

Análisis Químico

Control de Calidad en la Industria Alimentaria

*Solía abrir la ventana para elevar el nivel de dióxido de carbono...
Ahora abro la misma ventana para elevar el nivel de oxígeno.*

Un botánico

FUNGIMUR
www.fungimur.es

19 de noviembre de 2023

Contenido

Tema 1. Introducción al análisis químico	6
Reactivos químicos.....	7
Clasificación de los reactivos químicos	7
Identificación de los reactivos químicos	8
Manipulación de los reactivos químicos	13
Átomos, iones e isotopos	14
Reacciones en disolución acuosa	20
Reacciones de precipitación.....	20
Reacciones ácido-base	20
Reacciones de oxidación-reducción	22
Teoría cuántica	26
Ecuación de Schrödinger	26
El número cuántico principal (n).....	27
El número cuántico del momento angular (ℓ)	27
El número cuántico magnético (m_ℓ).....	28
El número cuántico de espín (m_s)	29
Orbitales atómicos	29
Orbitales s	30
Orbitales p	31
Orbitales d y mayores	31
Energía de electrones.....	32
Diagrama de Möeller.....	34
Relaciones periódicas entre los elementos.....	35
Electrones internos y de valencia.....	37
Variación de las propiedades físicas.....	38
Variación a lo largo de un periodo y en un grupo	40
Energía de ionización y afinidad electrónica.....	41
Enlace químico	44
Enlace covalente y electronegatividad.....	44
Enlace iónico y número de oxidación.....	46
Nomenclatura y formulación inorgánica.....	48
Tipos de compuestos inorgánicos	49
Óxidos, hidruros, sales binarias e hidróxidos.....	51
Oxoácidos	53
Sales ternarias	54

Ejercicios.....	56
Nomenclatura y formulación orgánica.....	61
Hidrocarburos de cadena abierta.....	61
Alcanos	62
Alquenos.....	71
Alquinos.....	74
Hidrocarburos con doble y triple enlace	76
Hidrocarburos cíclicos	78
Hidrocarburos aromáticos.....	83
Hidrocarburos aromáticos condensados	85
Derivados halogenados	87
Grupos funcionales, triptamina.....	88
Compuestos oxigenados	90
Alcoholes	90
Fenoles	92
Éteres (R-O-R').....	93
Aldehídos.....	95
Cetonas.....	99
Ácidos carboxílicos	102
Ésteres (R-COO-R')	107
Sales orgánicas (R-COOM).....	108
Compuestos nitrogenados	109
Aminas.....	109
Amidas.....	114
Nitrilos	117
Compuestos polifuncionales	120
Tema 2. Disoluciones	124
Sistemas químicos.....	125
Sistemas homogéneos	126
Disoluciones binarias.....	126
Concentración	127
Solubilidad.....	127
Clasificación de las disoluciones.....	128
Formas de expresar la concentración	129
Formas cualitativas.....	129
Formas cuantitativas	130

Tanto por ciento peso-peso (en peso)	130
Tanto por ciento volumen-volumen (en volumen)	131
Tanto por ciento peso-volumen	131
Gramos por litro, <i>C</i>	134
Partes por millón (<i>ppm</i>)	136
Molaridad, <i>M</i>	139
Molalidad, <i>m</i>	143
Fracción molar, <i>X</i>	144
Normalidad, <i>N</i>	148
Casos especiales	152
Preparación de disoluciones por dilución	152
Preparación de disoluciones por mezcla	153
Tema 3. Estequiometría. Análisis cualitativo	161
Tema 4. Velocidad de reacción. Equilibrio químico	161
Tema 5. Teoría ácido-base	161
Tema 6. Volumetrías de neutralización	161
Tema 7. Compuestos de coordinación. Volumetrías de formación de complejos	161
Tema 8. Equilibrios de solubilidad	161
Tema 9. Volumetrías de precipitación	161
Tema 10. Reacciones oxidación-reducción	161
Software de laboratorio	162
PerkinElmer ChemOffice	163
ChemDraw	163
Chem3D	164
ChemFinder	166
Efofex FX Science Tools	167
FX Chem	167
FX ChemStruct	170
ChemToolBox	171
Elements	171
Calculations	172
CHEMIX School	174
Periodic Table	174
Molecular 3D Viewer	177
Search Inorganic Compounds	178
Balance	179

Periodic Table Explorer	180
Periodic Table.....	180
Graph.....	182
Countries	183
Atomic Structure, Atomic Radius, Electron Configuration.....	183
Orbital Viewer	186
Vidrio y equipos de laboratorio.....	188
Creditos	193

Tema 1. Introducción al análisis químico

Reactivos químicos

En esta unidad aprenderemos a conocer los diferentes reactivos químicos que se utilizan en los análisis químicos. Es fundamental para la obtención de resultados fiables de un análisis saber diferenciar la calidad y el uso adecuado de cada reactivo, así como su manipulación correcta para evitar situaciones de riesgo.

Clasificación de los reactivos químicos

Los reactivos químicos producidos por la industria química y farmacéutica pueden contener una cierta cantidad de impurezas tales como metales pesados, inertes y otros, que determinan una clasificación particular de los mismos.

De acuerdo con el uso que se vaya a dar al producto, es aconsejable elegir el más adecuado, porque el empleo de materiales de pureza innecesariamente alta resulta demasiado costoso, mientras que el de un material que no sea suficientemente puro puede producir unos datos inutilizables.

Como ya hemos comentado, no se puede usar cualquier tipo de reactivo para realizar un análisis. Pero, ¿cómo escogerías un reactivo? ¿Cómo diferenciarías sus diferentes calidades? Pues es sencillo si conoces cómo se clasifican los reactivos según su pureza creciente:

- Grado mercantil. Reactivos de muy escasa pureza.
- Grado industrial. Reactivos de escasa pureza.
- Grado técnico- Este grado se usa industrialmente, pero es en general inapropiado para su uso como reactivo de laboratorio debido a la presencia de muchas impurezas.
- Grado PS (*Para Síntesis*). Productos de pureza media, dirigidos principalmente a trabajos de química aplicada.
- Grado QP (*Químicamente Puro*). Productos de uso general.
 - PR (*Puro*). Productos comerciales purificados, para uso general en laboratorio y producción.
 - PRS (*Purísimo*). Productos de pureza apta como auxiliares en análisis químico.
- Grados farmacéuticos y alimentarios.
 - USP (*United States Pharmacopeia*). Los productos químicos grado USP son suficientemente puros para cumplir con ciertas pruebas descritas en la Farmacopea de EEUU y son aceptables para su uso farmacéutico y alimentario. Este grado es generalmente aceptado para muchos usos de laboratorio.
 - FCC (*Food Chemicals Codex*).
 - BP (*British Pharmacopeia*).
- Grado RA (*Reactivo Analítico*). Los productos químicos grado RA se han certificado para pruebas que no requieren una alta calidad.
 - PA (*Para Análisis*). Productos reactivos para análisis general, con especificaciones y límites máximos de impurezas dentro de lo establecido en normativas internacionales.
 - PA-ACS (*Para Análisis*). Son productos químicos con un grado de pureza suficiente para su uso en laboratorios de análisis que, además, cumplen con

las normas de la *American Chemical Society*, que son las que se utilizan más frecuentemente.

- Grado HPLC (*High Purity Liquid Chromatography*). Es el máximo grado de pureza.

Grados mercantil, industrial y técnico se usan industrialmente. Grado PS es el primer grado para laboratorios. Grado QP tienen productos de uso general.

Además, hay otras calidades específicas de reactivos en función de las necesidades de la técnica analítica o del sector de producción concreto:

- PAI (*Para Análisis Instrumental*). Disolventes y reactivos para técnicas de análisis instrumental:
 - PAI-UV/PAI-IR. Disolventes para espectroscopía en las regiones del ultravioleta (UV) y del infrarrojo (IR).
 - PAI-CL. Disolventes para cromatografía líquida (CL) en general.
 - PAI-CG. Reactivos para cromatografía de gases (CG).
- Patrones:
 - ICP. Patrones de elementos para espectroscopia con plasma acoplado inductivamente.
 - AA. Soluciones patrón de elementos para absorción atómica y otras técnicas afines.
 - RS. Sustancias de referencia para técnicas analíticas específicas.
 - CRS. Patrones de referencia certificados.
- Productos según farmacopeas y calidad alimentaria:
 - CODEX. Productos y soluciones que satisfacen los requisitos de pureza de los productos químicos usados en el sector farmacéutico.
 - ADITIO (*Aditivo Alimentario*). Productos que satisfacen las especificaciones indicadas en el Food Chemicals Codex (FCC) y complementadas en los casos necesarios por las especificaciones exigidas por el reglamento de la legislación comunitaria y española.
- Análisis volumétrico:
 - SV. Soluciones valoradas de título conocido, listas para usar.
 - EQP (*Especie Química Primaria*). Sustancia de referencia para la estandarización de soluciones valoradas.
 - RV. Reactivos y soluciones para ser utilizados en análisis volumétricos como indicadores y auxiliares.
 - ST. Soluciones tampón listas para usar.

Identificación de los reactivos químicos

En el laboratorio se dispone de distintos tipos de reactivos (sólidos, líquidos o disoluciones preparadas). En general, las casas comerciales ofrecen un mismo producto con varias calidades.





La pureza de los reactivos es fundamental para la exactitud que se obtiene en cualquier análisis. La calidad está íntimamente relacionada con el grado de pureza y, por tanto, debe constar en las etiquetas de los productos y en la documentación del fabricante (fichas de seguridad).









Los pictogramas, las frases R (*de riesgo*) y S (*de seguridad*) aparecen en las etiquetas del producto informando sobre la peligrosidad del mismo. Todo envase de reactivos debe llevar obligatoriamente de manera legible e indeleble una etiqueta bien visible que contenga las distintas indicaciones que se muestran en las siguientes figuras (*pictogramas*).



Los pictogramas son símbolos que aparecen dibujados en las etiquetas y que avisan sobre el riesgo principal que conlleva la manipulación del reactivo:



	Xn	Esta sustancia es <i>nociva</i> . Significa que puede provocar problemas de salud graves o crónicos, e incluso la muerte.
	Xi	La sustancia es <i>irritante</i> . Si se inhala o se toca durante un periodo de tiempo corto, largo o continuo, puede inflamar la piel o las mucosas.
	E	Identifica a los materiales <i>explosivos</i> que llevan a cabo una reacción que libera energía y origina gas. Son riesgosos ya que, en ciertos escenarios, pueden detonar o incluso provocar una explosión. Cuando explotan, se debe principalmente a tres causas: fricción, colisiones o fuego.
	T	El material es <i>tóxico</i> . En cantidades pequeñas, trae consigo efectos graves o crónicos, la persona también puede fallecer. Se debe evitar la ingestión y la inhalación, también daña al individuo al penetrar los poros de la piel.
	T+	El material es <i>muy tóxico</i> , y por eso se incluye la expresión <i>T+</i> . En cantidades mínimas ocasiona problemas de salud graves o crónicos, en algunos casos puede provocar la muerte. No debe ingerirse ni inhalarse, se debe evitar el contacto con la piel.

	N	La sustancia es peligrosa para el <i>medio ambiente</i> . Esto significa que puede tener efectos negativos sobre alguno de los componentes del medio, ya sea en la actualidad o a largo plazo.
	F	Se refiere a sustancias <i>flamables</i> , es decir, con un punto de inflamación bajo. Estos materiales pueden prenderse con el aire o al tener contacto por un corto periodo de tiempo con una fuente que los encienda. También aplica para aquellas sustancias que, al entrar en contacto con aire húmedo o agua, den lugar a grandes cantidades de gas inflamable.
	F+	La sustancia es <i>extremadamente flamable</i> , y por eso se incluye la expresión <i>F+</i> . Aplica para sustancias líquidas con puntos de ebullición e inflamación muy bajos y gases que se prenden en condiciones normales del ambiente.
	O	Un material <i>comburente</i> . Al utilizarlo con otros materiales, éste genera una reacción que libera energía. Es más probable que ocurra este evento cuando interactúa con un material inflamable.
	C	La sustancia es <i>corrosiva</i> . Significa que es capaz de destruir los tejidos cuando entra en contacto con ellos.

