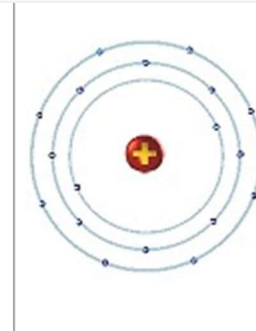
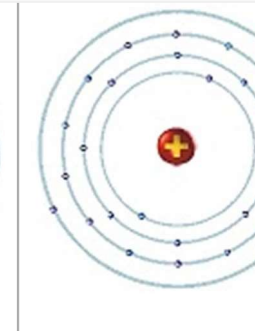
Para hacer la configuración electrónica de un elemento hay que tener en cuenta que:

- El número de electrones a repartir viene dado por el **número atómico (Z)**.
- El número **máximo** de electrones de **cada capa** se puede calcular con la expresión: $2n^2$, siendo "n" el número de la capa:

Capa	nº máximo de electrones
K	$n = 1 \rightarrow 2n^2 = 2 \cdot 1^2 = 2$ electrones
L	$n = 2 \rightarrow 2n^2 = 2 \cdot 2^2 = 8$ electrones
M	$n = 3 \rightarrow 2n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18$ electrones
N	$n = 4 \rightarrow 2n^2 = 2 \cdot 4^2 = 32$ electrones

- Los átomos de cualquier elemento han de cumplir la **regla del octeto**, según la cual, en su **última capa** (cualquiera que sea ésta) **no** puede haber **más de ocho** electrones.

Veamos algunos ejemplos:

			
C (Carbono) Z = 6 Tiene cuatro electrones en su última capa	P (Fósforo) Z = 15 Tiene cinco electrones en su última capa	Ar (Argón) Z = 18 Tiene ocho electrones en su última capa	Fe (Hierro) Z = 26 Tiene dos electrones en su última capa

A los electrones situados en la última capa se les llama **electrones de valencia**, y a dicha capa, **capa de valencia**. De esos electrones dependen las propiedades químicas de las sustancias.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

Ejercicio 13

¿Cómo estarán distribuidos los electrones del átomo de aluminio en las diferentes capas?

Capa K: _____ electrones

Capa L: _____ electrones

Capa M: _ electrones

Ejercicio 14

¿Y los electrones del átomo de Calcio? Z = 20

Ejercicio 15

¿Cuántos electrones tendrán en su capa de valencia los siguientes átomos neutros?

ÁTOMOS	CAPA K (n=1)	CAPA L (n=2)	CAPA M (n=3)	CAPA N (n=4)
Nitrógeno Z=7	2	5		
Flúor Z=9	2	7		
Fósforo Z=15	2	8	5	
Potasio Z=19	2	8	8	1

TEMA III-6. Estructura de la materia.

2.3 TABLA PERIÓDICA. PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS POR SU POSICIÓN EN LA MISMA.

La **tabla periódica** o **sistema periódico** de los elementos es un modo de clasificar todos los elementos químicos según sus propiedades y también según su configuración electrónica, ya que ambas están muy relacionadas.

El orden de los elementos en la tabla viene dado por su número atómico, Z, que es su número de protones o electrones. Así que, en última instancia, es la configuración electrónica de los elementos la que ordena la tabla periódica.

Imagen 13: Tabla periódica. Fuente: Foro Nuclear.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Tabla periódica interactiva

En el siguiente enlace puedes encontrar una tabla periódica interactiva de lo más completa. Te recomendamos que la visites y la utilices.

<http://www.ptable.com/>

Además, aquí se presenta otro enlace con una tabla periódica que contiene imágenes de cada elemento:

https://elements.wlonk.com/https://elements.wlonk.com/Lang/SPA/Jorge_Benayas/Elements_Pics_11x8.5-Spanish.pdfm/Lang/SPA/Jorge_Benayas/Elements_Pics_11x8.5-Spanish.pdf

TEMA III-6. Estructura de la materia.

Ejercicio 16

Fíjate en la tabla del Sistema Periódico y busca en ella el símbolo del potasio. ¿Cuál es su número atómico? ¿Cuántos electrones tendrá? ¿Cuál es el número que hace referencia al número másico?

19	39,098	1
768 63,7 0,86	K	
	(Ar)4s ¹	
	Potasio	

Ejercicio 17

Fíjate en la tabla del Sistema Periódico y busca en ella el símbolo del azufre. ¿Cuál es su número atómico? ¿Cuántos electrones tendrá? ¿Cuál es el número que hace referencia al número másico?

16	32,064	±2,4,6
444,6 11,9 2,87	S	
	(Ne)3s ² 3p ⁴	
	Azufre	

2.3.1. SÍMBOLOS DE LOS ELEMENTOS

Los **símbolos químicos** son las abreviaturas que se utilizan para identificar los elementos químicos, en lugar de sus nombres completos. Algunos elementos frecuentes y sus símbolos son:

carbono, C	aluminio, Al
oxígeno, O	cobre, Cu
nitrógeno, N	argón, Ar
hidrógeno, H	oro, Au
cloro, Cl	hierro, Fe
azufre, S	plata, Ag
magnesio, Mg	

La mayoría de los símbolos químicos se derivan de las letras del nombre latino del elemento. La primera letra del símbolo se escribe con mayúscula, y la segunda (si la hay) con minúscula. Los símbolos de algunos elementos conocidos desde la antigüedad proceden normalmente de sus nombres en latín. Por ejemplo, Cu de cuprum (cobre), Ag de argentum (plata), Au de aurum (oro) y Fe de ferrum (hierro). Este conjunto de símbolos que denomina a los elementos químicos es universal.

Reafirma tus conocimientos de los elementos químicos con estos ejercicios.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

Ejercicio 18

¿Cómo es el símbolo químico del mercurio?

	a) Me
	b) Mr
	c) Hg
	d) Hm

Ejercicio 19

El símbolo Pt, ¿a qué elemento hace referencia?

	a) Plata
	b) Platino
	c) Potasio
	d) Proactinio

Ejercicio 20

Escribe el nombre de los siguientes elementos:

Cu		Ni	
Br		Au	
Mg		Pb	
B		U	
O		Li	

Ejercicio 21

Escribe el símbolo de los siguientes elementos químicos

	Flúor		Titanio
	Aluminio		Zinc
	Calcio		Azufre
	Neón		Hidrógeno
	Silicio		Sodio
	Hierro		Carbono
	Plata		

TEMA III-6. Estructura de la materia.

2.3.2. GRUPOS

Los **grupos** son las columnas de la tabla periódica. Hay dieciocho grupos, numerados desde el número 1 al 18. Los elementos situados en dos filas fuera de la tabla pertenecen al grupo 3.

En un **grupo**, las **propiedades químicas son muy similares**, porque todos los elementos del grupo tienen el mismo número de electrones en su última o últimas capas.

Ejercicio 22

En la tabla periódica los elementos están ordenados:

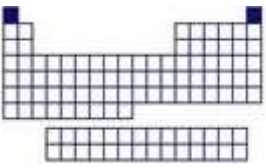
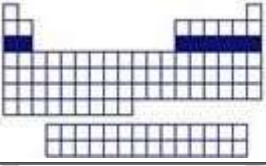
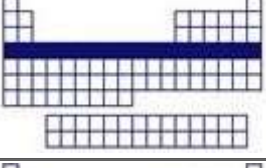
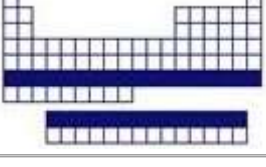
a) De forma alfabética
b) Según sus propiedades
c) Conforme se ha ido descubriendo
d) Según el uso que les damos

2.3.3. PERIODOS

Los **periodos** son las filas horizontales de la tabla periódica. Hay 7 periodos. El periodo que ocupa un elemento coincide con su última capa electrónica. Por ejemplo, un elemento con cinco capas electrónicas, estará en el quinto periodo.

Pero los periodos no son todos iguales, sino que el número de elementos que contienen va cambiando, aumentando al bajar en la tabla periódica.

El primer periodo tiene sólo **dos** elementos, el segundo y tercer periodo tienen **ocho** elementos, el cuarto y quinto periodos tienen **dieciocho**, el sexto y séptimo periodo tiene **treinta y dos** elementos. Estos dos últimos periodos tienen **catorce** elementos separados, para no alargar demasiado la tabla y facilitar su trabajo con ella.

	El primer periodo tiene dos elementos
	El segundo periodo y el tercer periodo tienen ocho elementos
	El cuarto periodo y el quinto periodo tienen dieciocho elementos
	El sexto periodo y el séptimo tienen treinta y dos elementos

TEMA III-6. Estructura de la materia.

Ejercicio 23

Contesta verdadero o falso:

	V / F
El primer periodo tiene sólo ocho elementos	
Los elementos se distribuyen en filas horizontales, llamadas periodos	
El periodo que ocupa un elemento coincide con su primera capa electrónica	
Las columnas de la tabla reciben el nombre de grupos	
En un grupo, las propiedades químicas son muy similares	
Todos los elementos del grupo tienen distinto número de electrones en su última capa	

2.3.4. METALES Y NO METALES

Los metales están situados a la izquierda de la tabla periódica y los no metales a la derecha.

Según la regla del octeto, los átomos tienden a tener en su última capa **8** electrones. Pero sólo unos pocos tienen, en principio, su configuración electrónica de esa forma: los **gases nobles o inertes**, llamados así porque no reaccionan con ningún otro elemento.

Los metales tienen en su última capa pocos electrones. El hierro, por ejemplo, tiene en su última capa, que es la cuarta, dos electrones; el sodio, uno; y el oro, dos.

Estos elementos tienen tendencia a perder esos electrones, quedando cargados positivamente y convirtiéndose en **iones positivos** o **cationes**. A estos elementos se les llama **metales**.

Son metales, entre otros, el hierro, el oro o el cobre.

TEMA III-6. Estructura de la materia.



Tabla Periódica de los Elementos de la RSEQ

1 H 1.008 hidrógeno																	18 He 4.003 helio
3 Li 6.941 litio	4 Be 9.012 berilio											5 B 10.811 boro	6 C 12.011 carbono	7 N 14.007 nitrógeno	8 O 15.999 oxígeno	9 F 18.998 flúor	10 Ne 20.180 neón
11 Na 22.990 sodio	12 Mg 24.305 magnesio											13 Al 26.982 aluminio	14 Si 28.086 silicio	15 P 30.974 fósforo	16 S 32.065 azufre	17 Cl 35.453 cloro	18 Ar 39.948 argón
19 K 39.098 potasio	20 Ca 40.078 calcio	21 Sc 44.956 escandio	22 Ti 47.867 titanio	23 V 50.942 vanadio	24 Cr 51.996 cromo	25 Mn 54.938 manganeso	26 Fe 55.845 hierro	27 Co 58.933 cobalto	28 Ni 58.693 níquel	29 Cu 63.546 cobre	30 Zn 65.38 zinc	31 Ga 69.723 galio	32 Ge 72.630 germanio	33 As 74.922 arsénico	34 Se 78.96 selenio	35 Br 79.904 bromo	36 Kr 83.798 kriptón
37 Rb 85.468 rubidio	38 Sr 87.62 estroncio	39 Y 88.906 itrio	40 Zr 91.224 zirconio	41 Nb 92.906 niobio	42 Mo 95.94 molibdeno	43 Tc 98.906 tecnecio	44 Ru 101.07 rutenio	45 Rh 102.91 rodio	46 Pd 106.42 paladio	47 Ag 107.87 plata	48 Cd 112.41 cadmio	49 In 114.82 indio	50 Sn 118.71 estaño	51 Sb 121.76 antimonio	52 Te 127.6 teluro	53 I 126.90 yodo	54 Xe 131.29 xenón
55 Cs 132.91 cesio	56 Ba 137.33 bario	57-71 Lantánidos	72 Hf 178.49 hafnio	73 Ta 180.95 tantalio	74 W 183.85 wolframio	75 Re 186.21 renio	76 Os 190.23 osmio	77 Ir 192.22 iridio	78 Pt 195.08 platino	79 Au 196.97 oro	80 Hg 200.59 mercurio	81 Tl 204.38 talio	82 Pb 207.2 plomo	83 Bi 208.98 bismuto	84 Po 209 polonio	85 At 210 astato	86 Rn 222 radón
87 Fr 223 francio	88 Ra 226 radio	89-103 Actínidos	104 Rf 261 rutherfordio	105 Db 262 dubnio	106 Sg 263 seaborgio	107 Bh 264 bohrio	108 Hs 265 hassium	109 Mt 266 meitnerio	110 Ds 271 darmstadtio	111 Rg 272 roentgenio	112 Cn 285 copernicio	113 Nh 286 nihonio	114 Fl 289 flerovio	115 Mc 290 moscovio	116 Lv 293 livermorio	117 Ts 294 teneso	118 Og 294 oganesón