					
	+	-	-	-	+
	-	+	-	-	-
	-	-	+	-	+

	-	-	-	+	0
	+	-	+	0	+
+	Se pueden almacenar juntos.				
-	No deben almacenarse juntos.				
0	Solamente podrán almacenarse juntos, adoptando ciertas medidas.				

Las frases R (*de riesgo*) y S (*de seguridad*) son los comentarios sobre riesgos asociados al reactivo y sobre seguridad recomendada al manipularlo, que aparecen en las etiquetas. Unos ejemplos de frases R o riesgos específicos del reactivo:

- R1 - Explosivo en estado seco.
- R10 - Inflamable.
- R15 - Reacciona con el agua liberando gases extremadamente inflamables.
- R23 - Tóxico por inhalación.
- R29 - En contacto con agua libera gases tóxicos.

Unos ejemplos de frases S o consejos de seguridad (o prudencia) durante la manipulación del reactivo:

- S3 - Consérvese en lugar fresco.
- S7 - Manténgase el recipiente bien cerrado.
- S22 - No respirar el polvo.
- S29 - No tirar los residuos por el desagüe.
- S50 - No mezclar con [*especificar producto*].

Las frases R y S también pueden aparecer combinadas en la etiqueta, por ejemplo:

- R15/29 - El reactivo, en contacto con el agua, libera gases tóxicos y extremadamente inflamables.
- S3/7 - Consérvese el recipiente bien cerrado y en lugar fresco.

Puede encontrar todas las frases R y S actualizadas, y sus combinaciones, en la web del INSHT (*Instituto Nacional de Seguridad e Higiene en el Trabajo*):

<https://www.insst.es/>

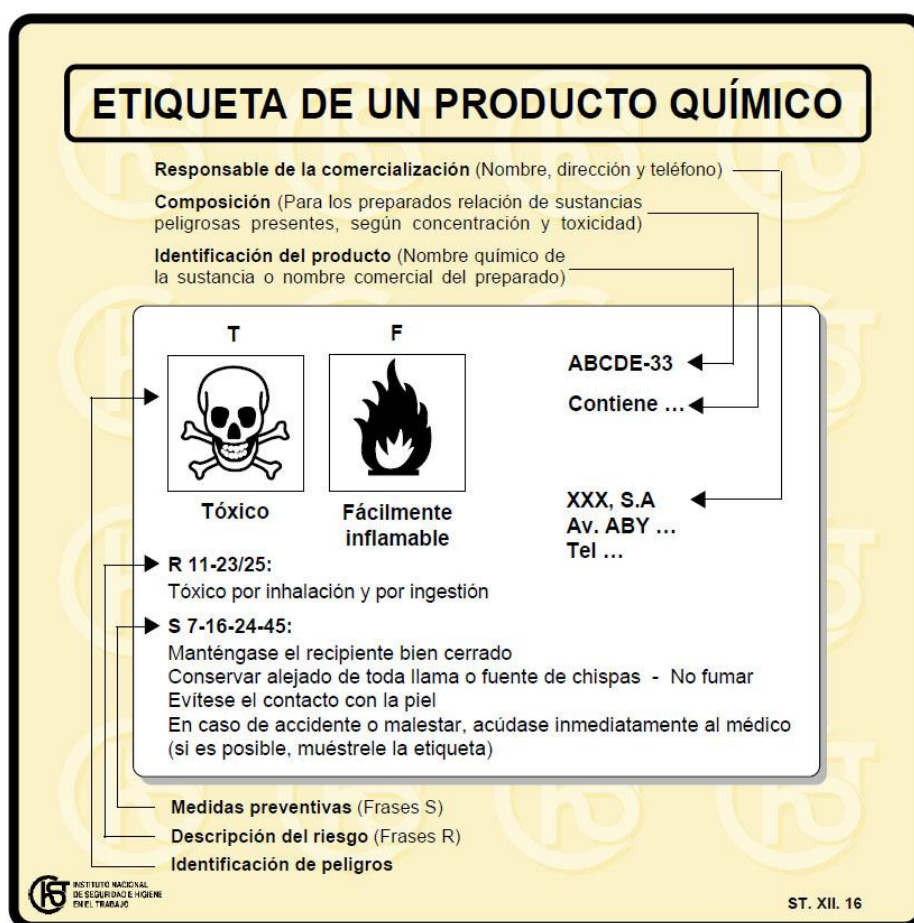
¿Cómo puedo saber las características de un determinado producto? ¿Cuáles son las características que puedo necesitar para manejar con seguridad este producto? ¿Alguna vez te has fijado en las etiquetas de los productos químicos, incluso en los productos de limpieza del hogar?

Las fichas de seguridad, también llamadas FDS (*Fichas de Datos de Seguridad*) y FISQ (*Fichas Internacionales de Seguridad Química*) son documentos concisos para advertir de los peligros derivados de la exposición a productos químicos, además de la seguridad en su manipulación, transporte, almacenamiento y eliminación.

Según la Ley de Prevención de Riesgos Laborales (LPRL 31/1995), los fabricantes, suministradores e importadores de sustancias químicas están obligados a facilitar a los empresarios la información disponible sobre su riesgo.

La OMS (*Organización Mundial de la Salud*), a través de su Programa Internacional de Seguridad Química y en colaboración con otras instituciones, estableció en 1988 un proyecto para desarrollar la armonización de criterios en materia de seguridad química, elaborando fichas concretas sobre sustancias puras. Desde entonces, el programa ha evolucionado conceptualmente y formalmente, y en la actualidad dispone de unas 1500 fichas revisadas por un comité científico y editado en más de 30 idiomas.

El INSHT (Instituto Nacional de Seguridad e Higiene en el Trabajo), institución codirectora del proyecto, ofrece en su página web sobre 1000 fichas internacionales de seguridad química actualizadas en versión española y el acceso a la versión original inglesa. Las fichas de seguridad deben incluir obligatoriamente 16 puntos informativos. Puedes consultarlos en la web del INSHT:



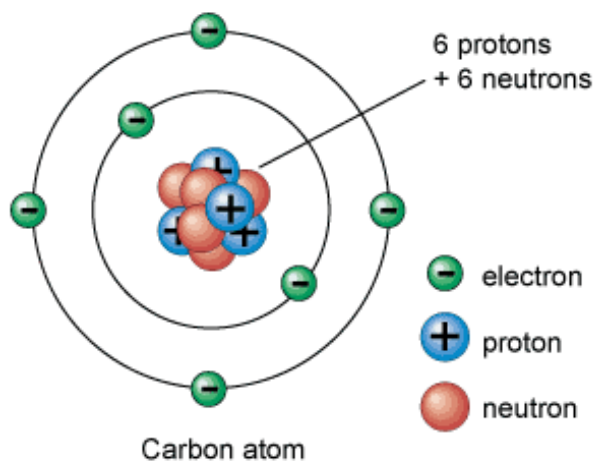
Manipulación de los reactivos químicos

Al trabajar con cualquier reactivo se deben tomar todas las precauciones necesarias para evitar la contaminación accidental del mismo. Para ello han de seguirse las siguientes reglas:

- Escoger el grado del reactivo apropiado para el trabajo a realizar, y siempre que sea posible, utilizar el frasco de menor tamaño.
- Extraer el reactivo del frasco sin introducir ningún objeto (por ejemplo, volcar directamente una cantidad aproximada del producto sobre un vidrio de reloj o un vaso precipitados para después pesar o pipetear la cantidad necesaria) y nunca devolver al frasco original cualquier exceso de reactivo.
- Tapar inmediatamente el frasco una vez extraído el reactivo, para evitar posibles confusiones con otros frascos y/o contaminación con otras sustancias.
- Mantener limpios y ordenados los estantes de reactivos y las balanzas. Limpiar inmediatamente cualquier salpicadura.
- Rotular cualquier disolución que se prepare o cualquier frasco de reactivo cuya etiqueta original se haya deteriorado. Nunca se debe pegar una etiqueta encima de otra.

Átomos, iones e isotopos

El átomo tiene su *núcleo* y *corteza*. Núcleo se compone de *protones* y *neutrones* y corteza de *electrones*:



La masa de un átomo se concentra en su núcleo. Si un átomo tiene 6 protones, 6 neutrones y 6 electrones, su masa equivale 12 umas.

1 uma (*Unidad de Masa Atómica*) es una unidad de masa que se define como la doceava parte (1/12) de la masa del isótopo 12 de carbono y equivale a $1,661 \times 10^{-27}$ kg.

La uma se utiliza para expresar la masa de átomos (*masa atómica*) y moléculas (*masa molecular*).

https://es.wikipedia.org/wiki/Unidad_de_masa_atómica

	Partícula	Masa (kg)	Masa (umas)	Carga (culombios)	Carga (e)
Núcleo	Protón	$1,6725 \times 10^{-27}$	1,0073	$+1,6 \times 10^{-19}$	+1
	Neutrón	$1,6748 \times 10^{-27}$	1,0087	0	0
Corteza	Electrón	$9,1096 \times 10^{-31}$	0,00055	$-1,6 \times 10^{-19}$	-1

El átomo se representa por un signo o abreviatura del nombre del elemento, X, por su número másico, A y su número atómico, Z:



- X Símbolo del elemento
- A Número másico ($A = p + n$)
- Z Número atómico ($Z = p$)

Número másico, A, es la suma de protones y neutrones que tiene el núcleo. Se llama así porque la masa del átomo en umas es prácticamente igual a dicho número, porque neutrones y protones tienen masa 1 uma y masa de los electrones es despreciable.

Número atómico, Z, es el número de protones que tiene el núcleo. En un átomo neutro coincide con el número de electrones en la corteza.

Todos los átomos del mismo elemento químico tienen *igual número atómico*, es decir, el mismo número de protones en el núcleo y la *misma carga positiva nuclear*.

Por ejemplo, todos los átomos de oxígeno tienen $Z = 8$. El número atómico de un elemento es fijo y habitualmente no se indica. Conociendo el signo del elemento y sus números másico y atómico, es fácil determinar las partículas del átomo. Por ejemplo, para el carbono:



que tiene $A = 14$ y $Z = 6$, tenemos 6 protones, 6 electrones y $14 - 6 = 8$ neutrones.

En átomos el número de protones es igual al de electrones. Así resulta que el átomo no tiene carga eléctrica neta, es neutro, se compensan la carga negativa de los electrones con la carga positiva de los protones. Si el átomo no es neutro se indica su carga de esta manera:



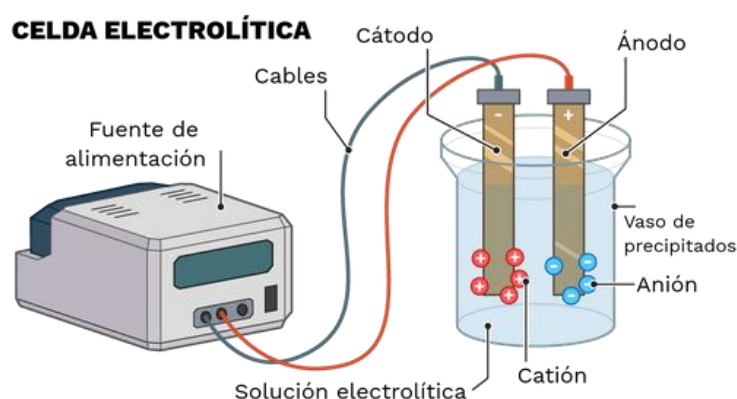
Sería un átomo de carbono al que le faltan 2 electrones. Por tanto, tendría 6 protones, 8 neutrones y 4 electrones (se restan los 2 que le faltan, por eso tiene 2 cargas positivas). Si el átomo fuese el oxígeno:



tendría 8 protones, 10 neutrones y 10 electrones (los 8 del átomo neutro, tantos como protones, y los 2 de más que ha ganado).

Los átomos pueden perder o ganar con cierta facilidad electrones, formándose los denominados *iones*:

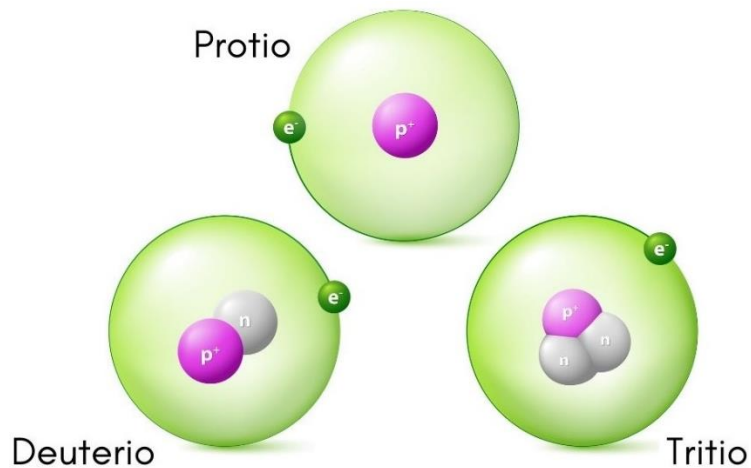
- *Iones positivos* o *cationes* se forman por la pérdida de electrones. Tienen tantas cargas positivas como electrones han perdido. Así, el Fe^{2+} es un átomo de hierro que ha perdido 2 electrones. Se llaman así porque van al cátodo en una solución electrolítica.
- *Iones negativos* o *aniones* se forman por la ganancia de electrones. Tienen tantas cargas negativas como electrones han ganado. Así el Cl^- es un átomo de cloro que ha ganado un electrón. Se llaman así porque van al ánodo en una solución electrolítica.



Sin embargo, el análisis de muchos elementos ha llevado a la conclusión de que algunos tienen diferente número de *neutrones* y por ello diferente número másico.

Los átomos de un mismo elemento (con el mismo número atómico) que tienen distinto número másico, es decir, distinta masa, se llaman *isótopos*.

Por ejemplo, en la naturaleza existen tres átomos diferentes del hidrógeno: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ y ${}^3_1\text{H}$. Los tres tienen un único protón ($Z = 1$), el primer no tiene neutrones, el segundo tiene 1 neutrón y el tercer tiene 2 neutrones:



A veces se representan los isótopos como el signo del elemento seguido del número másico, por ejemplo, isótopos ${}^6\text{Li}$ y ${}^7\text{Li}$. Otra forma representar isótopos es Cl-35 y Cl-37 , son 2 isótopos de cloro.

Ahora podemos dar la definición exacta de una uma. Inicialmente se tomó como la masa del átomo de *hidrógeno*, el más ligero de todos, pero hoy día se toma como la doceava parte ($1/12$) de la masa del isótopo 12 de *carbono*. Es decir, un átomo de C-12 pesa exactamente 12 umas. Viene a ser prácticamente igual a la definición antigua, masa atómica de hidrogeno es 1,01 uma.

En la tabla periódica normalmente se indica el *número atómico* de cada elemento y su *masa atómica media*, que es la suma de la masa de cada uno de los isótopos naturales (estables) que existen de este elemento multiplicada por el porcentaje en que se encuentran en la naturaleza y todo ello dividido entre 100.

Así, la masa atómica de los isótopos de cloro sería 35 umas y 37 umas aproximadamente y sabiendo que su riqueza natural es de 75% y 25% respectivamente podemos calcular la masa atómica media de cloro como:

$$\frac{35 \times 75 + 37 \times 25}{100} = 35,5 \text{ umas}$$

Averiguar la masa atómica media del litio sabiendo que, en su estado natural, este elemento contiene un 7,5% del isótopo ${}^6\text{Li}$ y el 92,5% restante del isótopo más estable, el ${}^7\text{Li}$:

$$\frac{6 \times 7,5 + 7 \times 92,5}{100} = 6,925 \text{ umas}$$

Más de la mitad de los elementos que se conocen en la actualidad se descubrieron entre 1800 y 1900. Durante este periodo los químicos observaron que muchos elementos mostraban grandes semejanzas entre ellos. El reconocimiento de las regularidades periódicas en las

propiedades físicas y en el comportamiento químico, así, como la necesidad de organizar la gran cantidad de información disponible sobre la estructura y propiedades de las sustancias elementales, condujeron al desarrollo de la *tabla periódica*, una tabla en la que se encuentran agrupados los elementos que tienen propiedades químicas y físicas semejantes:

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
11 Na	12 Mg	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113	114 Fl	115	116	117 Lv	118

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Metales
Metaloides
No metales

En la tabla periódica moderna los elementos están acomodados de acuerdo con su *número atómico* (que aparece sobre el signo del elemento), en filas horizontales, llamadas *periodos*, y en columnas verticales, conocidas como *grupos*, de acuerdo con sus semejanzas en las propiedades químicas.

Los elementos se dividen en tres categorías:

- Metales:
 - Son sólidos excepto el mercurio que es un líquido.
 - Tienen brillo metálico.
 - Son dúctiles.
 - Son maleables.
 - Tienen altos puntos de fusión y ebullición.
 - Su radio iónico es menor que su radio atómico porque pierden electrones.
 - Son buenos conductores del calor y la electricidad.
 - Se obtienen por reacciones de reducción de electrólisis.
 - Tienen tendencia a formar cationes cuando se oxidan.
 - Tienen bajas electronegatividades.
 - Se combinan con el oxígeno para formar óxidos metálicos.
 - Tienen bajos potenciales de reducción estándar.
- Metaloides:

- Presentan propiedades semejantes con los metales y con los no metales.
- Son sólidos a temperatura ambiental.
- Son poco maleables.
- Tienen altos punto de fusión y ebullición.
- Son semiconductores.
- De manera general tienen color grisáceo.
- Son anfóteros (pueden reaccionar como con ácidos así con bases).
- No metales:
 - Pueden ser sólidos (como carbono o azufre), líquidos (como bromo) o gaseosos (como oxígeno).
 - No son brillosos.
 - No son dúctiles ni maleables.
 - Tienen puntos de fusión y ebullición más bajos que los metales.
 - La reactividad de los no metales aumenta a la derecha de la tabla periódica.
 - La reactividad de los no metales aumenta hacia arriba de la tabla periódica.
 - Tienen tendencia a formar aniones cuando se reducen.
 - Tienen altas electronegatividades.
 - Se combinan con el oxígeno para formar óxidos no metálicos.
 - Tienen altos potenciales de reducción estándar.

Un metaloide presenta propiedades intermedias entre los metales y los no metales. En la tabla periódica se observa que la mayoría de los elementos que se conocen son metales, sólo 17 elementos son no metales y 8 son metaloides.

De izquierda a derecha, a lo largo de cualquier periodo, las propiedades físicas y químicas de los elementos cambian en forma gradual de metálicas a no metálicas.

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) ha recomendado la designación de los grupos 1-18. También existe la notación estadounidense para los números de los grupos (1A-8A y 1B-8B).

Algunos grupos de elementos tienen nombres especiales. Los elementos del grupo 1A (Li, Na, K, Rb, Cs y Fr) se llaman *metales alcalinos*, y los elementos del grupo 2A (Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra) reciben el nombre de *metales alcalinotérreos*. Los elementos del grupo 7A (F, Cl, Br, I y At) se conocen como *halógenos*, y los elementos del grupo 8A (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) son los *gases nobles* o *gases raros*.

Reacciones en disolución acuosa

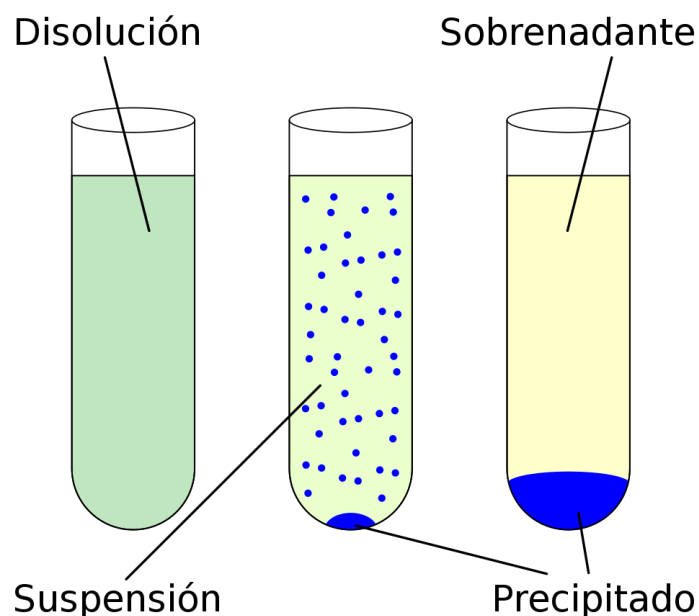
Muchas reacciones químicas y prácticamente todos los procesos biológicos se llevan a cabo en un medio acuoso. Los tres principales grupos de reacciones que se efectúan en disolución acuosa son:

- Reacciones de precipitación.
- Reacciones ácido-base.
- Reacciones redox.

Para dominarles estudiaremos las características estructurales y las propiedades del agua, también llamada el *disolvente universal*, y sus disoluciones.

Reacciones de precipitación

La *reacción de precipitación* es un tipo común de reacciones en disolución acuosa que se caracteriza por la formación de un producto *insoluble* o *precipitado*. Un *precipitado* es un sólido insoluble que se separa de la disolución.

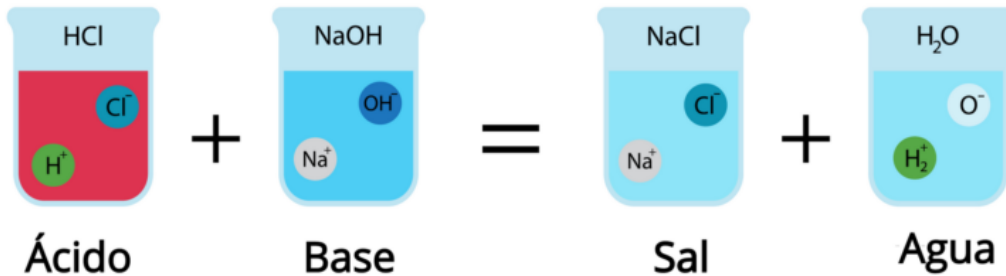


En las reacciones de precipitación por lo general participan compuestos iónicos.

Reacciones ácido-base

Las reacciones ácido-base se caracterizan por un proceso de transferencia de *protones*.

Reacción entre ácidos y bases



Los ácidos y las bases, como la aspirina (*ácido acetilsalicílico*) o la leche de magnesia (*hidróxido de magnesio*), son muy comunes, aunque mucha gente desconozca sus nombres químicos. Además de ser la base de muchos productos medicinales y domésticos, la química de ácidos y bases es importante en los procesos industriales y es fundamental en los sistemas biológicos.



[https://es.wikipedia.org/wiki/Ácido acetilsalicílico](https://es.wikipedia.org/wiki/Ácido_acetilsalicílico)

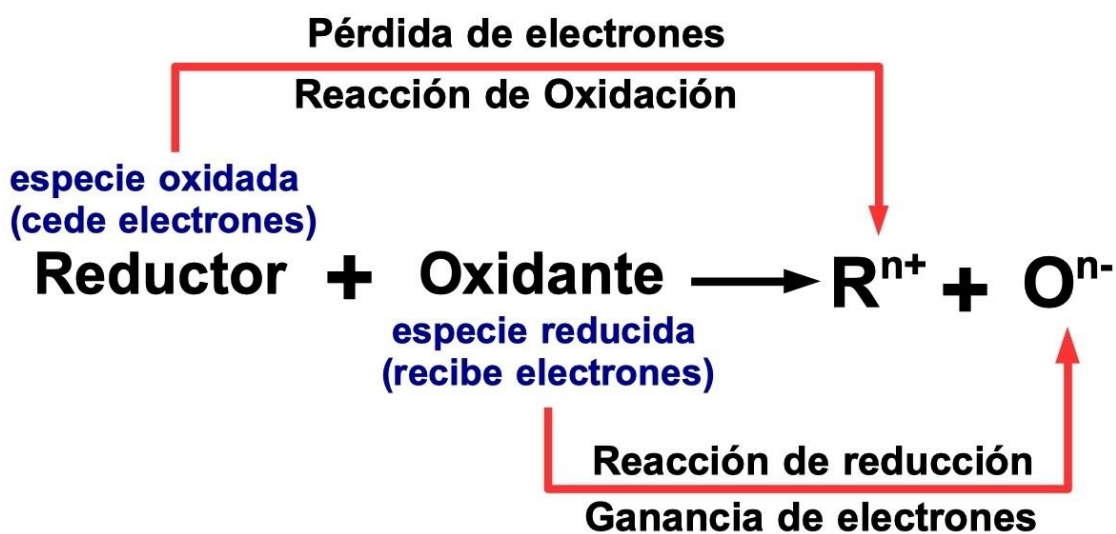


[https://es.wikipedia.org/wiki/Hidróxido de magnesio](https://es.wikipedia.org/wiki/Hidróxido_de_magnesio)

Antes de estudiar las reacciones ácido-base, necesitamos conocer las propiedades de los ácidos y las bases.