57 La 138.905 lantano	58 Ce 140.12 cerio	59 Pr 140.908 praseodimio	60 Nd 144.24 neodimio	61 Pm 144.913 prometio	62 Sm 150.36 samario	63 Eu 151.964 europio	64 Gd 157.25 gadolinio	65 Tb 158.925 terbio	66 Dy 162.50 dysprosio	67 Ho 164.930 holmio	68 Er 167.259 erbio	69 Tm 168.930 tulio	70 Yb 173.054 ytterbio	71 Lu 174.967 lutecio
89 Ac 227.033 actinio	90 Th 232.038 torio	91 Pa 231.036 protactinio	92 U 238.029 uranio	93 Np 237.048 neptunio	94 Pu 239.042 plutonio	95 Am 243.061 americio	96 Cm 247.070 curcio	97 Bk 247.070 berkelio	98 Cf 251.080 californio	99 Es 252.083 einsteinio	100 Fm 257.103 fermio	101 Md 258.103 mendelevio	102 No 259.108 nobelio	103 Lr 260.105 lawrencio

Esta tabla periódica es la traducción de la versión realizada por la IUPAC con fecha 20 de noviembre de 2015. Para acceder a información actualizada sobre esta tabla se recomienda consultar www.iupac.org.
 Traducción realizada por RSEQ, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada.

Imagen 14. Tabla Periódica de la RSEQ

Como principales propiedades podemos destacar las siguientes:

- Casi todos son sólidos a temperatura ambiente
- Son buenos conductores del calor y de la electricidad.

Ejemplos de metales: hierro (Fe), cobre (Cu), plata (Ag), oro (Au), plomo (Pb), zinc (Zn), sodio (Na), magnesio (Mg)

Los no metales tienen en su última capa casi **8** electrones, como el oxígeno, el cloro o el fósforo,

Estos elementos tienen tendencia a quitar electrones de otros átomos, hasta adquirir los **8** electrones en su última capa, por lo que adquieren carga negativa y se convierten en **aniones** o **iones negativos**.

Son propiedades comunes a los no metales:

- La mayoría son líquidos o gases a temperatura ambiente.
- Son malos conductores del calor y de la electricidad.

Ejemplos de no metales: cloro (Cl), oxígeno (O), Nitrógeno (N), flúor (F), azufre (S), carbono (C).

Actividad: En la Tabla Periódica de la imagen 14, haz una línea en zigzag que separe los metales de los no metales. ¿Se pueden clasificar los gases nobles como no metales por su posición, o representan una excepción?

TEMA III-6. Estructura de la materia.

3. ENLACES QUÍMICOS. COMPUESTOS SENCILLOS: SU FORMACIÓN Y PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS. MASA ATÓMICA Y MASA MOLECULAR. PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS.

Salvo en el caso de los gases nobles, cuyos átomos permanecen normalmente aislados, los átomos de los elementos tienden a unirse unos a otros para formar moléculas. De esta manera se construyen todas las sustancias: agua, madera, metales,...

- ¿Por qué los átomos tienden a unirse y no permanecen aislados como tales átomos?
- ¿Por qué un átomo de cloro se une a uno de hidrógeno y, sin embargo, un átomo de oxígeno se combina con dos de hidrógeno o uno de nitrógeno con tres de hidrógeno?
- ¿Cuál es el “mecanismo” que mantiene unidos los átomos?

La respuesta a todas estas preguntas está en que los átomos de los elementos tienden a rodearse de **ocho electrones** en su capa o **nivel más externo** para adquirir la máxima estabilidad. Este comportamiento se conoce como **regla del octeto**.

Para conseguir esa mayor estabilidad, los átomos de los elementos tienden a **ganar**, **perder** o **compartir** electrones para alcanzar los **ocho electrones en su última capa** (o sólo dos si su nivel más externo es el primero). Esta mayor estabilidad de las agrupaciones de átomos resultante, es la que justifica el **enlace químico**.

No todos los enlaces químicos son iguales, **hay varias clases de enlace químico**, dependiendo de la clase de átomos que se unen y de si ganan, pierden o comparten electrones, para conseguir la regla del octeto.

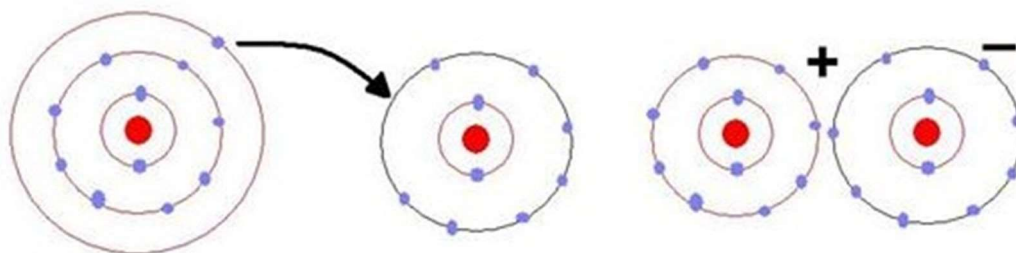
Los tres tipos de enlace que vamos a ver a continuación, son: **iónico**, **covalente** y **metálico**

3.1. ENLACE IÓNICO. EJEMPLOS Y PROPIEDADES.

Los metales tienen tendencia a perder electrones, porque su última capa tiene muy pocos electrones, y los no metales tienen tendencia a capturarlos.

Cuando un átomo de un metal y el de un no metal se acercan, el átomo del metal cederá al átomo no metálico uno o varios electrones. El **no metal** quedará con **carga negativa**, se ha convertido en un **anión**, mientras que el átomo de **metal**, como ha perdido electrones, quedará con **carga positiva**, ahora es un **cation**.

Por ejemplo, si se enfrentan un átomo de flúor con 9 electrones (**2-7**), que tiene 7 electrones en su última capa (le falta sólo uno para “completarla”) y un átomo de sodio con 11 electrones (**2-8-1**), que en su última capa tiene sólo un electrón, el sodio cede al cloro el electrón que tiene en su capa de valencia, con lo que ambos quedan con 8 electrones en la última capa.



TEMA III-6. Estructura de la materia.

Imagen 15: Enlace iónico. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

El flúor queda cargado negativamente (F^-) y el sodio, positivamente (Na^+).

El proceso fundamental consiste en la **transferencia de electrones entre los átomos (uno da un electrón y el otro lo coge)**, formándose iones de distinto signo que se atraen.

Este proceso tiene lugar en otros muchos átomos de cada elemento, de modo que los iones formados se colocan ordenadamente constituyendo **redes cristalinas**.

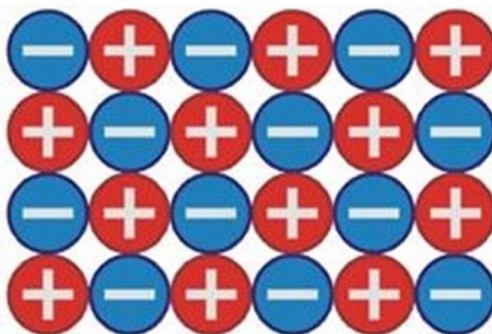


Imagen 16: Cristal iónico. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

El enlace iónico tiene lugar entre metales y no metales.

La fuerza eléctrica es fuerte y de gran alcance, por eso las **sustancias** que se forman mediante enlace iónico serán **duras** y con un **punto de fusión alto**, serán **sólidos**. Pero si se golpean, se romperán con facilidad, ya que al moverse un poco los iones, se enfrentarán iones de igual carga, que se repelen, rompiendo el cristal, son sustancias frágiles.

Ejemplo Resuelto:

Vamos a ver como se realiza el enlace entre el calcio y dos átomos de flúor par dar la fluorita, CaF_2 .

En primer lugar, vamos a ver cuántos electrones tiene cada uno de los átomos que intervienen en el enlace.

Átomos	Capa K	Capa L	Capa M	Capa N	Electrones de Valencia
Calcio Z=20	2	8	8	2	2
Flúor Z=9	2	7			7

El calcio posee dos electrones de valencia, y al ser un metal, se va a convertir en un catión Ca^{2+} , para tener su última capa llena, por lo que esos dos electrones de valencia los va a ceder. El flúor por el contrario, es un no metal y su tendencia es a ganar un electrón y convertirse en un anión F^-

, con la misma estructura electrónica que el gas noble más próximo, muy estable. Si analizamos la fórmula del compuesto, CaF_2 el que haya un subíndice 2 en el flúor significa que con el calcio hay unidos dos átomos de flúor. Ahora sí se entiende que tengamos dos cargas positivas del calcio y para compensarlas necesitemos dos cargas negativas, una de cada uno de los flúor. El calcio cede cada uno de sus electrones a

TEMA III-6. Estructura de la materia.

Ejercicio 24

Comprueba si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

	V / F
Los átomos de los elementos tienden a rodearse de ocho electrones en el nivel más externo para adquirir la máxima estabilidad.	
Los metales tienen tendencia a ganar electrones, porque su última capa tiene muy pocos electrones, así tienen más.	
Los no metales tienen tendencia a capturar electrones para completar su última capa y parecerse al gas noble más próximo.	
El enlace iónico está formado por un metal y un no metal, es decir, por un catión y un anión.	
Las sustancias que se forman mediante enlace iónico serán blandas y con un punto de fusión bajo, serán líquidos.	

Propiedades de los compuestos que presentan enlace iónico:

- 1.- Son sólidos a temperatura ambiente y tienen elevados puntos de fusión.
- 2.- Son duros y difíciles de rayar.
- 3.- Son solubles en agua
- 4.- En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero si lo hacen fundidos o en disolución.

3.2. ENLACE COVALENTE. EJEMPLOS Y PROPIEDADES.

Si los átomos que se enfrentan son ambos electronegativos (no metales), ninguno de los dos cederá electrones. Una manera de adquirir la configuración de gas noble en su última capa es permanecer juntos con el fin de **compartir electrones**. Se forma así un **enlace covalente**.

En el enlace covalente los átomos se unen dos a dos, compartiendo dos, cuatro o seis electrones y recibiendo el nombre de enlace simple, enlace doble o enlace triple. Cuanto mayor sea el número de electrones compartidos, mayor será la fortaleza del enlace.

Para representar el enlace covalente, se suelen utilizar las llamadas **estructuras de Lewis**. Vamos a ver un ejemplo:

Se escribe el símbolo del elemento y alrededor de él sus electrones de valencia (última capa).



Imagen 17: Enlace covalente. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

En el ejemplo podemos ver cómo a cada uno de los átomos de flúor le falta un electrón

TEMA III-6. Estructura de la materia.

para tener 8 en su capa de valencia (última capa). Para conseguirlo, comparten una pareja de electrones (procedentes uno de cada átomo) con lo que consiguen la estructura de gas noble. Los electrones compartidos son los que forman el enlace.

Algunos ejemplos de enlaces covalentes son Cl_2 , O_2 , N_2 .