Reacciones de oxidación-reducción

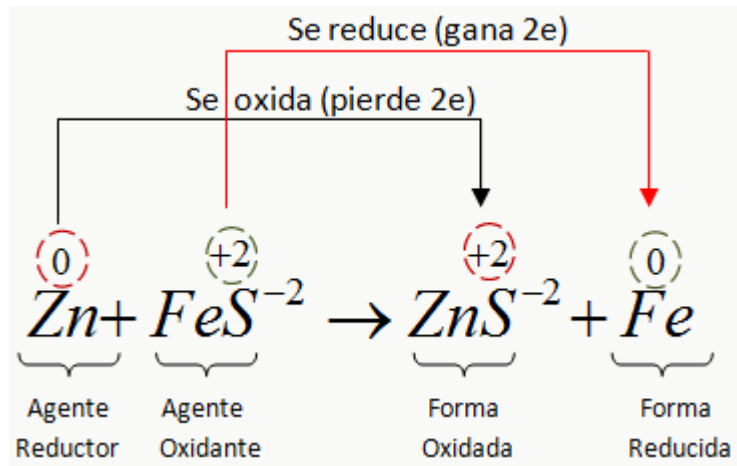
Las reacciones de oxidación-reducción (*redox*) se consideran como reacciones de transferencia de *electrones*.



Las reacciones de oxidación-reducción forman una parte importante del mundo que nos rodea. Comprenden desde la combustión de combustibles fósiles hasta la acción de los blanqueadores domésticos. Asimismo, la mayoría de los elementos metálicos y no metálicos se obtienen a partir de sus minerales por procesos de oxidación o de reducción.

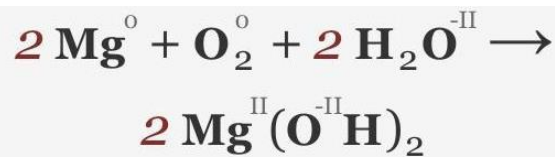
El término *reacción de oxidación* se refiere a la semirreacción que implica la pérdida de electrones.

En la antigüedad los químicos empleaban el término *oxidación* para expresar la combinación de elementos con oxígeno. Actualmente tiene un significado más amplio, ya que también incluye reacciones en las que no participa el oxígeno:

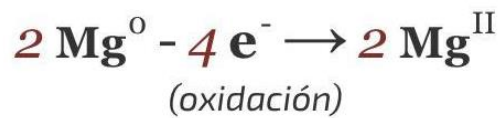


Una **reacción de reducción** es una semirreacción que implica la ganancia de electrones.

En la formación del óxido de magnesio el magnesio se oxida. Se dice que actúa como agente reductor porque dona electrones al oxígeno y hace que se reduzca. El oxígeno se reduce y actúa como un agente oxidante porque acepta electrones del magnesio y hace que éste se oxide:



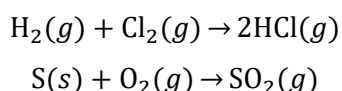
Esta es una reacción de **reducción-oxidación** (redox):



Mg es un agente **reductor**, O_2 es un agente de **oxidación**.

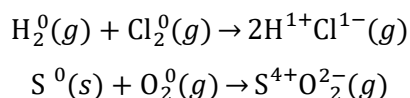
La magnitud de la oxidación en una reacción redox debe ser igual a la magnitud de la reducción, es decir, el número de electrones que pierde un agente reductor debe ser igual al número de electrones ganados por un agente oxidante.

Las definiciones de oxidación y reducción, en términos de pérdida y ganancia de electrones, se aplican a la formación de compuestos iónicos como el óxido de magnesio. Sin embargo, estas definiciones no caracterizan adecuadamente a la formación del cloruro de hidrógeno ni del dióxido de azufre:



Como el HCl y el SO₂ no son compuestos iónicos, sino *moleculares*, en realidad no se transfieren electrones durante la formación de estos compuestos, lo que sí sucede en el caso del MgO. No obstante, los químicos tratan estas reacciones como reacciones redox porque experimentalmente se observa que hay una transferencia parcial de electrones (del H al Cl en el HCl, y del S al O en el SO₂).

Para hacer un seguimiento de los electrones en las reacciones redox, es conveniente asignar números de oxidación a los reactivos y productos. Por ejemplo, las ecuaciones anteriores para la formación de HCl y SO₂ se podrían escribir como:



Los números colocados encima de los signos de elementos son los *números de oxidación*. En ninguna de las dos reacciones hay cargas en los átomos de las moléculas de reactivos. Por lo tanto, su número de oxidación es 0. Para las moléculas de los productos se supone que ha habido una transferencia completa de electrones y los átomos ganaron o perdieron electrones.

Los números de oxidación reflejan el número de electrones *transferidos*.

Los números de oxidación permiten identificar, a simple vista, los elementos que se han oxidado y reducido. Los elementos que muestran un aumento en el número de oxidación, el hidrógeno y el azufre en los ejemplos anteriores, se han oxidado. El cloro y el oxígeno se han reducido, por lo que sus números de oxidación son menores que al inicio de la reacción.

La suma de los números de oxidación del H y del Cl en el HCl (+1 y -1) es 0. Asimismo, si se añaden cargas en el S (+4) y en los dos átomos de O [2 x (-2)], el total es 0. La razón de esto es que las moléculas de HCl y SO₂ son neutras y por lo tanto las cargas se deben cancelar.

Los números de oxidación conocidos de los elementos comunes, ordenados de acuerdo con sus posiciones en la tabla periódica:

1 1A 1 H +1 -1																18 8A 2 He	
3 Li +1	2 2A 4 Be +2											13 3A 5 B +3	14 4A 6 C +4 +2 -4	15 5A 7 N +5 +4 +3 +2 +1 -3	16 6A 8 O +2 -1 -2	17 7A 9 F -1	10 Ne
11 Na +1	12 Mg +2											13 Al +3	14 Si +4 -4	15 P +5 +3 -3	16 S +6 +4 +2 -2	17 Cl +7 +6 +5 +4 +3 +2 +1 -1	18 Ar
		3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9	10	11 1B	12 2B						
19 K +1	20 Ca +2	21 Sc +3	22 Ti +4 +3 +2	23 V +5 +4 +3 +2	24 Cr +6 +5 +4 +3 +2	25 Mn +7 +6 +4 +3 +2	26 Fe +3 +2	27 Co +3 +2	28 Ni +2	29 Cu +2 +1	30 Zn +2	31 Ga +3	32 Ge +4 -4	33 As +5 +3 -3	34 Se +6 +4 -2	35 Br +5 +3 +1 -1	36 Kr +4 +2
37 Rb +1	38 Sr +2	39 Y +3	40 Zr +4	41 Nb +5 +4	42 Mo +6 +4 +3	43 Tc +7 +6 +4	44 Ru +8 +6 +4 +3	45 Rh +4 +3 +2	46 Pd +4 +2	47 Ag +1	48 Cd +2	49 In +3	50 Sn +4 +2	51 Sb +5 +3 -3	52 Te +6 +4 -2	53 I +7 +5 +1 -1	54 Xe +6 +4 +2
55 Cs +1	56 Ba +2	57 La +3	72 Hf +4	73 Ta +5	74 W +6 +4	75 Re +7 +6 +4	76 Os +8 +4	77 Ir +4 +3	78 Pt +4 +2	79 Au +3 +1	80 Hg +2 +1	81 Tl +3 +1	82 Pb +4 +2	83 Bi +5 +3	84 Po +2	85 At -1	86 Rn

Teoría cuántica

La *teoría cuántica* nos explica cómo funciona el mundo: porque la tabla periódica está como está, porque el agua forma solo un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno y porque unas sustancias interactúan entre sí y otras no.

El estudio de los átomos nos lleva a contestar las siguientes preguntas:

- ¿Cuántos electrones están presentes en determinado átomo?
- ¿Qué energía posee un electrón individual?
- ¿En qué parte del átomo se encuentran los electrones?

Las respuestas a estas preguntas tienen relación directa con el comportamiento de todas las sustancias en las reacciones.

Ecuación de Schrödinger

La distribución de los electrones en los átomos se describe con tres *números cuánticos*. Estos números se derivan de la solución matemática de la *ecuación de Schrödinger* para el átomo de hidrógeno:

- El número cuántico principal.
- El número cuántico del momento angular.
- El número cuántico magnético.

Estos números se utilizan para describir los orbitales atómicos e identificar los electrones que están dentro.

- El número cuántico de espín.

Es un número cuántico que describe el comportamiento de determinado electrón y completa la descripción de los electrones en los átomos.

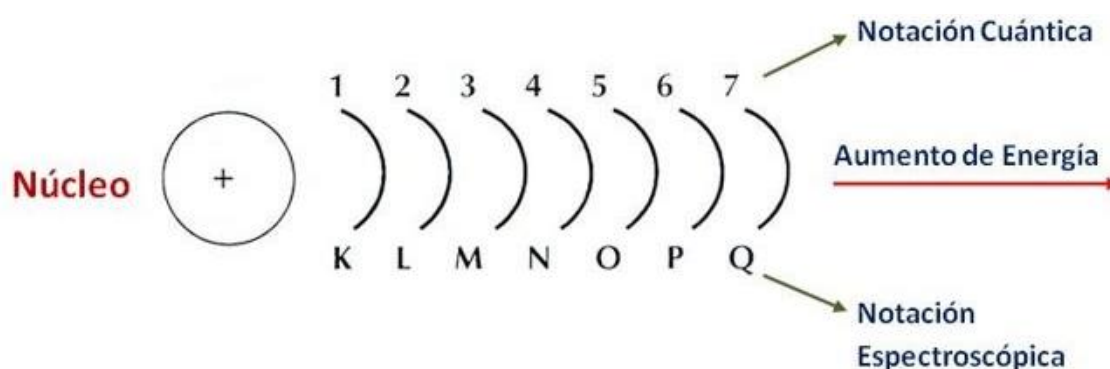


https://es.wikipedia.org/wiki/Ecuaci3n_de_Schr3dinger

El n3mero cu3ntico principal (n)

El n3mero cu3ntico principal (n) se relaciona con la distancia promedio del electr3n al n3cleo en determinado orbital. Cuanto m3s grande es el valor de n , mayor es la distancia entre un electr3n en el orbital respecto del n3cleo y, en consecuencia, el orbital es m3s grande.

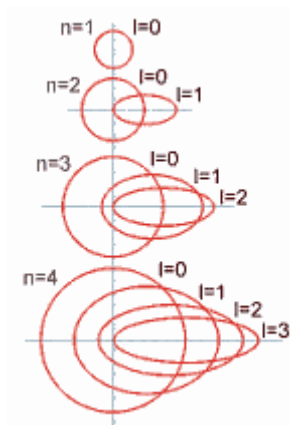
El n3mero cu3ntico principal puede tomar valores enteros de 1, 2, 3, etc.:



El n3mero cu3ntico principal de un elemento equivale a su *per3odo* en la tabla peri3dica, determina el n3mero de niveles o capas posibles.

El n3mero cu3ntico del momento angular (ℓ)

El n3mero cu3ntico del momento angular (ℓ) expresa la forma de los orbitales.



Los valores de ℓ dependen del valor del número cuántico principal, n . Para cierto valor de n , ℓ tiene todos los valores enteros posibles desde 0 hasta $(n - 1)$. Para $n = 1$ sólo existe un posible valor de $\ell = n - 1 = 1 - 1 = 0$. Si $n = 2$, ℓ puede tener dos valores: 0 y 1. Si $n = 3$, ℓ puede tener tres valores: 0, 1 y 2.

El valor de ℓ se designa con las letras de la siguiente forma:

ℓ	0	1	2	3	4	5
Nombre del orbital	s	p	d	f	g	h

Por lo tanto, si $\ell = 0$, tenemos un orbital s, si $\ell = 1$, tenemos un orbital p, y así sucesivamente.

El conjunto de orbitales que tienen el mismo valor de n se conoce como *nivel* o *capa*. Los orbitales que tienen los mismos valores de n y ℓ , se conocen como *subnivel* o *subcapa*.

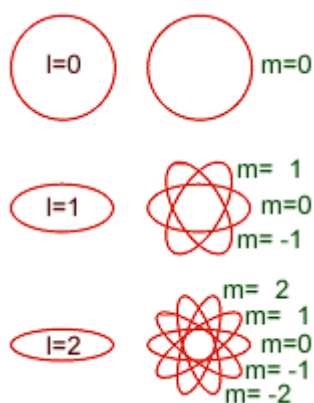
Cada un nivel puede contener varios subniveles de orbitales de la misma forma, cada un orbital de un subnivel está orientada con su propia manera. Por eso tantos electrones no se chocan 😊

Por ejemplo, el nivel con $n = 2$ está formado de dos subniveles, $\ell = 0$ y 1 (los valores permitidos para $n = 2$). Éstos corresponden a los subniveles $2s$ y $2p$, donde 2 expresa el valor de n , s y p se refieren al valor de ℓ .

El número cuántico magnético (m_ℓ)

El número cuántico magnético (m_ℓ) describe la orientación del orbital en el espacio.

Dentro de un subnivel, el valor de m_ℓ depende del valor que tenga el número cuántico del momento angular, ℓ . Para cierto valor de ℓ existen $(2\ell + 1)$ valores enteros de m_ℓ , como $-\ell, (-\ell + 1), \dots, 0, \dots, (+\ell - 1), +\ell$:



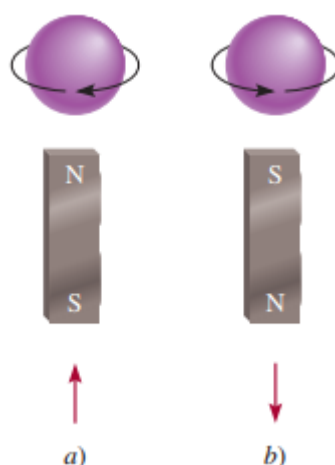
Si $\ell = 0$, entonces $m_\ell = 0$. Si $\ell = 1$, existen $[(2 \times 1) + 1]$ o 3 valores de m_ℓ , es decir, -1, 0 y 1. Si $\ell = 2$, hay $[(2 \times 2) + 1]$ o 5 valores de m_ℓ , -2, -1, 0, 1 y 2.

El número de valores que tenga m_ℓ indica el *número de orbitales* presentes en un subnivel con cierto valor de ℓ .

Para resumir este análisis de los tres números cuánticos, supongamos el caso donde $n = 2$ y $\ell = 1$. Los valores de n y ℓ indican que se tiene un subnivel $2p$, y en éste se tienen tres orbitales p (puesto que hay tres valores de m_ℓ : -1, 0 y 1).

El número cuántico de espín (m_s)

Experimentos nos dicen que los electrones se comportan como imanes. Si nos imaginamos que los electrones giran sobre su propio eje, es factible explicar sus propiedades magnéticas. Según la teoría electromagnética, cuando gira una carga se genera un campo magnético, y este movimiento es el responsable de que el electrón se comporte como un imán:



Existen dos posibles giros de un electrón, uno en el sentido de las manecillas del reloj y el otro en sentido contrario. Para tomar en cuenta el espín del electrón, es preciso añadir un cuarto número cuántico, conocido como número cuántico de espín del electrón (m_s), que toma valores de $+1/2$ (a) o $-1/2$ (b).

Orbitales atómicos

La relación entre los números cuánticos y los orbitales atómicos se muestra en la siguiente tabla:

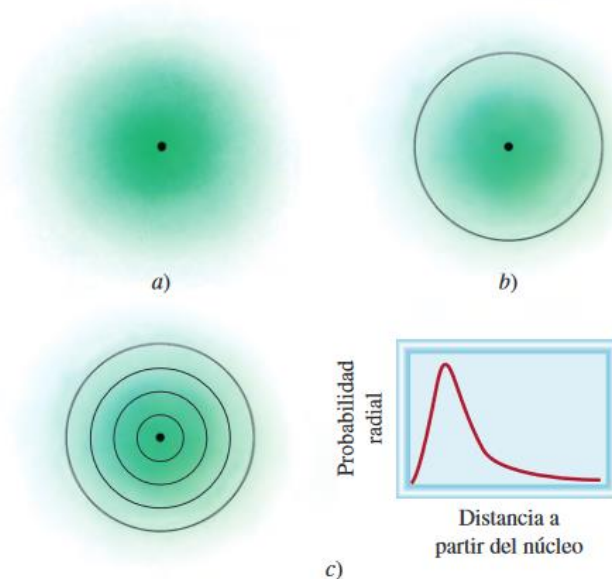
n	ℓ	m_ℓ	Número de orbitales	Designación de orbitales
1	0	0	1	1s

2	0	0	1	2s
	1	-1, 0, 1	3	2p _x , 2p _y , 2p _z
3	0	0	1	3s
	1	-1, 0, 1	3	3p _x , 3p _y , 3p _z
	2	-2, -1, 0, 1, 2	5	3d _{xy} , 3d _{yz} , 3d _{xz} , 3d _x ² , 3d _y ² , 3d _z ²

Cuando $\ell = 0$, $(2\ell + 1) = 1$ y sólo hay un valor para m_ℓ , por lo cual tenemos un orbital s .
 Cuando $\ell = 1$, $(2\ell + 1) = 3$, de modo que existen tres valores para m_ℓ o tres orbitales p , representados como p_x , p_y y p_z . Cuando $\ell = 2$, $(2\ell + 1) = 5$, y existen cinco valores para m_ℓ , los respectivos cinco orbitales d se expresan con subíndices más complejos.

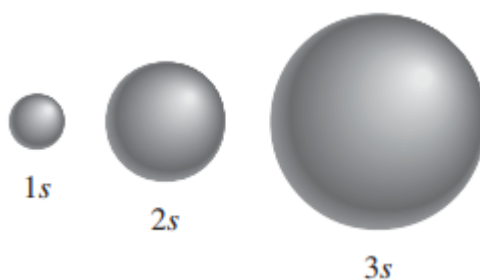
Orbitales s

Una de las preguntas importantes que surgen cuando se estudian las propiedades de los orbitales atómicos es ¿Qué forma tienen los orbitales? Conviene imaginar a los orbitales con una forma específica, sobre todo cuando se estudian los enlaces químicos que forman los átomos. Aunque, en principio, se puede encontrar un electrón en cualquier lugar, ya se sabe que la mayor parte del tiempo está muy cerca del núcleo:



La imagen muestra la relación de la densidad electrónica de un orbital 1s de un átomo de hidrógeno en función de la distancia al núcleo. Observemos que la densidad electrónica decae muy rápido con el aumento de esta distancia. En términos poco estrictos, existe probabilidad de 90% de encontrar al electrón dentro de una esfera de 100 pm de radio ($1 \text{ pm} = 1 \times 10^{-12} \text{ m}$) alrededor del núcleo. De esta forma, es posible representar el orbital 1s con un diagrama de contorno de superficie que abarque alrededor de 90% de la densidad electrónica total en un orbital.

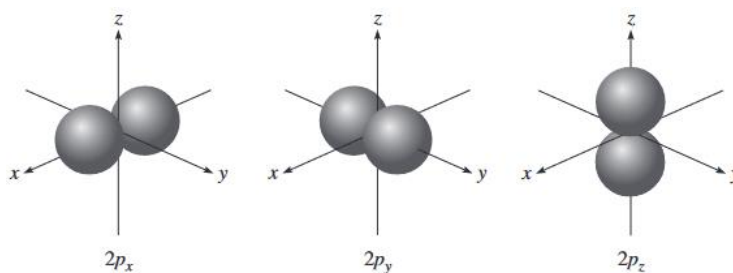
El orbital $1s$ representado en esta forma es prácticamente una esfera. Los diagramas de contorno de superficie para los orbitales atómicos $1s$, $2s$ y $3s$ del átomo de hidrógeno:



Todos los orbitales s son esféricos, pero varían de tamaño, éste aumenta con el incremento del número cuántico principal. Aunque en el diagrama de contorno se pierden los detalles de las variaciones de densidad electrónica, esto no significa una desventaja importante. Después de todo, las características más notables de los orbitales atómicos son su forma y tamaño relativos, y se representan adecuadamente con estos diagramas de contorno de superficie.

Orbitales p

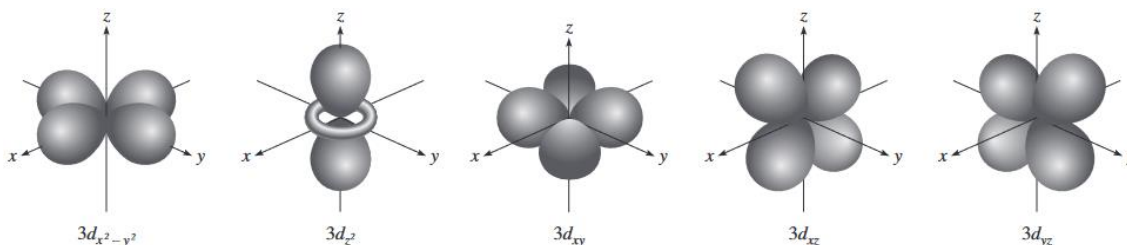
Los orbitales p comienzan con el número cuántico principal $n = 2$. Si $n = 1$, el número cuántico del momento angular sólo puede tomar un valor de 0. En consecuencia, sólo existe un orbital $1s$. Como vimos antes, cuando $\ell = 1$, el número cuántico magnético m_ℓ puede tomar valores de -1, 0 y 1. Si comenzamos con $n = 2$ y $\ell = 1$, tenemos tres orbitales $2p$: $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$. Las letras del subíndice señalan los ejes sobre los que se orientan los orbitales. Estos tres orbitales p tienen el mismo tamaño, forma y energía, sólo difieren en su orientación:



Cada orbital p puede imaginarse como dos lóbulos situados en lados opuestos del núcleo. Como sucede con los orbitales s , el tamaño de los orbitales p aumenta desde $2p$ hasta $3p$, $4p$ y así sucesivamente.

Orbitales d y mayores

Cuando $\ell = 2$, existen cinco valores para m_ℓ , que corresponden a cinco orbitales d . El valor mínimo de n para un orbital d es 3. Como ℓ nunca puede ser mayor que $n - 1$, cuando $n = 3$ y $\ell = 2$, tenemos cinco orbitales $3d$ ($3d_{xy}$, $3d_{yz}$, $3d_{xz}$, $3d_{x^2-y^2}$ y $3d_{z^2}$):



Como sucede con los orbitales p , las distintas orientaciones de los orbitales d corresponden a los diferentes valores de m_ℓ . Todos los orbitales $3d$ de un átomo tienen la misma energía.

Los orbitales d para los que n es mayor que 3 ($4d$, $5d$, etc.) tienen formas similares.

Los orbitales que tienen más energía que los orbitales d se representan con las letras f , g y así sucesivamente. Los orbitales f son importantes porque explican el comportamiento de los elementos con número atómico mayor de 57, aunque no es fácil representar su forma.