La forma en que se lleva a cabo el enlace en el **cloro** es similar al flúor, ambos pertenecen al mismo grupo y tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia, 7, por lo que necesitan compartir un electrón cada uno para tener 8 y tener así la estabilidad del gas noble más cercano a cada uno de ellos. Si cada uno de los cloros comparte su último electrón con el otro cloro, ambos quedan rodeados por 8 electrones y unidos por un enlace covalente.

En el caso de la molécula de **oxígeno**, está formada por dos átomos de oxígeno. Como cada uno de ellos solo tiene 6 electrones en su capa de valencia, necesita de 2 electrones más cada uno para tener los 8 electrones y así una configuración estable. Si cada uno de los átomos de oxígeno aporta un par de electrones al enlace, éste quedará formado por 4 electrones, dos pares, y cada uno de los átomos de oxígeno quedará rodeado de 8 electrones y por tanto unidos formando enlace. Es por ello que el oxígeno se encuentra normalmente en forma molecular, es decir, dos átomos de oxígeno juntos, O_2 , porque es más estable compartir electrones que tener la capa de valencia con 6 electrones solamente.

En la molécula de **nitrógeno** ocurre lo mismo. Cada nitrógeno tiene 5 electrones en su capa de valencia, necesitaría tres electrones más para alcanzar su estabilidad. Si se unen dos átomos de nitrógeno para formar enlace, cada átomo de nitrógeno aporta al enlace 3 electrones, el enlace estará formado por 6 electrones, tres pares, más los dos electrones que le quedan a cada uno de los nitrógenos, hacen un total de 8 electrones alrededor de cada uno de los átomos de nitrógeno.

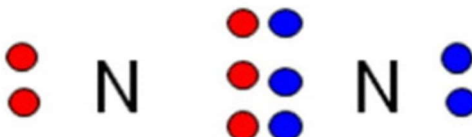
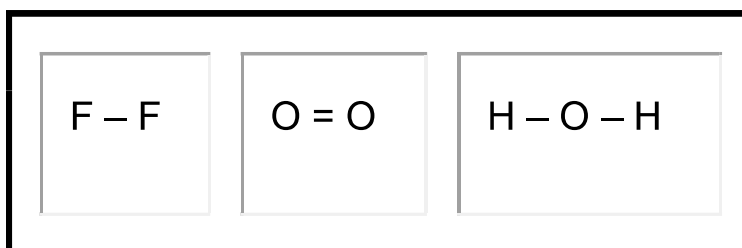


Imagen 18: Enlace del nitrógeno. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Para simplificar la escritura, los electrones de enlace (cada par de electrones compartidos) se representan por una raya entre ambos átomos:



El **proceso fundamental** en este tipo de enlace es la **compartición de electrones**. Los átomos permanecen juntos con el fin de poder compartir los electrones.

Cuando los átomos se unen mediante este tipo de enlace se forman unas nuevas entidades formadas por los átomos unidos. Son las **moléculas**.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

Las moléculas (y las sustancias que éstas forman) se representan habitualmente mediante **fórmulas químicas**. En una fórmula química, se escriben los símbolos de los elementos que forman la molécula, añadiendo números que indican el número de átomos de cada elemento que intervienen. Así, en los ejemplos que aparecen más arriba, las fórmulas de cada sustancia serían:

Flúor: F_2	Oxígeno: O_2	Agua: H_2O
<i>Dos átomos de flúor</i>	<i>Dos átomos de oxígeno</i>	<i>Dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno</i>

En el enlace covalente, aunque los átomos se unen unos a otros con fuerza, no ocurre lo mismo con las moléculas, que apenas si se unen entre sí; por lo que se pueden separar con facilidad. Así que los compuestos formados por enlace covalente serán **blandos** y su **punto de fusión y ebullición** será **bajo**. **La mayoría serán gases** a temperatura ambiente.

En el agua, los átomos se unen mediante enlaces simples: $H - O - H$

En el dióxido de carbono se forman enlaces dobles (se comparten dos parejas de electrones): $O = C = O$

También se dan uniones con enlaces triples, como en el cianuro de hidrógeno: $H - C \equiv N$

Ejercicio 25

Para entender bien el enlace covalente, identifica cuales de las siguientes afirmaciones son verdaderas.

	V / F
El enlace covalente se da entre elementos de la zona derecha de la tabla periódica, entre no metales.	
La cesión de electrones de un átomo a otro es propia del enlace covalente.	
En el enlace covalente los átomos se unen mediante la formación de iones, uno positivo y uno negativo.	
En el enlace covalente cuanto mayor sea el número de electrones compartidos, mayor será la fortaleza del enlace.	
El proceso fundamental en este tipo de enlace es la compartición de electrones.	
Los compuestos formados por enlace covalente serán duros. La mayoría serán sólidos a temperatura ambiente.	

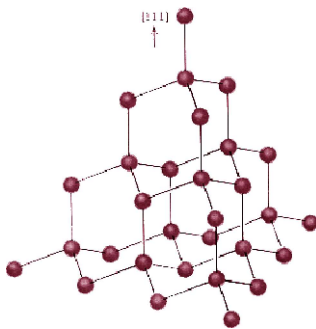
TIPOS DE COMPUESTOS COVALENTES

A.- Moleculares: Están formados por moléculas independientes: Hidrógeno (H_2), Oxígeno (O_2), Cloro (Cl_2), Agua (H_2O), Amoníaco (NH_3), Metano (CH_4). Los átomos dentro de la molécula están unidos muy intensamente, pero entre las moléculas las fuerzas de atracción son muy débiles.

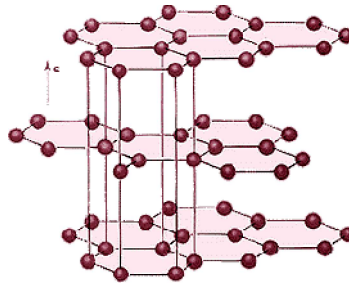
Propiedades de los compuestos covalentes moleculares:

- 1.- Son gases o líquidos volátiles.
- 2.- No conducen la corriente eléctrica.
- 3.- Poco solubles en agua, pero se disuelven en disolventes orgánicos.

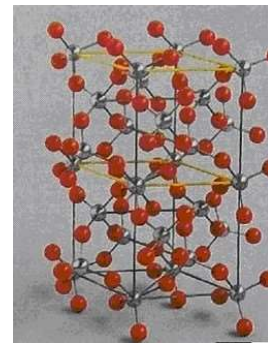
B.- Cristales covalentes: Son redes cristalinas formadas por átomos unidos mediante enlaces covalentes. Ejemplos son el diamante (C), grafito (C), el cuarzo, (SiO_2), el corindón (Al_2O_3), etc.



Diamante



Grafito



Cuarzo

Propiedades de los cristales covalentes:

- 1.- Son sólidos muy duros.
- 2.- Muy elevados puntos de fusión.
- 3.- No conducen el calor ni la electricidad.
- 4.- Insolubles en cualquier tipo de disolventes.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

3.3. ENLACE METÁLICO. EJEMPLOS Y PROPIEDADES.

Los metales, con pocos electrones en su última capa, tienen tendencia a liberar esos electrones. Si se encuentran con un átomo de no metal le cederán los electrones sobrantes y formarán un enlace iónico.

Si no hay átomos no metálicos, los metales **liberan sus electrones y forman una estructura de cationes**, rodeados por una **nube de electrones** que mantienen unidos los cationes; es decir, los electrones son compartidos por todos los núcleos. Cuantos más electrones haya en la nube, es decir, cuanto más a la derecha de la tabla se encuentre el metal, más fuerza tendrá el enlace metálico.



Imagen 19: Enlace metálico. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Los metales serán **duros**, más cuanto más a la derecha de la tabla se sitúe el metal. Como no hay aniones, no se romperán con facilidad, son **tenaces**. La existencia de la nube de electrones hace que puedan conducir la electricidad, que es la propiedad más característica de los metales y de los compuestos con enlace metálico: son **buenos conductores del calor y la electricidad**.

Ejercicio 26

Para entender bien el enlace metálico, identifica cuales de las siguientes afirmaciones son verdaderas:

	V / F
Los metales tienen tendencia a liberar electrones. Si se encuentran con un átomo de no metal le cederán los electrones sobrantes y formarán un enlace iónico.	
El enlace metálico se da entre metales y no metales.	
El enlace metálico se forma por metales que liberan sus electrones y forman una estructura de cationes, rodeados por una nube de electrones liberados que mantienen unidos los cationes.	
En el enlace metálico los electrones son compartidos por todos los núcleos.	
La existencia de la nube de electrones hace que sean muy buenos aislantes.	

TEMA III-6. Estructura de la materia.

Ejercicio 27

De los siguientes ejemplos, ¿Cuáles poseen enlaces metálicos?

a) Un tenedor de acero
b) Una cuchara de madera
c) Una botella de plástico
d) Un hilo de cobre

e) Un folio de papel
f) Una bolsa de plástico
g) Un taburete de aluminio
h) Una servilleta de papel

Propiedades de las sustancias que presentan enlace metálico:

- 1.- Son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio.
- 2.- Son buenos conductores del calor y la electricidad, debido a la movilidad de sus electrones.
- 3.- Son dúctiles (forman hilos) y maleables (forman láminas).
- 4.- Tiene brillo metálico característico.

ELEMENTOS Y COMPUESTOS IMPORTANTES

Los **elementos** químicos están formados por un solo tipo de átomos, mientras que los **compuestos** se forman por la unión de átomos de varios elementos.

Un ejemplo de elemento es **el hidrógeno o el oxígeno**, que están formados por moléculas, que se representan por fórmulas químicas, en las que aparecen los símbolos de los elementos presentes, con unos subíndices, que nos indican el número de átomos de ese elemento que forman parte de la molécula. En los casos mencionados: **H₂** y **O₂**.

Un ejemplo de compuesto es **el agua**, cuya fórmula es: **H₂O**, lo cual nos indica que la molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

3.4. ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

Todas las sustancias están formadas por átomos, pero no todas están formadas por moléculas.

Los **átomos** se representan por un símbolo químico y sus características son su número atómico y su número másico, que ya hemos visto en apartados anteriores.

Las **moléculas** se representan por fórmulas químicas y pueden tener un sólo elemento o varios. Los átomos se unen por enlace covalente para formar las moléculas.

Veamos algunos elementos químicos que tienen gran importancia para los seres vivos:

- El **oxígeno (O)** interviene en la respiración de todos los seres vivos y hace posible la vida en nuestro planeta,
- El **carbono (C)** forma parte de todas las células de los seres vivos.
- El **calcio (Ca)** es fundamental para el desarrollo de los huesos y les proporciona solidez y resistencia.
- El **sodio (Na)**, el **potasio (K)** y el **cloro (Cl)** son indispensables para el funcionamiento de las células nerviosas.
- El **yodo (I)** regula importantes funciones en los seres vivos. A pesar de que se necesita en cantidades muy pequeñas, su ausencia puede alterar el funcionamiento de todo el organismo.

Otros elementos importantes son:

- El **hierro (Fe)**, metal de gran importancia industrial para la fabricación de diferentes utensilios. También se encuentra en la hemoglobina de la sangre.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

- El **aluminio (Al)**, usado en la fabricación de utensilios de cocina, así como en arquitectura y aeronáutica.

3.5. MASA ATÓMICA Y MASA MOLECULAR

Masa atómica es la masa de un átomo. También se la conoce como peso atómico, aunque es más correcta la primera. Coincide aproximadamente con el número másico y se mide en **unidades de masa atómica (u)**.

1 u es aproximadamente la masa de un protón o la de un neutrón. La masa de un electrón es unas 2000 veces menor, por lo que no se tienen en cuenta en el cálculo de la masa atómica.

Masa molecular es la masa de una molécula y se calcula sumando las masas de todos sus átomos. También se mide en "u".