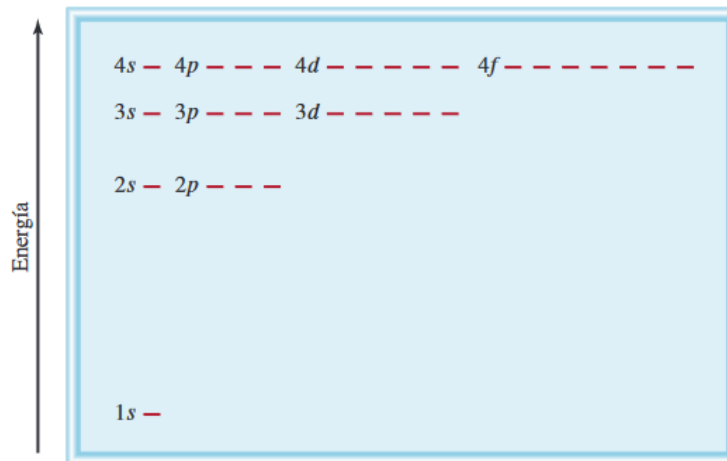
La química general no incluye el estudio de orbitales que tengan valores de ℓ mayores de 3 (los orbitales g y subsecuentes).

Energía de electrones

Ahora que tenemos cierto conocimiento de las formas y los tamaños de los orbitales atómicos, podemos averiguar cuáles son sus energías relativas y determinar cómo influyen estos niveles de energía en la distribución electrónica de los átomos.

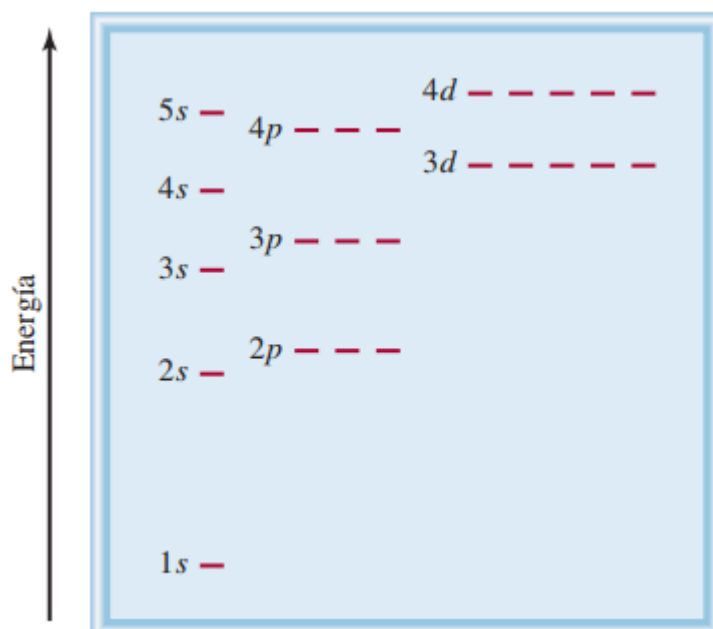
La energía del electrón de un átomo de hidrógeno se establece sólo por su número cuántico principal. Así, las energías de los orbitales del hidrógeno aumentan en la siguiente forma:

$$1s < 2s = 2p < 3s = 3p = 3d < 4s = 4p = 4d = 4f < \dots$$



Aunque las distribuciones de densidad electrónica no son iguales en los orbitales $2s$ y $2p$, el electrón del átomo de hidrógeno tendrá la misma energía en estos dos orbitales. El orbital $1s$ del átomo de hidrógeno corresponde a la condición más estable, el estado fundamental. El núcleo atrae con mayor fuerza a un electrón que reside en este orbital porque se encuentra más cerca. El electrón de este átomo estará en un estado excitado en los orbitales $2s$, $2p$ o en orbitales superiores.

El diagrama de energía para los átomos polielectrónicos es más complejo que el del hidrógeno. En aquellos átomos, la energía de un electrón depende de su número cuántico del momento angular, así como de su número cuántico principal:

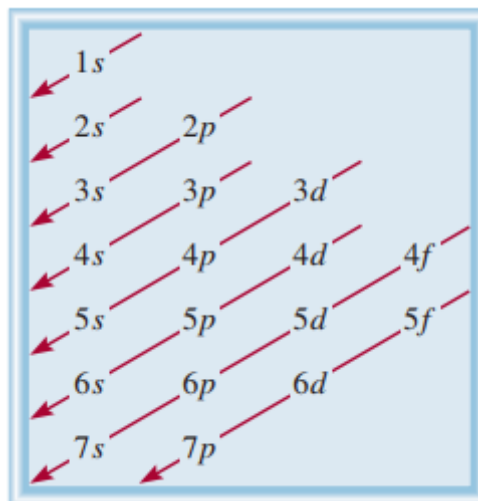


Para átomos polielectrónicos, el nivel de energía $3d$ está muy cerca del nivel $4s$. Sin embargo, la energía total de un átomo depende no sólo de la suma de las energías de los orbitales, sino también de la energía de repulsión entre los electrones de estos orbitales (cada orbital puede

dar cabida hasta dos electrones). De esto se desprende que la energía total de un átomo es menor cuando se llena el subnivel $4s$ antes que el $3d$.

Diagrama de Möeller

Diagrama de Möeller representa el orden de llenado de los orbitales atómicos en los átomos polielectrónicos:



Relaciones periódicas entre los elementos

Muchas de las propiedades químicas de los elementos se explican en términos de su configuración electrónica. Debido a que los electrones llenan los orbitales atómicos de manera ordenada, no es sorprendente que los elementos con configuraciones electrónicas semejantes, como sodio y potasio, se comporten en muchos aspectos de manera similar y que, en general, las propiedades de los elementos muestren tendencias observables.

En la siguiente imagen se muestra la tabla periódica junto con la configuración electrónica en estado fundamental de los electrones externos de los elementos. Empezando con el hidrógeno, observamos que los subniveles se llenan en el orden que se aprecia en el diagrama de Möeller.

De acuerdo con el tipo de subnivel que se ha llenado, los elementos se dividen en categorías:

- Los elementos representativos.
- Los gases nobles.
- Los elementos de transición (o metales de transición).
- Los lantánidos.
- Los actínidos.

Los *elementos representativos* (llamados también elementos del grupo principal) son los elementos de los grupos 1A a 7A, todos los cuales tienen incompletos los subniveles s o p del máximo número cuántico principal.

Con excepción del helio, los *gases nobles* (los elementos del grupo 8A) tienen el subnivel p completamente lleno. Las configuraciones electrónicas son $1s^2$ para el helio y ns^2np^6 para el resto de los gases nobles, donde n es el número cuántico principal del nivel más alto.

Los *metales de transición* son los elementos de los grupos 1B y 3B hasta 8B, los cuales tienen incompleto el subnivel d , o forman fácilmente cationes con el subnivel d incompleto. Algunas veces se hace referencia a estos metales como los elementos de transición del bloque d .

La numeración no secuencial de los metales de transición en la tabla periódica (es decir, 3B-8B, seguida por 1B-2B) obedece a la correspondencia que existe entre la configuración electrónica externa de estos elementos con la de los elementos representativos. Por ejemplo, tanto el escandio como el galio tienen tres electrones externos. Sin embargo, como se encuentran en diferentes tipos de orbitales atómicos, se colocan en distintos grupos (3A y 3B). Los metales hierro, cobalto y níquel no cumplen con esta clasificación y los tres se colocan en el grupo 8B.

Los elementos del grupo 2B (Zn, Cd y Hg), no son elementos representativos ni metales de transición. Este grupo de metales no tiene un nombre especial.

Los *lantánidos* y los *actínidos* algunas veces se denominan elementos de transición del bloque f porque su subnivel f está incompleto.

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

En la siguiente imagen se muestran los grupos de los elementos aquí estudiados:

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

Electrones internos y de valencia

La reactividad química de los elementos está determinada en gran parte por sus *electrones de valencia*, que son los electrones que ocupan el *nivel de energía externo*.

Para los elementos representativos, los electrones de valencia son los que ocupan el nivel de energía n más alto. Todos los electrones que no son de valencia en un átomo reciben el nombre de *electrones internos*.

Al observar una vez más las configuraciones electrónicas de los elementos representativos surge un patrón claro: todos los elementos en un grupo determinado tienen el mismo número y tipo de electrones de valencia. La similitud de configuraciones electrónicas de valencia es lo que hace que los *elementos en un mismo grupo tengan un comportamiento químico parecido*. Por lo tanto, todos los metales alcalinos (los elementos del grupo 1A), por ejemplo, tienen la configuración electrónica de valencia ns^1 y tienden a perder un electrón para formar los cationes monopositivos. De manera similar, todos los metales alcalinotérreos (los elementos del grupo 2A) tienen una configuración electrónica de valencia ns^2 , y todos tienden a perder dos electrones para formar los cationes dipositivos:

Grupo 1A		Grupo 2A	
<i>Li</i>	$[\text{He}]2s^1$	<i>Be</i>	$[\text{He}]2s^2$
<i>Na</i>	$[\text{Ne}]3s^1$	<i>Mg</i>	$[\text{Ne}]3s^2$
<i>K</i>	$[\text{Ar}]4s^1$	<i>Ca</i>	$[\text{Ar}]4s^2$
<i>Rb</i>	$[\text{Kr}]5s^1$	<i>Sr</i>	$[\text{Kr}]5s^2$

<i>Cs</i>	[Xe]6s ¹	<i>Ba</i>	[Xe]6s ²
<i>Fr</i>	[Rn]7s ¹	<i>Ra</i>	[Rn]7s ²

Sin embargo, debemos tener cuidado al predecir las propiedades de los elementos con base únicamente en su pertenencia a un grupo. Por ejemplo, todos los elementos del grupo 4A tienen las mismas configuraciones electrónicas de valencia ns^2np^2 , pero hay una variación notable en las propiedades químicas entre los elementos: el carbono es un no metal, el silicio y el germanio son metaloides, y el estaño y el plomo son metales.

Como grupo, los *gases nobles* se comportan de manera muy similar. El helio y el neón son químicamente inertes, y hay algunos ejemplos de compuestos formados por los otros gases nobles. Esta carencia de reactividad química se debe a que sus subniveles ns y np están completamente llenos, una condición que suele correlacionarse con una gran estabilidad.

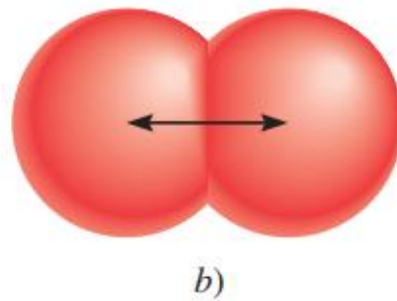
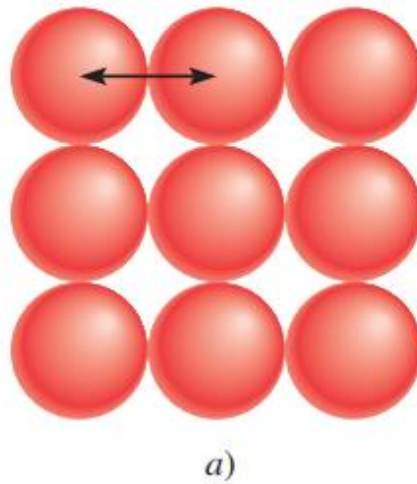
Aunque la configuración electrónica de valencia de los metales de transición no siempre es la misma dentro de un grupo y no hay un patrón regular en el cambio de la configuración electrónica de un metal al siguiente en el mismo periodo, todos los metales de transición comparten muchas características que los distinguen de los demás elementos. La razón es que todos estos metales tienen un subnivel d incompleto.

De igual manera, los elementos lantánidos (y los actínidos) se parecen entre sí, pues tienen subniveles f sin completar.

Variación de las propiedades físicas

Como hemos visto, la configuración electrónica de los elementos señala una variación periódica al aumentar el número atómico. Como consecuencia, los elementos también presentan variaciones periódicas en sus propiedades físicas y en su comportamiento químico. Examinaremos algunas propiedades físicas que influyen en el comportamiento químico de los elementos que están en el mismo grupo o periodo. Primero, analizaremos el concepto de *carga nuclear efectiva*, que está directamente relacionado con muchas propiedades atómicas.

Numerosas propiedades físicas, incluidas la densidad y los puntos de fusión y ebullición, se relacionan con el tamaño de los átomos. La densidad electrónica de un átomo se extiende mucho más allá del núcleo, pero por lo general pensamos en el tamaño atómico como el volumen que contiene cerca de 90% de la densidad electrónica total alrededor del núcleo. Cuando debemos ser más específicos, definimos el tamaño de un átomo en términos de su *radio atómico*, que es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos metálicos adyacentes o de una molécula diatómica:



Para los átomos que están unidos entre sí formando una red tridimensional (los metales), el radio atómico es simplemente la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos vecinos (a). Para elementos que existen como moléculas diatómicas sencillas (los halógenos), el radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de los dos átomos de una molécula en particular (b).

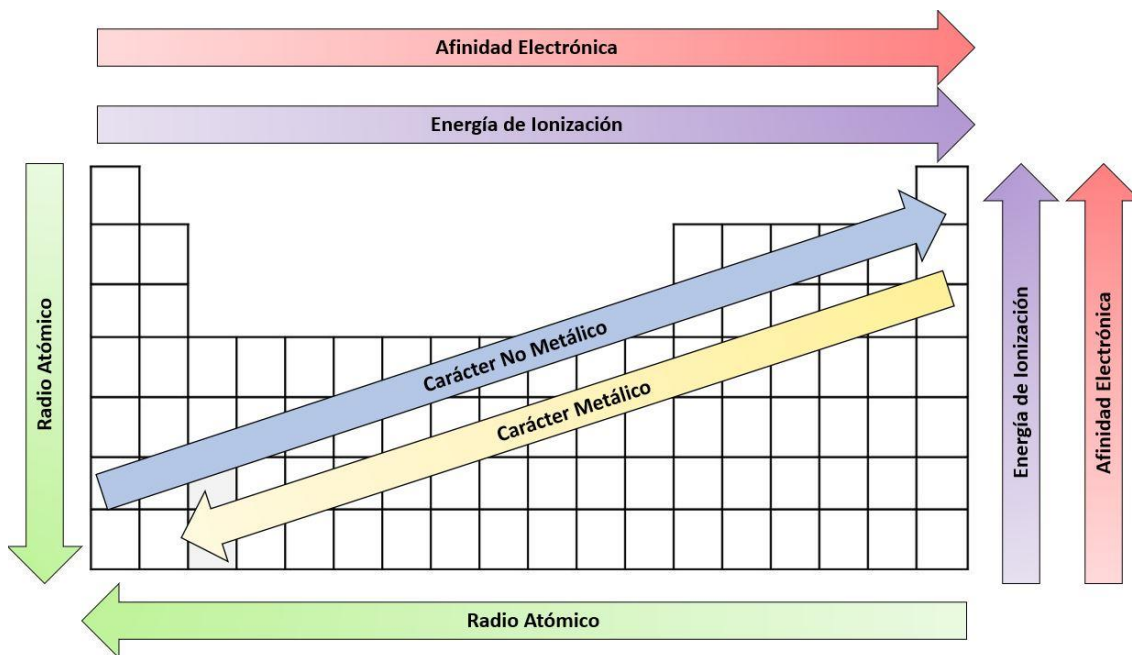
La imagen siguiente presenta los radios atómicos de elementos en relación con sus números atómicos. Las tendencias periódicas son fácilmente identificables. Considere los elementos del segundo periodo. Como la carga nuclear efectiva aumenta de izquierda a derecha, el electrón de valencia adicionado en cada paso es atraído con mayor fuerza por el núcleo que el anterior. Por lo tanto, esperamos y encontramos que en efecto el radio atómico disminuye de Li a Ne:



Dentro de un grupo encontramos que el radio atómico aumenta con el número atómico.

Variación a lo largo de un periodo y en un grupo

Al desplazarse de izquierda a derecha a lo largo de un periodo hay una transición de metales a metaloides a no metales. Considere los elementos del tercer periodo, desde sodio hasta argón. El sodio, primer elemento del tercer periodo, es un metal muy reactivo, en tanto que el cloro, el penúltimo elemento del mismo periodo, es un no metal muy reactivo.



Entre ellos, los elementos señalan una transición gradual desde las propiedades metálicas hasta las no metálicas. El sodio, el magnesio y el aluminio tienen redes atómicas tridimensionales extensas y se mantienen unidos mediante fuerzas características del estado metálico. El silicio es un metaloide, con una estructura tridimensional gigante en la cual los átomos de Si están unidos fuertemente. A partir del fósforo, los elementos existen como unidades moleculares sencillas y discretas (P_4 , S_8 , Cl_2 y Ar), que tienen bajos puntos de fusión y ebullición.

Dentro de un grupo periódico, las propiedades físicas varían de manera más predecible, en especial si los elementos se encuentran en el mismo estado físico. Por ejemplo, los puntos de fusión del argón y el xenón son -189.2°C y -111.9°C , respectivamente. Podemos calcular el punto de fusión del elemento intermedio, el kriptón, mediante el promedio de estos dos valores como sigue:

$$\frac{(-189,2) + (-111,9)}{2} = -150,55^\circ\text{C}$$

Este valor es muy cercano al punto de fusión real, que es de -156.6°C .

Energía de ionización y afinidad electrónica

No sólo hay una relación entre la configuración electrónica y las propiedades físicas, también existe una relación estrecha entre la configuración electrónica y el comportamiento químico.

Las propiedades químicas de cualquier átomo se determinan a partir de la configuración de los electrones de valencia de sus átomos. La estabilidad de estos electrones externos se refleja de manera directa en la energía de ionización de los átomos.

La *energía de ionización* es la energía mínima necesaria para remover un electrón de un átomo en estado gaseoso, en su estado fundamental.

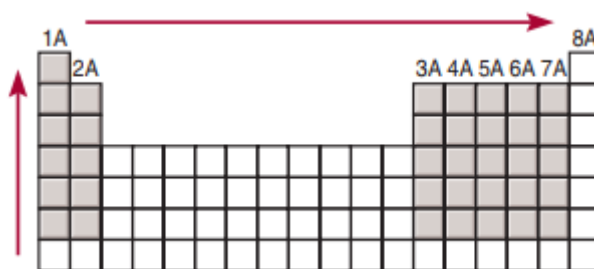
En otras palabras, la energía de ionización es la cantidad de energía necesaria para desprender 1 mol de electrones de 1 mol de átomos en estado gaseoso. En dicha definición se especifica el estado gaseoso de los átomos porque en un átomo en estado gaseoso no hay influencia de los átomos vecinos y no existen fuerzas intermoleculares (es decir, fuerzas entre las moléculas) que deban tomarse en cuenta al realizar la medición de la energía de ionización.

La magnitud de la energía de ionización es una medida de qué tan fuertemente se encuentra unido el electrón al átomo. Cuanto mayor sea la energía de ionización, más difícil será que se desprenda el electrón.

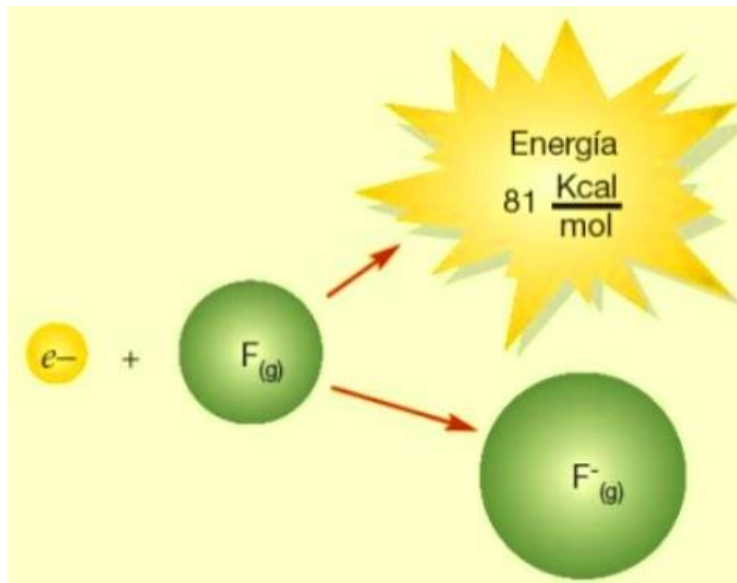
Para los átomos polielectrónicos, la cantidad de energía requerida para desprender el primer electrón del átomo en su estado fundamental se denomina primera energía de ionización (EI_1), para desprender el segundo electrón la segunda energía de ionización (EI_2) etc. Cuando se desprende un electrón de un átomo neutro, disminuye la repulsión entre los electrones restantes. Debido a que la carga nuclear permanece constante, se necesita más energía para desprender otro electrón del ion cargado positivamente. Así, las energías de ionización siempre aumentan en el siguiente orden:

$$EI_1 < EI_2 < EI_3 < \dots$$

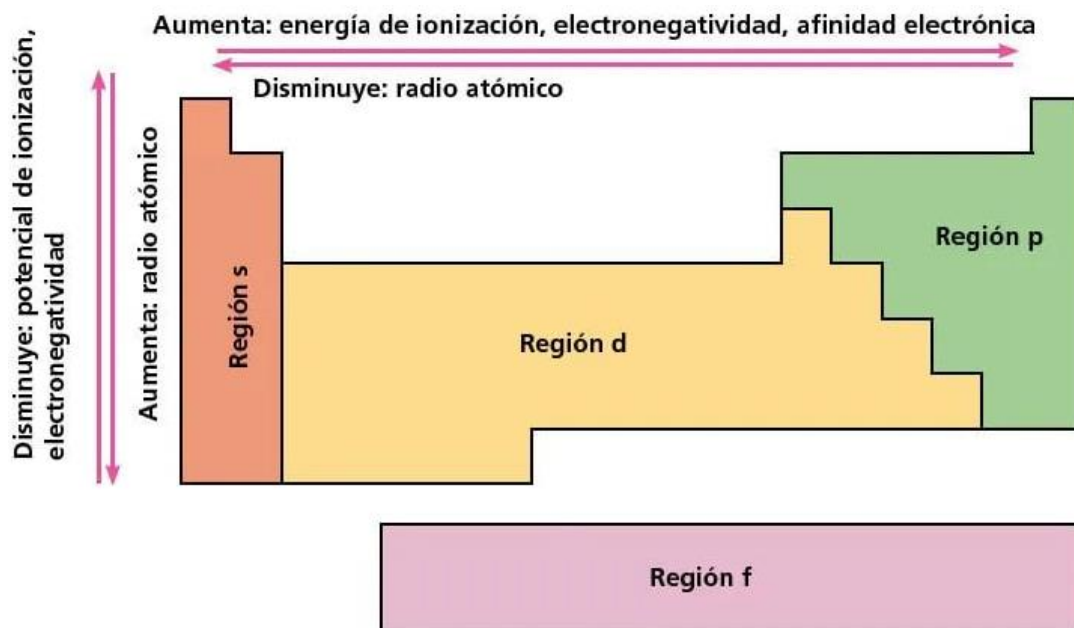
El incremento en la primera energía de ionización se observa de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y de abajo arriba en un grupo para los elementos representativos:



Otra propiedad de los átomos que incluye en su comportamiento químico es su capacidad para aceptar uno o más electrones. Dicha propiedad se denomina *afinidad electrónica*, que es la energía que se desarrolla cuando un átomo, en estado gaseoso, acepta un electrón para formar un anión.