Ejemplo:

Masa atómica del H = 1 u (un átomo de hidrógeno tiene 1 protón solamente)

Masa molecular del hidrógeno (H_2) = $2 \cdot 1 = 2$ u

Masa atómica del O = 16 u (un átomo de oxígeno tiene 8 protones y 8 neutrones)

Masa molecular del oxígeno (O_2) = $2 \cdot 16 = 32$ u

Masa molecular del agua (H_2O) = $2 \cdot 1 + 16 = 18$ u

3.6. MATERIA INORGÁNICA

Tradicionalmente se clasificaba la materia en inorgánica y orgánica. Se consideran compuestos inorgánicos los que no son fabricados por los seres vivos, mientras que los orgánicos sí lo son.

Los **compuestos inorgánicos** más importantes son:

- **Agua (H_2O)**. Como sabes, es fundamental para la vida.
- **Dióxido de carbono (CO_2)**. Gas que se origina en todas las combustiones y en la respiración de los seres vivos. Se encuentra en la atmósfera y es captado por las plantas para la realización de la fotosíntesis. Forma con el agua el **ácido carbónico (H_2CO_3)**, presente en todas las bebidas carbónicas.
- **Agua oxigenada o peróxido de hidrógeno (H_2O_2)**. Desinfectante y blanqueante.
- **Amoniaco (NH_3)**. Se emplea para fabricar abonos y como producto de limpieza.
- **Metano (CH_4)**. Principal componente del gas natural.
- **Hidróxido de sodio (NaOH)**. También se llama "sosa cáustica". Sólido muy corrosivo y peligroso. Es muy soluble en agua y puede producir quemaduras en la piel.
- **Hidróxido de potasio (KOH)**. También llamado "potasa". Sólido muy soluble en agua y peligroso como el anterior.
- **Ácido clorhídrico (HCl)**. Es un ácido fuerte, muy utilizado en los laboratorios.
- **Ácido sulfúrico (H_2SO_4)**. Líquido muy importante en los laboratorios, como ácido fuerte, y en la industria. Origina unas sales llamadas **sulfatos**.
- **Cloruro de sodio (NaCl)**. Es la sal común. De él se obtienen los elementos cloro y sodio.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

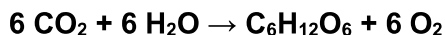
Los compuestos inorgánicos de uso común en casa son:

- HCl, ácido clorhídrico, en disolución es lo que nosotros llamamos sulfaman.
- I₂, yodo, en disolución y con otros componentes, se usa como desinfectante de heridas.
- NaCl, sal común que se usa en cocina.
- Al, en forma de fina lámina de papel, papel aluminio.
- H₂O, el agua que bebemos.
- H₂O₂, agua oxigenada, desinfectante.
- NH₃, amoníaco, usado en casa para limpiar.
- NaOH, sosa o hidróxido de sodio, usado por nuestras madres para hacer jabón casero con el aceite que sobra en la cocina, entre otros usos.
- H₂SO₄, el ácido sulfúrico, es un gran deshidratante, muy peligrosos. Las baterías de los coches lo contienen para su buen funcionamiento.
- NaClO, hipoclorito de sodio, en disolución, es la lejía que se usa para la limpieza.

3.7. MATERIA ORGÁNICA

Como compuestos orgánicos, podemos destacar los siguientes:

- La **glucosa (C₆H₁₂O₆)**, que es sintetizada por los organismos autótrofos (como las plantas) en la fotosíntesis, según la reacción:



- El **almidón**, producido por las células vegetales.
- Los **ácidos nucleicos (ADN y ARN)** presentes en todas las células y responsables de las divisiones celulares y de la síntesis de proteínas.
- Los **aminoácidos**, que forman las proteínas o los **ácidos grasos**, que también forman los lípidos.

Todos ellos tienen fórmulas bastante complejas, razón por la cual no las reproducimos aquí.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

- 4 NOMENCLATURA INORGÁNICA: PARTICIPACIÓN DE UN LENGUAJE CIENTÍFICO COMÚN Y UNIVERSAL FORMULANDO Y NOMBRANDO SUSTANCIAS SIMPLES, IONES MONOATÓMICOS Y COMPUESTOS BINARIOS MEDIANTE LAS REGLAS DE LA NOMENCLATURA IUPAC

4.1 INTRODUCCIÓN

La Química Inorgánica es la rama de la Química que estudia los compuestos formados por todos los elementos químicos a excepción del carbono (aunque algunos compuestos que contienen este elemento pueden considerarse inorgánicos). Dichos compuestos no tienen, en general, una relación directa con la composición de los seres vivos.

La IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) es el organismo internacional encargado de supervisar y actualizar las referencias y la terminología en el ámbito de la Química, por tanto, establece las **reglas de nomenclatura** que deben seguirse para asignar el nombre a cada compuesto inorgánico, y las modifica periódicamente. La última revisión tuvo lugar en el año 2005 y es, por tanto, la que está vigente en la actualidad.

Tipos de nomenclatura:

La **nomenclatura sistemática** es aquella que sigue unas reglas fijas y nos proporciona información sobre la composición química, es decir, se relaciona directamente con la fórmula del compuesto. Dentro de este tipo de nomenclatura, que es la que se recomienda mayoritariamente, destaca la **nomenclatura de composición o estequiométrica**, que se basa en describir los elementos presentes y sus proporciones.

Ejemplo: SO_2 = dióxido de azufre

Aquí se utilizan **prefijos multiplicadores**: mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, ...

La **nomenclatura vulgar** asigna nombres que no siguen reglas específicas, y suele estar desaconsejada o en desuso, salvo en casos puntuales.

Ejemplo: H_2O =agua

Es necesario conocer el **número de oxidación** o **valencia** para formular correctamente en muchas ocasiones. Este número representa la carga que correspondería a cada elemento si el compuesto fuese iónico. Se trata de un concepto formal, ya que realmente hay muy pocos compuestos que sean de carácter completamente iónico.

En el siguiente cuadro se resumen las valencias de algunos elementos químicos:

TEMA III-6. Estructura de la materia.

METALES

ELEMENTOS	SÍMBOLOS	VALENCIAS		ELEMENTOS	SÍMBOLOS	VALENCIAS
Litio Sodio Potasio Rubidio Cesio Francio Plata Amonio	Li Na K Rb Cs Fr Ag NH ₄ ⁺	1		Cobre Mercurio	Cu Hg	1, 2
				Aluminio	Al	3
				Oro	Au	1, 3
				Hierro Cobalto Niquel	Fe Co Ni	2, 3
Berilio Magnesio Calcio Estroncio Bario Radio Cinc Cadmio	Be Mg Ca Sr Ba Ra Zn Cd	2		Estaño Plomo Platino Iridio	Sn Pb Pt Ir	2, 4
				Cromo	Cr	2, 3, (3), (6)
				Manganeso	Mn	2, 3, 4, (6), (7)

NO METALES

Hidrógeno	H	-1, 1		Nitrógeno Fósforo	N P	-3, 1,(2), 3,(4),5 -3, 1, 3, 5
Flúor	F	-1		Arsénico Antimonio	As Sb	-3, 3, 5
Cloro Bromo Yodo	Cl Br I	-1, 1, 3, 5, 7		Boro Bismuto	B Bi	-3, 3 3
Oxígeno	O	-2, (-1)		Carbono Silicio	C Si	-4, 2, 4 -4, 4
Azufre Selenio Teluro	S Se Te	-2, 2, 4, 6				

4.2. NOMENCLATURA DE ELEMENTOS E IONES MONOATÓMICOS

Los **elementos** son especies químicas formadas por un **mismo tipo de átomos**. A veces se presentan formando moléculas, que se formulan escribiendo el símbolo del elemento y el subíndice que indica el número de átomos que forman la molécula. Para nombrarlos se antepone al nombre el elemento el prefijo multiplicador correspondiente:

Ag: plata; N₂=dinitrógeno; S₈=octaazufre

En el caso de los iones monoatómicos, debemos distinguir los cationes -con carga positiva- de los aniones -con carga negativa-. Tanto unos como otros se formulan

TEMA III-6. Estructura de la materia.

escribiendo el símbolo del elemento y la carga como superíndice a la derecha, en el formato “n+” o “n-”, según corresponda. La carga debe aparecer obligatoriamente en el nombre de los cationes, para distinguirlos de los elementos.

Ejemplos:

H⁺= hidrón

Ca²⁺=calcio (2+)

Cl⁻ =cloruro

O²⁻= óxido

S²⁻= sulfuro

Ejercicio 28

Calcula los números de oxidación de los átomos que forman parte de los compuestos siguientes: NaCl y Fe₂O₃.

Ejercicio 29. Completa esta tabla de elementos e iones:

Fórmula	Es un...	Nombre
		tetrafósforo
Zn ²⁺		

4.3. ÓXIDOS, HIDRUROS Y OTRAS COMBINACIONES BINARIAS SIMPLES

Los **óxidos** son combinaciones binarias con O. El estado de oxidación de este elemento no metálico es -2. Para nombrar un óxido se recomienda el uso de la **nomenclatura de composición con prefijos multiplicadores**, teniendo en cuenta las siguientes consideraciones:

Si el oxígeno se combina **con elementos distintos de los halógenos**, el nombre se construye con la denominación “**óxido**”, precedido por su prefijo multiplicador correspondiente (dióxido, trióxido, etc.), seguida de la preposición “**de**”, y el nombre del segundo elemento. A este se antepone el prefijo multiplicador, si hay más de un átomo.

Ejemplos: Al₂O₃= **trióxido de dialuminio**; PbO₂= **dióxido de plomo**

Si el oxígeno se combina con un **elemento del grupo 17** -flúor, cloro, bromo, yodo o astato- se indicará en primer lugar el **nombre del halógeno terminado en -uro**, seguido de las palabras “de oxígeno”, incluyendo los prefijos multiplicadores para indicar la proporción correspondiente.

Ejemplos: O₃Cl₂= **dicloruro de trióxígeno**; OF₂= **difluoruro de oxígeno**

El uso del prefijo **mono** se reserva para aquellas situaciones en las que se puede presentar ambigüedad a la hora de identificar el compuesto, porque existan varios óxidos diferentes del mismo elemento.

Ejemplos: CO= **monóxido de carbono**; CO₂=**dióxido de carbono**; BaO=óxido de bario

TEMA III-6. Estructura de la materia.

Como norma general, podrás comprobar que siempre se nombra en primer lugar el que se escribe en segundo lugar. Si en segundo lugar está el oxígeno es un **óxido**, si está el hidrógeno es un **hidruro** y si se encuentra un elemento no metálico (o algún metal incluso), debes escribir la raíz de dicho elemento con la terminación **-uro**.

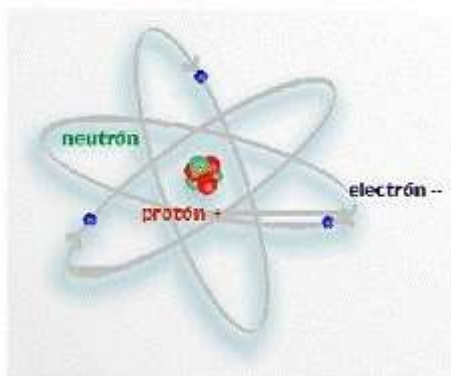
Si necesitas profundizar más y aclararte con más ejemplos, existe un anexo aparte que contiene una ampliación interesante. En este nivel no hace falta trabajar combinaciones ternarias

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

¿Qué es el átomo? Haz un dibujo indicando sus partes.

El átomo es la unidad básica de la materia. También se puede definir como la unidad básica de cualquier elemento químico.



Ejercicio 2

¿Qué partículas forman el átomo?

Las partículas que forman el átomo son:

- Protones: Tienen carga eléctrica positiva y están en el núcleo del átomo
- Neutrones: No tienen carga eléctrica y están en el núcleo atómico
- Electrones: Tienen carga eléctrica negativa y giran alrededor del núcleo.

Ejercicio 3

¿Qué partículas son responsables de los fenómenos eléctricos?

Las partículas responsables de los fenómenos eléctricos son los electrones.

Ejercicio 4

TEMA III-6. Estructura de la materia.

¿Cómo se carga positivamente un cuerpo? ¿y negativamente?

Un cuerpo se carga positivamente si sus átomos pierden electrones y negativamente si se le añaden electrones a los átomos que lo forman.

Ejercicio 5

¿Cuándo hay diferencia de cargas entre dos cuerpos?

La diferencia de cargas existe cuando uno de los cuerpos tiene carga negativa (tras añadir electrones a sus átomos) y el otro tiene carga positiva (tras perder electrones sus átomos).

Ejercicio 6

¿Cuál de los siguientes gráficos representa el modelo atómico de Thomson?

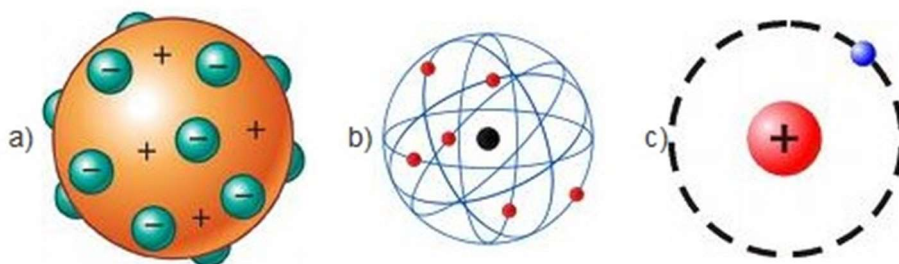


Imagen 9: Modelos atómicos. Fuente: materiales virtuales ESPA.
Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

El modelo de Thomson se corresponde con la imagen "a": los electrones, diminutas partículas con carga eléctrica negativa, están incrustadas en una nube de carga positiva de forma similar a las pasas en un pastel.

Ejercicio 7

De las siguientes afirmaciones, di si son verdaderas o falsas:

	V / F
a) Los electrones fueron descubiertos por el científico Thomson.	V
b) El modelo de Thomson propone: Los electrones (pequeñas partículas con carga positiva) se encontraban incrustados en una nube de carga negativa.	F
c) Rutherford bombardeaba la lámina de oro con partículas cargadas negativamente, llamadas partículas alfa, α .	F
d) Según el modelo de Rutherford, el núcleo es la parte central, de tamaño muy pequeño, donde se encuentra toda la carga positiva y, prácticamente, toda la masa del átomo.	V
e) Según el modelo de Rutherford, los electrones con masa muy pequeña y carga negativa, giran alrededor del núcleo.	V

Ejercicio 8

¿Cuántos electrones tienen los siguientes átomos?

ELEMENTO	Nº PROTONES	Nº ATOMICO (Z)	Nº ELECTRONES
Litio (Li)	3	3	3
Hierro (Fe)	26	26	26
Cloro (Cl)	17	17	17
Plata (Ag)	47	47	47

Como el número atómico se corresponde con el número de protones y también con el de electrones cuando el átomo está en estado neutro, el número de electrones de cada átomo, coincidirá con el de protones.

Ejercicio 9

Un átomo tiene 21 protones, ¿Cuántas cargas positivas tiene? ¿Cuántas negativas? ¿Cuál es su carga total?

Si tiene 21 protones, como cada uno posee una carga positiva, el número de cargas positivas es 21.

Puesto que todos los átomos tienen el mismo número de cargas positivas que negativas, tendrá también 21 electrones o cargas negativas.

Como el número de cargas positivas y el cargas negativas es igual, la suma total de cargas será cero, $21 + (-21) = 0$

Ejercicio 10

¿Cuál es el número másico de los siguientes átomos? ¿Cuál su número atómico?

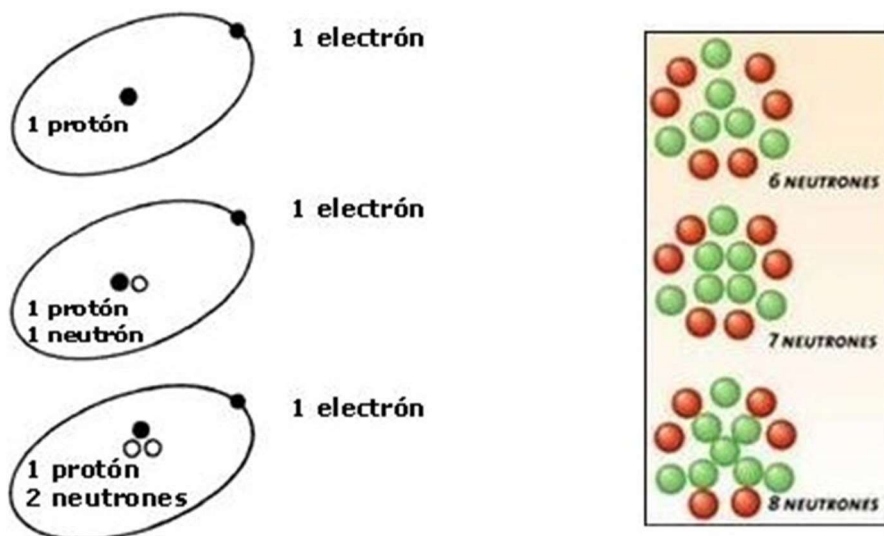


Imagen 10: Ejercicio de número atómico y número másico. Fuente: materiales virtuales ESPA.

TEMA III-6. Estructura de la materia.

Autor: Desconocido. Licencia: Desconocida.

Ejercicio 11

¿Cómo estarán distribuidos los electrones del átomo de aluminio en las diferentes capas?

Capa K: 2 electrones

Capa L: 8 electrones

Capa M: 3 electrones

Ejercicio 12

¿Y los electrones del átomo de Calcio? Z = 20

El número atómico, en un átomo neutro, representa tanto el número de protones como el de electrones. Por tanto tendremos que situar los 20 electrones del átomo de Ca en las distintas capas.

Es evidente que

K: 2 electrones

L: 8 electrones

En la capa M ($n = 3$) caben hasta 18 electrones, por lo que podríamos pensar en colocar en ella los 10 electrones restantes. Esto no es posible, ya que no puede haber más de 8 electrones en la última capa. Es decir, cuando en la tercera capa llegamos a 8 electrones, hay que empezar a llenar la cuarta.

Por tanto, el resto de capas quedará así:

M: 8 electrones

N: 2 electrones

Ejercicio 13

¿Cuántos electrones tendrán en su capa de valencia los siguientes átomos neutros?

ÁTOMOS	CAPA K (n=1)	CAPA L (n=2)	CAPA M (n=3)	CAPA N (n=4)
Nitrógeno Z=7	2	5		
Flúor Z=9	2	7		
Fósforo Z=15	2	8	5	
Potasio Z=19	2	8	8	1

Si distribuimos los electrones en cada una de las capas, teniendo en cuenta que en cada capa no puede haber más de 8 electrones (regla del octeto), los electrones de valencia o los electrones situados en la capa de valencia, son respectivamente 5, 7, 5 y 1 para

TEMA III-6. Estructura de la materia.

el nitrógeno, flúor, fósforo y potasio.

Ejercicio 14

Fíjate en la tabla del Sistema Periódico y busca en ella el símbolo del potasio. ¿Cuál es su número atómico? ¿Cuántos electrones tendrá? ¿Cuál es el número que hace referencia al número másico?

19	39,098	1
768 63,7 8,26	K	
(Ar)4s ¹	Potasio	

Su símbolo es la letra K, su número atómico es 19, por lo tanto un átomo neutro de potasio posee 19 electrones y 19 protones. El número que hace referencia a su número másico es 39,098. Esto significa que la suma de los protones y neutrones es de 39, entonces mayoritariamente encontraremos potasio con 19 protones y 20 neutrones.

Ejercicio 15

Fíjate en la tabla del Sistema Periódico y busca en ella el símbolo del azufre. ¿Cuál es su número atómico? ¿Cuántos electrones tendrá? ¿Cuál es el número que hace referencia al número másico?

16	32,064	+2,4,6
444,6 11,9 2,87	S	
(Ne)3s ² 3p ⁴	Azufre	

Su símbolo es la letra S, su número atómico es 16, por lo tanto un átomo neutro de azufre posee 16 electrones y 16 protones. El número que hace referencia a su número másico es 32,064. Esto significa que la suma de los protones y neutrones es de 32, entonces mayoritariamente encontraremos azufre con 16 protones y 16 neutrones. En este caso el número de neutrones y protones coincide.

Ejercicio 16

¿Cómo es el símbolo químico del mercurio?

	a) Me
	b) Mr
X	c) Hg
	d) Hm

Ejercicio 17

El símbolo Pt, ¿a qué elemento hace referencia?

	a) Plata
X	b) Platino
	c) Potasio
	d) Proactinio

TEMA III-6. Estructura de la materia.

Ejercicio 18

Escribe el nombre de los siguientes elementos:

Cu	Cobre
Br	Bromo
Mg	Magnesio
B	Boro
O	Oxígeno

Ni	Níquel
Au	Oro
Pb	Plomo
U	Uranio
Li	Litio

Ejercicio 19

Escribe el símbolo de los siguientes elementos químicos

F	Flúor
Al	Aluminio
Ca	Calcio
Ne	Neón
Si	Silicio
Fe	Hierro
Ag	Plata

Ti	Titanio
Zn	Zinc
S	Azufre
H	Hidrógeno
Na	Sodio
C	Carbono

Ejercicio 20

En la tabla periódica los elementos están ordenados:

	a) De forma alfabética
X	b) Según sus propiedades
	c) Conforme se ha ido descubriendo
	d) Según el uso que les damos

Ejercicio 21

TEMA III-6. Estructura de la materia.

Contesta verdadero o falso:

	V / F
El primer periodo tiene sólo ocho elementos	F
Los elementos se distribuyen en filas horizontales, llamadas periodos	V
El periodo que ocupa un elemento coincide con su primera capa electrónica	V
Las columnas de la tabla reciben el nombre de grupos	V
En un grupo, las propiedades químicas son muy similares	V
Todos los elementos del grupo tienen distinto número de electrones en su última capa	F

Ejercicio 22

Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas

	V / F
Los átomos de los elementos tienden a rodearse de ocho electrones en el nivel más externo para adquirir la máxima estabilidad.	V
Los metales tienen tendencia a ganar electrones, porque su última capa tiene muy pocos electrones, así tienen más.	F
Los no metales tienen tendencia a capturar electrones para completar su última capa y parecerse al gas noble más próximo.	V
El enlace iónico está formado por un metal y un no metal, es decir, por un catión y un anión.	V
Las sustancias que se forman mediante enlace iónico serán blandas y con un punto de fusión bajo, serán líquidos.	F

Ejercicio 23

Para entender bien el enlace covalente,

	V / F
El enlace covalente se da entre elementos de la zona derecha de la tabla periódica, entre no metales.	V
La cesión de electrones de un átomo a otro es propia del enlace covalente.	F
En el enlace covalente los átomos se unen mediante la formación de iones, uno positivo y uno negativo.	F
En el enlace covalente cuanto mayor sea el número de electrones compartidos, mayor será la fortaleza del enlace.	V
El proceso fundamental en este tipo de enlace es la compartición de electrones.	V
Los compuestos formados por enlace covalente serán duros. La mayoría serán sólidos a temperatura ambiente.	F

identifica cuales de las siguientes afirmaciones son verdaderas.

Ejercicio 24

Para entender bien el enlace metálico, identifica

	V / F
Los metales tienen tendencia a liberar electrones. Si se encuentran con un átomo de no metal le cederán los electrones sobrantes y formarán un enlace iónico.	V
El enlace metálico se da entre metales y no metales.	F
El enlace metálico se forma por metales que liberan sus electrones y forman una estructura de cationes, rodeados por una nube de electrones liberados que mantienen unidos los cationes.	V
En el enlace metálico los electrones son compartidos por todos los núcleos.	V
La existencia de la nube de electrones hace que sean muy buenos aislantes.	F

Ejercicio 25

De los siguientes ejemplos, metales son:

- | | |
|--|--|
| <input checked="" type="checkbox"/> a) Un tenedor de acero | <input type="checkbox"/> e) Un folio de papel |
| <input type="checkbox"/> b) Una cuchara de madera | <input type="checkbox"/> f) Una bolsa de plástico |
| <input type="checkbox"/> c) Una botella de plástico | <input checked="" type="checkbox"/> g) Un taburete de aluminio |
| <input checked="" type="checkbox"/> d) Un hilo de cobre | <input type="checkbox"/> h) Una servilleta de papel |

ANEXO FORMULACIÓN INORGÁNICA

Apuntes extraídos del texto *Formulación y nomenclatura Química inorgánica* de Manuel Rodríguez Morales.

ELEMENTOS Y NÚMEROS DE OXIDACIÓN

Metales

Li	litio	+1
Na	sodio	+1
K	potasio	+1
Rb	rubidio	+1
Cs	cesio	+1
Fr	francio	+1
Ag	plata	+1
Be	berilio	+2
Mg	magnesio	+2
Ca	calcio	+2
Sr	estroncio	+2
Ba	bario	+2
Ra	radio	+2
Zn	cinc	+2
Cd	cadmio	+2
Al	aluminio	+3
Ga	galio	+3
Cu	cobre	+1, +2
Hg	mercurio	+1, +2
Au	oro	+1, +3
Fe	hierro	+2, +3
Co	cobalto	+2, +3
Ni	níquel	+2, +3
Ge	germanio	+2, +4
Sn	estaño	+2, +4
Pb	plomo	+2, +4
Pd	paladio	+2, +4
Pt	platino	+2, +4
Bi	bismuto	+3, +5
Ti	titanio	+2, +3, +4
Cr	cromo	+2, +3, +6
Mn	manganeso	+2, +3, +4, +6, +7
W	wolframio	+2, +3, +4, +5, +6

No metales

H	hidrógeno	-1, +1
F	flúor	-1
Cl	cloro	-1, +1, +3, +5, +7
Br	bromo	-1, +1, +3, +5, +7
I	yodo	-1, +1, +3, +5, +7
O	oxígeno	-2, +2, -1
S	azufre	-2, +2, +4, +6
Se	selenio	-2, +2, +4, +6
Te	teluro	-2, +2, +4, +6
N	nitrógeno	-3, +1, +2, +3, +4, +5
P	fósforo	-3, +1, +3, +5
As	arsénico	-3, +3, +5
Sb	antimonio	-3, +3, +5
C	carbono	-4, +2, +4
Si	silicio	-4, +4
B	boro	-3, +3

Notas

- Cuando el mercurio actúa con número de oxidación +1, forma el catión Hg_2^{2+} , que no se puede simplificar. Por ejemplo, Na_2Hg_2 .
- El oxígeno solo usa el número de oxidación +2 cuando se combina con el flúor, como en OF_2 . Recordar el que el flúor es el elemento más electronegativo y el oxígeno es el segundo.
- Cuando el oxígeno actúa con número de oxidación -1, forma el anión O_2^{2-} , que no se puede simplificar. Por ejemplo, H_2O_2 .
- ¿El nitrógeno solo forma óxidos? y ácidos con los números de oxidación arriba indicados: +1, +3, +5. Sin embargo, existen compuestos (óxidos: el NO_2 y el NO) en los que utiliza los números de oxidación +2 y +4.
- Los gases nobles no tienen número de oxidación puesto que no reaccionan fácilmente con otros elementos. Son: He (helio), Ne (neón), Ar (argón), Kr (kriptón), Xe (xenón), Rn (radón).
- La IUPAC aconseja poner los números de oxidación usando números romanos. Aquí no lo hemos hecho por cuestiones pedagógicas.

SUSTANCIAS SIMPLES

Son sustancias formadas por átomos de un único elemento.

Ne	neón	
K	potasio	
O ₂	dioxígeno	oxígeno
O ₃	trioxígeno	ozono
P ₄	tetrafósforo	
S ₆	hexazufre	

IONES SIMPLES

Son iones formados por átomos de un mismo elemento. Recuerda que los iones con carga positiva se llaman cationes y los que tienen carga negativa se llaman aniones.

Los *cationes* se nombran poniendo la palabra ión o catión seguida del nombre del elemento; si tuviera más de un número de oxidación, a continuación del nombre del elemento se pone, entre paréntesis y sin espacio, el número de oxidación (arábigo) seguido de +.

Los *aniones* se nombran poniendo la palabra ion o anión seguida de la raíz del elemento con la terminación -uro.

Li ⁺	ión litio	
Na ⁺	ión sodio	
Fe ²⁺	ión hierro(2+)	ión ferroso (desuso)
Fe ³⁺	ión hierro(3+)	ión férrico (desuso)
Cu ⁺	ión cobre(1+)	
Cu ²⁺	ión cobre(2+)	
H ⁻	ión hidruro	
I ⁻	ión yoduro	
Cl ⁻	ión cloruro	
S ²⁻	ión sulfuro	
O ²⁻	ión óxido	
O ₂ ²⁻	ión peróxido	
Hg ₂ ²⁺	ión dimercurio(2+)	

HIDRUROS METÁLICOS

Son combinaciones de los metales con hidrógeno; el metal tendrá número de oxidación positivo y el hidrógeno número de oxidación -1. Su formulación general es **XH_n**. Veremos la nomenclatura de los prefijos multiplicadores y la de número de carga.

Nomenclatura de los prefijos multiplicadores. Utiliza delante de la palabra *hidruro* los prefijos mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hexa-, hepta-, octo-, etc.

prefijo + "hidruro de " + prefijo + X

El prefijo mono- delante de hidruro solo se pone cuando la fórmula es XH, esto es, 1 a 1 y el elemento X tiene más de un número de oxidación positivo. Por ejemplo, AgH sería hidruro de plata, pues la plata solo tiene un número de oxidación positivo. Sin embargo, CuH sería monohidruro de cobre, pues el cobre tiene más de un número de oxidación positivo.

Nomenclatura del número de carga. Comienza siempre con la palabra hidruro y si el metal tuviera más de un número de oxidación, lo pondremos entre paréntesis con el signo delante, sin espacio entre el final del elemento y el paréntesis.

"hidruro de " + X

"hidruro de " + X + (núm. Oxidación+ signo)

KH	hidruro de potasio
	hidruro de potasio
AuH	monohidruro de oro
	hidruro de oro(1+)
NaH	hidruro de sodio
	hidruro de sodio
CuH	monohidruro de cobre
	hidruro de cobre(1+)
CaH ₂	dihidruro de calcio
	hidruro de calcio
AlH ₃	trihidruro de aluminio
	hidruro de aluminio
FeH ₂	dihidruro de hierro
	hidruro de hierro(2+)
FeH ₃	trihidruro de hierro
	hidruro de hierro(3+)
TiH ₄	tetrahidruro de titanio
	hidruro de titanio(4+)
CrH ₆	hexahidruro de cromo
	hidruro de cromo(6+)
AuH ₃	trihidruro de oro
	hidruro de oro(3+)
Hg ₂ H ₂	dihidruro de dimercurio
	hidruro de mercurio(1+)

HIDRÓGENO Y ELEMENTOS NO METÁLICOS

Debemos distinguir si el elemento no metálico pertenece al grupo 16 o 17 (como el azufre o el cloro) o bien pertenece al grupo 13, 14 ó 15 (como el boro, el carbono o el nitrógeno).

Grupos 16, 17. En este caso el hidrógeno presenta número de oxidación +1 mientras que el no metal presenta su número de oxidación negativo, que es único. Su formulación es H_nX .

Salvo el agua, el resto son ácidos, de ahí que tengan un nombre tradicional. Veremos la nomenclatura sistemática y sus nombres tradicionales. El hidrógeno combinado con un no metal no tiene nomenclatura de Stock.

Nomenclatura: composición

raíz X + "uro de " + "hidrógeno"

EXCEPCIÓN: SIN PREFIJO ANTES DE HIDRÓGENO SI EL SUBÍNDICE ES DISTINTO DE 1!!

Nomenclatura tradicional ¿En desuso?

Se utiliza únicamente cuando estos compuestos se encuentran en DISOLUCIÓN ACUOSA formando ÁCIDOS HIDRÁCIDOS. Normalmente se especificará (ac) o (aq) después de dicho compuesto en disolución.

"ácido " + raíz X + "hídrico"

HF	fluoruro de hidrógeno	ácido fluorhídrico
HF(aq)		
HCl	cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
HCl(aq)		
HBr	bromuro de hidrógeno	ácido bromhídrico
HBr(aq)		
H ₂ S	sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico
H ₂ S(aq)		
H ₂ O	óxido de hidrógeno	agua
H ₂ Te	telururo de hidrógeno	ácido telurhídrico
H ₂ Te(aq)		
H ₂ Se	seleniuro de hidrógeno	ácido selenhídrico
H ₂ Se(aq)		

Grupos 13, 14, 15. En este caso consideramos que el hidrógeno presenta número de oxidación -1 mientras que el no metal presenta su número de oxidación negativo pero cambiado de signo. Su formulación es XH_n .

La primera nomenclatura es la de composición y la segunda es la de sustitución.

Nomenclatura de composición

prefijo + "hidruro de " + X

BH₃ trihidruro de boro borano (Nomenclatura de sustitución)

CH ₄	tetrahidruro de carbono	metano
SiH ₄	tetrahidruro de silicio	silano
NH ₃	trihidruro de nitrógeno	amoniaco
PH ₃	trihidruro de fósforo	fosfano
SbH ₃	trihidruro de antimonio	estibano

ÓXIDOS

Son compuestos binarios donde el oxígeno presenta número de oxidación -2. Su formulación es X_nO_m .

Dejamos para más adelante la unión de oxígeno con un elemento del grupo 17, pues estos compuestos hoy en día no se consideran óxidos.

Nomenclatura de composición: La de los prefijos multiplicadores y la del número de carga

Nomenclatura de los prefijos multiplicadores

prefijo + "óxido de " + prefijo + X

El prefijo mono- delante de óxido solo se pone cuando la fórmula es XO, esto es, 1 a 1 y el elemento X tiene más de un número de oxidación positivo.

Nomenclatura del número de carga. Si el elemento tiene más de un número de oxidación se pone entre paréntesis con número árabe seguido del signo + o - según corresponda a la carga.

"óxido de " + X

"óxido de " + X + (núm. Oxidación+signo)

Ag ₂ O	óxido de diplata	
	óxido de plata	
Na ₂ O	óxido de disodio	
	óxido de sodio	
MgO	óxido de magnesio	
	óxido de magnesio	
CoO	monóxido de cobalto	
	óxido de cobalto(2+)	
Al ₂ O ₃	trióxido de dialuminio	
	óxido de aluminio	
NiO	monóxido de níquel	
	óxido de níquel(2+)	
Ni ₂ O ₃	trióxido de diníquel	
	óxido de níquel(3+)	
CO	monóxido de carbono	
	óxido de carbono(2+)	
CO ₂	dióxido de carbono	
	óxido de carbono(4+)	
N ₂ O	óxido de dinitrógeno	
	óxido de nitrógeno(1+)	
N ₂ O ₃	trióxido de dinitrógeno	
	óxido de nitrógeno(3+)	
N ₂ O ₅	pentaóxido de dinitrógeno	

	óxido de nitrógeno(5+)
SO	monóxido de azufre óxido de azufre(2+)
SO ₂	dióxido de azufre óxido de azufre(4+)
SO ₃	trióxido de azufre óxido de azufre(6+)
Hg ₂ O	óxido de mercurio(1+) óxido de mercurio(2+)

HALUROS DE OXÍGENO

Su formulación es O_nX_m . Aunque el único elemento más electronegativo que el oxígeno es el flúor, en las combinaciones binarias de oxígeno y halógeno, el halógeno se escribe más a la derecha. Son halógenos: flúor, cloro, bromo y yodo. En el caso de combinación con flúor, el oxígeno tendrá número de oxidación +2 y el flúor -1. En los casos de combinación con cloro, bromo o yodo el oxígeno tendrá número de oxidación -2 y el cloro, bromo o yodo número de oxidación positivo. Para estos compuestos solo usaremos la nomenclatura sistemática.

Nomenclatura de composición tipo prefijos multiplicadores:

prefij + raíz halógeno + "uro de " + prefij + "oxígeno"

OF ₂	difluoruro de oxígeno
OBr ₂	dibromuro de oxígeno
O ₇ Br ₂	dibromuro de heptaoxígeno
O ₅ I ₂	diyoduro de pentaoxígeno
O ₃ Cl ₂	dicloruro de trióxígeno
O ₅ Cl ₂	dicloruro de pentaoxígeno
O ₇ I ₂	diyoduro de heptaoxígeno
O ₃ F ₂	dicloruro de trióxígeno

PERÓXIDOS

Son compuestos binarios donde el oxígeno presenta número de oxidación -1, pues el metal o no metal reacciona con el anión peróxido (O_2^{2-}), que no puede simplificarse. Su formulación es $X_n(O_2)_m$.

Normalmente, el grupo peroxo aparecerá combinado con un elemento de los grupos 1,2, 11 ó 12 (En cualquier caso, siempre con elementos menos electronegativos que el oxígeno)

Cómo distinguir si se trata de un peróxido:

1-Si el compuesto aparentemente se puede simplificar: Na₂O₂. No se ha simplificado porque el subíndice 2 del oxígeno en un peróxido NUNCA se simplifica.

2-Si nos dan el compuesto en la forma $X_n(O_2)_m$, siempre será un peróxido.

3-Si tenemos X_nO_2 , si X no tiene estado de oxidación 4, el compuesto será un peróxido. Si X tiene estado de oxidación 4 tendremos un óxido.

Ejemplo: CO₂; el carbono tiene estado de oxidación 4+, luego es un óxido. CaO₂, el calcio no tiene estado de oxidación 4+, luego se trata de un óxido.

Nomenclatura de composición tipo prefijos multiplicadores

El prefijo + óxido puede ponerse entre paréntesis para resaltar el hecho de que es un peróxido.

prefijo + "óxido de " + prefijo + X

Nomenclatura de composición tipo número de carga

"peróxido de " + X

"peróxido de " + X + (núm. Oxidac+signo.)

H ₂ O ₂	(dióxido) de dinitrógeno peróxido de hidrógeno
CaO ₂	(dióxido) de calcio peróxido de calcio
ZnO ₂	(dióxido) de cinc peróxido de cinc
K ₂ O ₂	(dióxido) de potasio peróxido de potasio
Au ₂ O ₂	(dióxido) de dioro peróxido de oro(1+)
Au ₂ O ₆	(hexaoxido) de dioro peróxido de oro(3+)
PtO ₄	(tetraóxido) de platino peróxido de platino(4+)
PtO ₂	(dióxido) de platino peróxido de platino(2+)
Hg ₂ O ₂	(dióxido) de mercurio peróxido de mercurio(1+)
HgO ₂	(dióxido) de mercurio peróxido de mercurio(2+)

SALES BINARIAS Y SALES DOBLES

Las sales binarias son combinaciones de un metal y un no metal o de un no metal con no metal. Dentro de este epígrafe estudiaremos los compuestos binarios de oxígeno y halógeno.

Las sales dobles son las que presentan más de un catión o más de un anión.

Sales binarias: Su formulación es X_nY_m , donde Y es más electronegativo que X. X actuará con número de oxidación positivo e Y con número de oxidación negativo.

Nomenclatura de composición:

Nomenclatura de los prefijos multiplicadores. El prefijo mono- delante de Y solo se pone cuando la fórmula es XY, esto es, 1 a 1 y el elemento X tiene más de un número de oxidación positivo.

prefijo + raíz de Y + "uro de " + prefijo + X

Nomenclatura de número de carga

raíz de Y + "uro de " + X

raíz de Y + "uro de " + X + (núm. Oxidación+signo)

AgI	yoduro de plata yoduro de plata
CuF	monofluoruro de cobre fluoruro de cobre(1+)
CaBr ₂	dibromuro de calcio bromuro de calcio
K ₂ Se	seleniuro de dipotasio seleniuro de potasio
Cu ₂ S	sulfuro de dicobre sulfuro de cobre(1+)
CoCl ₂	dicloruro de cobalto cloruro de cobalto(2+)
CoCl ₃	tricloruro de cobalto cloruro de cobalto(3+)
BrCl ₅	pentacloruro de bromo cloruro de bromo(5+)
CdTe	telururo de cadmio telururo de cadmio
PbS	monosulfuro de plomo sulfuro de plomo(2+)
PF ₃	trifluoruro de fósforo fluoruro de fósforo(3+)
Al ₂ S ₃	trisulfuro de dialuminio sulfuro de aluminio
Fe ₃ N ₂	dinitruro de trihierro nitruro de hierro(2+)
FeN	mononitruro de hierro nitruro de hierro(3+)

HALUROS DE OXÍGENO

Su formulación es O_nX_m . Aunque el único elemento más electronegativo que el oxígeno es el flúor, en las combinaciones binarias de oxígeno y halógeno, el halógeno se escribe más a la derecha. Son halógenos: flúor, cloro, bromo y yodo. En el caso de combinación con flúor, el oxígeno tendrá número de oxidación +2 y el flúor -1. En los casos de combinación con cloro, bromo o yodo el oxígeno tendrá número de oxidación -2 y el cloro, bromo o yodo número de oxidación positivo. Para estos compuestos solo usaremos la nomenclatura sistemática.

Nomenclatura de composición tipo prefijos multiplicadores:

prefijo + raíz halógeno + "uro de " + prefijo + "oxígeno"

OF ₂	difluoruro de oxígeno
OBr ₂	dibromuro de oxígeno
O ₇ Br ₂	dibromuro de heptaoxígeno
O ₅ I ₂	diyoduro de pentaóxígeno
O ₃ Cl ₂	dicloruro de trióxígeno
O ₅ Cl ₂	dicloruro de pentaóxígeno
O ₇ I ₂	diyoduro de heptaoxígeno
O ₃ F ₂	dicloruro de trióxígeno

Sales dobles. Su formulación es $X_nY_mZ_q$. Son aquellas que tienen más de un catión o más de un anión. Su formulación es $X_nY_mZ_q$, donde X es catión, Y puede ser catión o anión y Z es anión.

En el caso de dos cationes se ordenan por orden alfabético tanto en la fórmula como en la nomenclatura. En el caso de dos aniones también se ordenan por orden alfabético. Sólo usaremos la nomenclatura sistemática.

Nomenclatura de composición tipo prefijos multiplicadores

En el caso de dos cationes y un anión:

pref + raíz de Z + "uro de " + pref + X + " y " + pref + Y

En el caso de dos aniones y un catión:

pref + raíz de Y + "uro " + pref + raíz de Z + "uro de " + pref + X

Nota: en el caso de que el anión sea de oxígeno se dirá óxido, como es habitual.

KMgF ₃	trifluoruro de magnesio y potasio
AlKCl ₄	tetracloruro de aluminio y potasio
BiClO	cloruro óxido de bismuto
WF ₄ O	tetrafluoruro óxido de wolframio

HIDRÓXIDOS

Son compuestos iónicos formados por un metal, que es el catión, y el grupo hidróxido (OH⁻), que es el anión. Su formulación general es $X(OH)_m$.

Son compuestos básicos, ya que en disolución acuosa liberan grupos OH⁻.

Nomenclatura de composición:

Nomenclatura de prefijos multiplicadores. El prefijo mono- delante de hidróxido solo se pone cuando la fórmula es XOH, esto es, 1 a 1 y el elemento X tiene más de un número de oxidación positivo.

prefijo + "hidróxido de " + X

Nomenclatura de número de carga:

"hidróxido de " + X

"hidróxido de " + X + (núm. Oxidación+signo)

NaOH	hidróxido de sodio
	hidróxido de sodio
Al(OH) ₃	trihidróxido de aluminio
	hidróxido de aluminio
Cd(OH) ₂	dihidróxido de cadmio
	hidróxido de cadmio
Pt(OH) ₂	dihidróxido de platino
	hidróxido de platino(2+)
Pt(OH) ₄	tetrahidróxido de platino
	hidróxido de platino(4+)
Fe(OH) ₂	dihidróxido de hierro
	hidróxido de hierro(2+)
Fe(OH) ₃	trihidróxido de hierro
	hidróxido de hierro(3+)
AuOH	monohidróxido de oro
	hidróxido de oro(1+)
Au(OH) ₃	trihidróxido de oro
	hidróxido de oro(3+)
Bi(OH) ₃	trihidróxido de bismuto
	hidróxido de bismuto(3+)
Mn(OH) ₄	tetrahidróxido de manganeso
	hidróxido de manganeso(4+)
Hg ₂ (OH) ₂	dihidróxido de mercurio
	hidróxido de mercurio(1+)
Hg(OH) ₂	dihidróxido de mercurio
	hidróxido de mercurio(2+)

OXOÁCIDOS I

Los oxoácidos son compuestos formados por la unión de oxígeno, hidrógeno y un elemento, normalmente no metálico. Su formulación es $H_nX_mO_p$.

El hidrógeno tiene número de oxidación +1, el oxígeno número de oxidación -2 y el elemento X número de oxidación positivo.

Se obtienen mediante la reacción del óxido correspondiente con agua.

Ejemplo: $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

Notar que si X tiene número de oxidación impar la formulación será HX_mO_p , mientras que si X tiene número de oxidación par será $H_2X_mO_p$.

Utilizaremos la nomenclatura tradicional.

Nomenclatura tradicional. El esquema es:

"ácido " + prefijo + raíz de X + sufijo

donde los prefijos pueden ser: hipo- y per- y los sufijos -oso e -ico. Usamos la siguiente regla según el número

de estados de oxidación positivos de X. Las posibilidades van ordenadas de menor a mayor número de oxidación de X.

Uno			-ico	
Dos		-oso	-ico	
Tres	hipo—oso	-oso	-ico	
Cuatro	hipo—oso	-oso	-ico	per—ico

HClO	ácido hipocloroso	Cl: <u>+1</u> , +3, +5, +7
HClO ₂	ácido cloroso	Cl: +1, <u>+3</u> , +5, +7
HClO ₃	ácido clórico	Cl: +1, +3, <u>+5</u> , +7
HClO ₄	ácido perclórico	Cl: +1, +3, +5, <u>+7</u>
H ₂ SO ₂	ácido hiposulfuroso	S: <u>+2</u> , +4, +6
H ₂ SO ₃	ácido sulfuroso	S: +2, <u>+4</u> , +6
H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico	S: +2, +4, <u>+6</u>
HNO	ácido hiponitroso	N: <u>+1</u> , +3, +5
HNO ₂	ácido nitroso	N: +1, <u>+3</u> , +5
HNO ₃	ácido nítrico	N: +1, +3, <u>+5</u>
HAsO ₂	ácido arsenioso	As: <u>+3</u> , +5
HAsO ₃	ácido arsénico	As: +3, <u>+5</u>
H ₂ CO ₂	ácido carbonoso	C: <u>+2</u> , +4
H ₂ CO ₃	ácido carbónico	C: +2, <u>+4</u>
H ₂ SiO ₃	ácido silícico	Si: <u>+4</u>
HBO ₂	ácido bórico	B: <u>+3</u>

Como regla para metales, independientemente de la cantidad de estados de oxidación, con +7 usa per-ico y con +6 -ico. Solo veremos dos ácidos donde X es un metal:

HMnO₄ ácido permangánico Mn: +7

H₂CrO₄ ácido crómico Cr: +6

Nomenclatura del hidrógeno:

Se nombran en primer lugar los hidrógenos que hay en la molécula, se escribe la palabra hidrogeno, sin tilde, y haciendo énfasis en la sílaba dro, se añade el prefijo multiplicador correspondiente seguido del nombre del anión entre paréntesis:

Prefijo+hidrogeno+(prefijo+oxido+raíz del elemento+ato/ito)

Ejemplos:

HMnO₄: Hidrogeno(tetraoxidomanganato)

H₂SO₄: Dihidrogeno(tetraoxidosulfato)

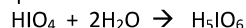
OXOÁCIDOS II: ORTO Y META

A continuación veremos una ampliación del epígrafe anterior, como son los oxoácidos orto y meta.

Orto. Se obtienen al añadir al oxoácido dos moléculas de agua si el no metal es del grupo 16 o 17 o bien una

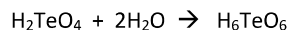
molécula de agua si el no metal es del grupo 13, 14 o 15. Veamos algunos ejemplos.

Ejemplo 1. Partimos del ácido peryódico HIO_4 . Como el yodo es del grupo 17 añadimos dos moléculas de agua.



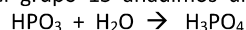
Así, H_5IO_6 es el ácido ortoperiyódico.

Ejemplo 2. Partimos del ácido telúrico H_2TeO_4 . Como el telurio es del grupo 16 añadimos dos moléculas de agua.



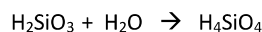
Así, H_6TeO_6 es el ácido ortotelúrico.

Ejemplo 3. Partimos del ácido fosfórico HPO_3 . Como el fósforo es del grupo 15 añadimos una molécula de agua.



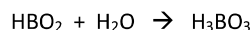
Así, H_3PO_4 es el ácido ortofosfórico.

Ejemplo 4. Partimos del ácido silícico H_2SiO_3 . Como el silicio es del grupo 14 añadimos una molécula de agua.



Así, H_4SiO_4 es el ácido ortosilícico.

Ejemplo 5. Partimos del ácido bórico HBO_2 . Como el boro es del grupo 13 añadimos una molécula de agua.



Así, H_3SiO_3 es el ácido ortobórico.

Meta. Sucede que algunos ácidos orto- son mucho más comunes que los oxoácidos de los que proceden; esto sucede cuando el no metal es P, As, Sb, Si o B. Así, la regla para los oxoácidos orto de cualquiera de estos no metales es no poner el prefijo orto; a cambio, a los oxoácidos de procedencia se les añadirá el prefijo meta-. Tenemos así:

H_5IO_6 ácido ortoperiyódico

HIO_4 ácido peryódico

H_6TeO_6 ácido ortotelúrico

H_2TeO_4 ácido telúrico

H_3PO_4 ácido fosfórico (en vez de ortofosfórico)

HPO_3 ácido metafosfórico (en vez de fosfórico)

H_4SiO_4 ácido silícico (en vez de ortosilícico)

H_2SiO_3 ácido metasilícico (en vez de silícico)

H_3BO_3 ácido bórico (en vez de ortobórico)

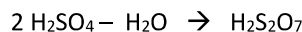
HBO_2 ácido metabórico (en vez de bórico)

OXOÁCIDOS III: DI O PIRO

En este epígrafe veremos los oxoácidos di o piro.

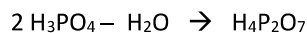
Di o piro. Se obtienen al multiplicar al oxoácido por dos y restar una molécula de agua. Veamos algunos ejemplos.

Ejemplo 1. Partimos del ácido sulfúrico H_2SO_4 .



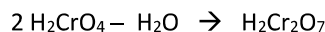
Así, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ es el ácido disulfúrico o piro-sulfúrico.

Ejemplo 2. Partimos del ácido fosfórico H_3PO_4 (recuerda que al ácido ortofosfórico lo llamamos ácido fosfórico).



Así, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ es el ácido difosfórico o pirofosfórico.

Ejemplo 3. Partimos del ácido crómico H_2CrO_4 .



Así, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ es el ácido dicrómico o pirocrómico.

Puede ser útil aprenderse estos tres oxoácidos de memoria o al menos saber cómo se obtienen, pues salen bastante.

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ácido disulfúrico o piro-sulfúrico

$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ácido difosfórico o pirofosfórico

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ácido dicrómico o pirocrómico

IONES COMPLEJOS

Estudiaremos los iones formados por varios átomos distintos. Comienzan con la palabra ion, que puede sustituirse por catión o anión según corresponda. Solo estudiaremos unos iones muy comunes que aprenderemos de memoria y los aniones que provienen de oxoácidos, para los que utilizaremos la nomenclatura tradicional.

Primero veremos algunos muy comunes, que aprenderemos de memoria:

NH_4^+ ion amonio

H_3O^+ ion oxonio

OH^- ion hidróxido

CN^- ion cianuro

Nomenclatura tradicional aniones de oxoácidos.

Cambiaremos la palabra *ácido* por la palabra *ión* o *anión*. Cambiaremos la terminación -oso por -ito y la terminación -ico por -ato.

Para *iones ácidos*, esto es, con uno o varios hidrógenos, se coloca el prefijo del número de hidrógenos seguido de la palabra *hidrógeno*.

SO_2^{2-} ion hiposulfito

Viene del ácido hiposulfuroso H_2SO_2

SO_3^{2-}	ion sulfito Viene del ácido sulfuroso H_2SO_3
SO_4^{2-}	ion sulfato Viene del ácido sulfúrico H_2SO_4
ClO_4^-	ion perclorato Viene del ácido perclórico HClO_4
CO_3^{2-}	ion carbonato Viene del ácido carbónico H_2CO_3
MnO_4^-	ion permanganato Viene del ácido permangánico HMnO_4
CrO_4^{2-}	ion cromato Viene del ácido crómico H_2CrO_4
SiO_4^{4-}	ion silicato o ión ortosilicato Viene del ácido silícico H_4SiO_4
BO_3^{3-}	ion borato o ion ortoborato Viene del ácido bórico H_3BO_3
$\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$	ion disulfato Viene del ácido disulfúrico $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	ion dicromato Viene del ácido dicrómico $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
HSO_2^-	ion hidrógenohiposulfito Viene del ácido hiposulfuroso H_2SO_2
HSO_3^-	ion hidrógenosulfito Viene del ácido sulfuroso H_2SO_3
HSO_4^-	ion hidrógenosulfato Viene del ácido sulfúrico H_2SO_4
HCO_3^-	ion hidrógenocarbonato Viene del ácido carbónico H_2CO_3
H_2F_4	ion dihidrógenofosfato Viene del ácido fosfórico H_3PO_4
HPO_4^{2-}	ion hidrógenofosfato Viene del ácido fosfórico H_3PO_4
H_2PO_3^-	ion dihidrógenofosfito Viene del ácido fosforoso H_3PO_3
HBO_3^{2-}	ion hidrógenoborato Viene del ácido bórico H_3BO_3
$\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7^-$	ion trihidrógenodifosfato Viene del ácido difosfórico $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
HS^-	ion hidrógenosulfuro Viene del ácido sulfhídrico H_2S

OXOSALES Y SALES ÁCIDAS

Las oxosales provienen de ácidos oxoácidos y no contienen hidrógenos. Las sales ácidas sí contienen hidrógenos. Utilizaremos nomenclatura de Stock y tradicional (es una sola nomenclatura que se llama así porque mezcla ambas).

Nomenclatura tradicional-número de carga. Se nombra el anión con la nomenclatura tradicional a conti-

nuación se escribe de y el nombre del catión. Si el elemento que hace de catión tuviera varios estados de oxidación se pone el que corresponda entre paréntesis en números árabes+el signo.

anión + “ de “ + metal

anión + “ de “ + metal + (núm. Oxidación+signo)

Oxosales

AgNO_3	nitrate de plata
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	nitrate de cinc
AuNO_2	nitrito de oro(1+)
NaClO_4	perclorato de sodio
$\text{Mg}(\text{BrO})_2$	hipobromito de magnesio
$\text{Fe}(\text{IO}_3)_3$	yodato de hierro(3+)
$\text{Ni}(\text{IO}_2)_2$	yodito de níquel(2+)
$\text{Co}(\text{BrO}_4)_2$	perbromato de cobalto(2+)
Cu_2SO_3	sulfito de cobre(1+)
CuSO_3	sulfito de cobre(2+)
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	sulfato de hierro(3+)
FeSeO_4	seleniato de hierro(2+)
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	nitrate de plomo(2+)
$\text{Ni}(\text{IO}_4)_3$	periodato de níquel(3+)
K_2CO_3	carbonato de potasio
BeCO_3	carbonato de berilio
Cu_3PO_4	fosfato de cobre(1+)
$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$	fosfato de magnesio
AlPO_4	fosfato de aluminio
$\text{Hg}_3(\text{PO}_4)_2$	fosfato de mercurio(2+)
$\text{Hg}_6(\text{PO}_4)_2$	fosfato de mercurio(1+)
$\text{Au}(\text{MnO}_4)_3$	permanganato de oro(3+)
KMnO_4	permanganato de potasio
Pt_2SiO_4	silicato de platino(2+)
PtSiO_4	silicato de platino(4+)
Cu_4SiO_4	silicato de cobre(1+)
Li_3BO_3	borato de litio
$\text{Cd}_3(\text{BO}_3)_2$	borato de cadmio
CaCrO_4	cromato de calcio
CaCr_2O_7	dicromato de calcio
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	dicromato de potasio
SnS_2O_7	disulfato de estaño(2+)
$\text{Sn}(\text{S}_2\text{O}_7)_2$	disulfato de estaño(4+)
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	sulfato de amonio
NH_4ClO_2	clorito de amonio
LiCN	cianuro de litio

*En la nomenclatura actual el HCN se incluye con los grupos 16 y 17, nombrándose como cianuro de hidrógeno o ácido cianhídrico en disolución acuosa ,HCN(aq). No es un oxoácido.

$\text{Mg}(\text{CN})_2$ cianuro de magnesio

Nomenclatura de composición tipo prefijos multiplicadores:

Se utilizan los prefijos multiplicadores (di-,tri-...) o los prefijos bis-,tris-, tetrakis-...cuando los iones tienen nombres compuestos o para evitar ambigüedades, poniendo el nombre del grupo entre paréntesis.

Prefijo+(prefijo+óxido+raíz del anión+ato) de prefijo+elemento catiónico.

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$: Tris(tetraóxidosulfato)de dihierro.

$\text{Cd}_3(\text{BO}_3)_2$:Bis(trioxidoborato) de tricadmio.

Sales ácidas

KHSO_4	hidrógenosulfato de potasio
$\text{Au}(\text{HSO}_4)_3$	hidrógenosulfato de oro(3+)
$\text{Co}(\text{HSO}_4)_2$	hidrógenosulfato de cobalto(2+)
NH_4HSO_4	hidrógenosulfato de amonio
$\text{Fe}(\text{HSO}_3)_2$	hidrógenosulfato de hierro(2+)
AgHCO_3	hidrógenocarbonato de plata
$\text{Cu}(\text{HCO}_3)_2$	hidrógenocarbonato de cobre(2+)
$\text{Pb}(\text{HSeO}_3)_4$	hidrógenoselenito de plomo(4+)
NaH_2PO_4	dihidrógenofosfato de sodio
$\text{Au}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$	dihidrógenofosfato de oro(3+)
$\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$	dihidrógenofosfato de aluminio
$\text{Hg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	dihidrógenofosfato de mercurio(2+)
$\text{Hg}_2(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	dihidrógenofosfato de mercurio(1+)
Cu_2HPO_4	hidrógenofosfato de cobre(1+)
$\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$	hidrógenofosfato de aluminio
FeHPO_4	hidrógenofosfato de hierro(2+)
CoHBO_3	hidrógenoborato de cobalto(2+)
Na_2HBO_3	hidrógenoborato de sodio
$\text{Mg}(\text{HS})_2$	hidrógenosulfuro de magnesio
LiHS	hidrógenosulfuro de litio
$\text{Be}(\text{HS})_2$	hidrógenosulfuro de berilio