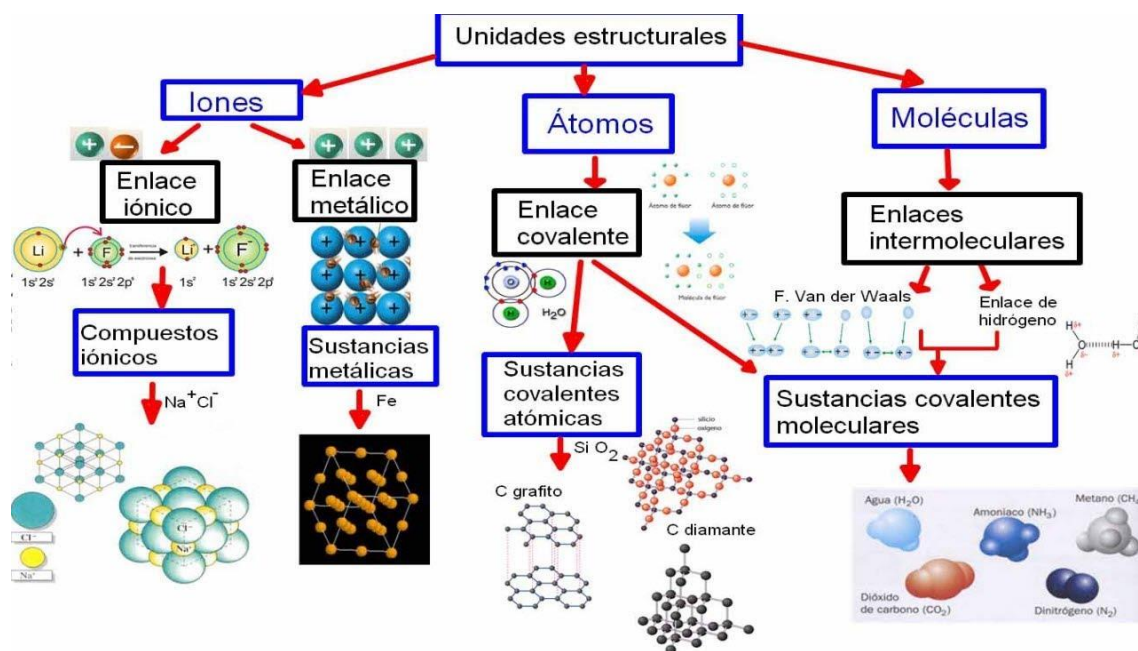
Un valor grande de afinidad electrónica significa que el ion negativo es muy estable (es decir, el átomo tiene una gran tendencia a aceptar un electrón), al igual que una alta energía de ionización de un átomo significa que el electrón es muy estable en el átomo:



Enlace químico

¿Por qué reaccionan los átomos de los distintos elementos? ¿Cuáles son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en las moléculas y a los iones en los compuestos iónicos? ¿Qué formas adoptan?

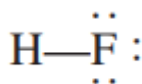
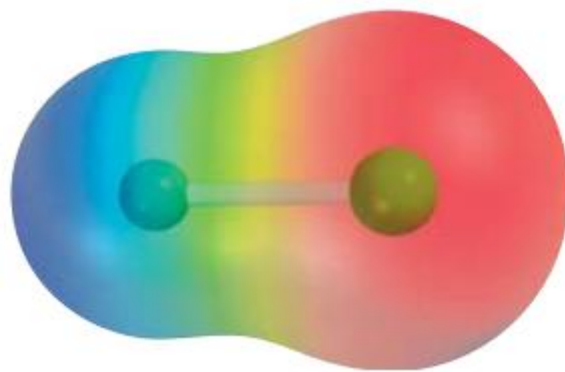
Empezaremos por analizar dos tipos de enlaces: el iónico y el covalente, y las fuerzas que los estabilizan:



Enlace covalente y electronegatividad

Un enlace covalente es el que forman dos átomos que comparten un par de electrones.

En una molécula como el H_2 , donde los dos átomos son idénticos, cabe esperar que los electrones se compartan en forma equitativa, es decir, que los electrones pasen el mismo tiempo alrededor de cada átomo. Sin embargo, en el enlace covalente de la molécula de HF , los átomos de H y F no comparten por igual los electrones porque son átomos distintos:



El enlace en HF se denomina *enlace covalente polar*, o simplemente enlace polar porque los electrones pasan más tiempo alrededor de un átomo que del otro. La evidencia experimental indica que, en la molécula de HF, los electrones pasan más tiempo cerca del átomo de flúor. Este reparto desigual de electrones es comparable con una transferencia parcial de electrones o un desplazamiento de la densidad electrónica del H al F, como suele representarse.

Como consecuencia del reparto desigual del par de electrones de enlace, alrededor del átomo de flúor hay una densidad electrónica hasta cierto punto mayor y, en forma correspondiente, una menor densidad electrónica cerca del hidrógeno. A menudo se ve el enlace de HF y otros enlaces polares como un punto intermedio entre un enlace covalente (no polar), donde los electrones se comparten en forma equitativa, y un enlace iónico, donde la transferencia de electrón(es) es casi completa.

Una propiedad útil para distinguir el enlace covalente no polar del enlace covalente polar es la *electronegatividad*, es decir, la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones de un enlace químico. Los elementos con electronegatividad alta tienen mayor tendencia para atraer electrones que los elementos con electronegatividad baja.

Como es de esperarse, la electronegatividad se relaciona con la afinidad electrónica y la energía de ionización. Así, un átomo como el flúor, que tiene la mayor afinidad electrónica (tiende a tomar electrones fácilmente) y una energía de ionización alta (no pierde electrones con facilidad), tiene electronegatividad alta. Por el contrario, el sodio tiene baja afinidad electrónica, baja energía de ionización y baja electronegatividad.

La electronegatividad es un concepto relativo, ya que la electronegatividad de un elemento sólo se puede medir respecto de la de otros elementos. Un análisis cuidadoso de la tabla periódica indica las tendencias y relaciones entre los valores de electronegatividad de distintos elementos. Por lo general, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha a través de un periodo de la tabla periódica, y coincide con la disminución del carácter metálico de los elementos. En cada grupo, la electronegatividad disminuye al aumentar el número atómico y el carácter metálico:

Aumento de la electronegatividad

Aumento de la electronegatividad																				
Aumento de la electronegatividad																				
1A																	8A			
H 2.1																				
Li 1.0	Be 1.5															B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2	3B	4B	5B	6B	7B	8B		1B	2B	Ga 1.5	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0				
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 3.0			
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe 2.6			
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.0-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2				
Fr 0.7	Ra 0.9																			

Los elementos más electronegativos como los halógenos, el oxígeno, el nitrógeno y el azufre, se ubican en el ángulo superior derecho de la tabla periódica, y los elementos menos electronegativos (los metales alcalinos y alcalinotérreos) se agrupan en el ángulo inferior izquierdo.

Los metales de transición no siguen esta tendencia.

Enlace iónico y número de oxidación

Los átomos de los elementos con grandes diferencias de electronegatividad tienden a formar *enlaces iónicos* (como los que existen en el NaCl y el CaO) entre sí, porque el átomo del elemento menos electronegativo cede su(s) electrón(es) al átomo del elemento más electronegativo.

Un enlace iónico por lo general une un átomo de un elemento metálico con un átomo de un elemento no metálico.

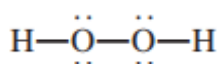
Los átomos de elementos con electronegatividades parecidas tienden a formar entre ellos enlaces covalentes polares porque el desplazamiento de la densidad electrónica suele ser pequeño. En la mayoría de los enlaces covalentes participan átomos de elementos no metálicos. Sólo los átomos del mismo elemento, con igual electronegatividad, se unen por medio de un enlace covalente puro. Estas tendencias y características son las esperadas, de acuerdo con lo que se sabe de la energía de ionización y la afinidad electrónica.

Los conceptos de electronegatividad y afinidad electrónica están relacionados, pero son diferentes. Ambas propiedades indican la tendencia de un átomo para atraer electrones. Sin embargo, la afinidad electrónica se refiere a la atracción de un átomo aislado por un electrón adicional, en tanto que la electronegatividad es una medida de la habilidad de un átomo (enlazado con otro) para atraer los electrones compartidos. Además, la afinidad electrónica es una cantidad susceptible de medirse en forma experimental, en tanto que la electronegatividad es un valor estimado que no se puede medir.

El número de oxidación se refiere al número de cargas que tendría un átomo si los electrones fueran transferidos por completo al átomo más electronegativo de los átomos que forman una molécula.

Examinemos la molécula de NH_3 , donde el átomo de N forma tres enlaces sencillos con los átomos de H. Como el N es más electronegativo que el H, la densidad electrónica se desplazará desde el H hacia el N. Si la transferencia de carga fuera completa, cada H donaría un electrón al N, que tendría una carga total de -3, en tanto que cada H tendría una carga de +1. Así, en la molécula de NH_3 , al N se le asigna un número de oxidación de -3 y al H un número de oxidación de +1.

El oxígeno suele tener un número de oxidación de -2 en sus compuestos, excepto en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), cuya estructura de Lewis es:



Un enlace entre átomos idénticos no contribuye al número de oxidación de esos átomos porque el par de electrones del enlace está igualmente compartido. Como el H tiene un número de oxidación de +1, cada átomo de O tiene un número de oxidación de -1.

Ahora queda claro por qué el flúor siempre tiene un número de oxidación de -1. Es el *elemento más electronegativo* conocido y siempre forma un enlace sencillo en sus compuestos. Por lo tanto, siempre llevará una carga de -1 suponiendo una transferencia completa del electrón.

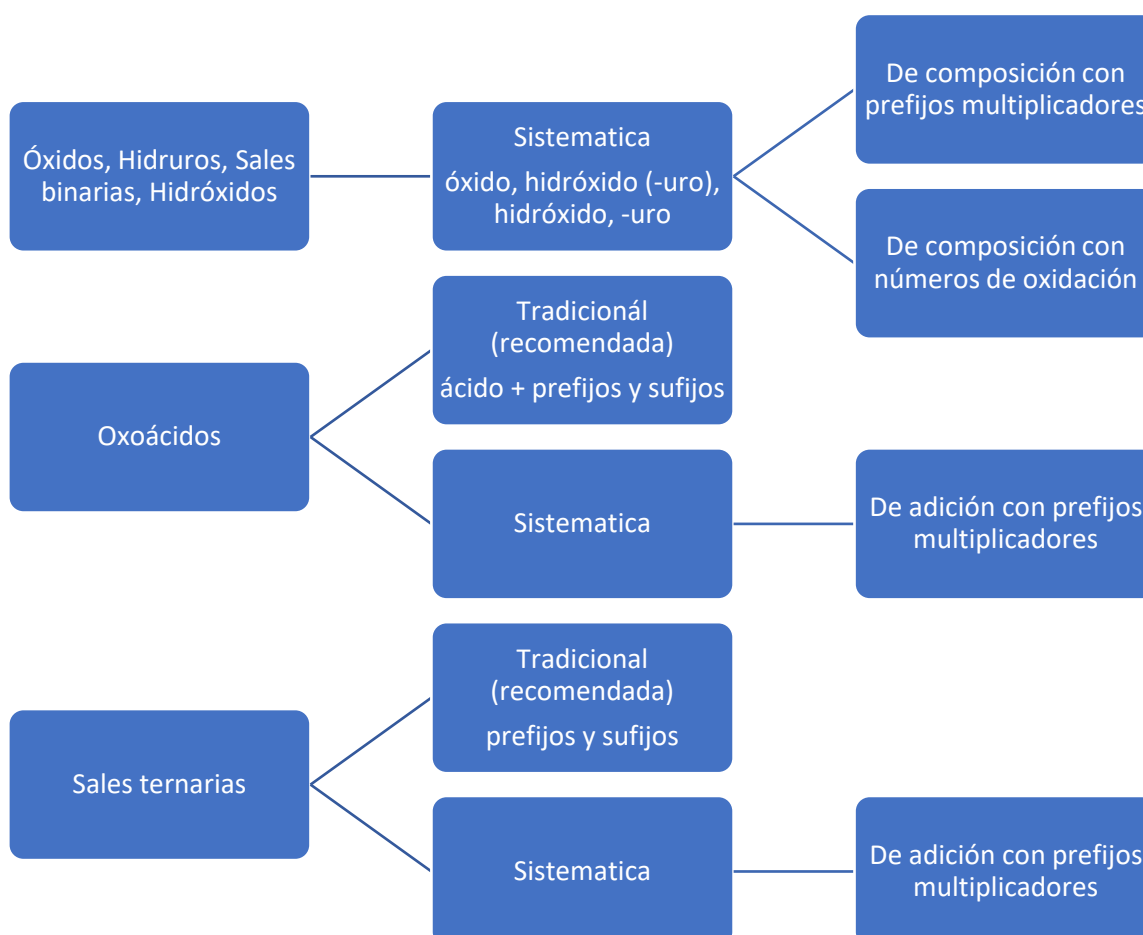
Nomenclatura y formulación inorgánica

La *nomenclatura sistemática* consiste en un conjunto de reglas muy definidas que permiten asignar un nombre inequívoco a cada compuesto químico, que, además de identificarlo, proporcione información sobre su composición o su estructura química.

En la actualidad, la IUPAC establece tres formas de construir el nombre sistemático de los compuestos inorgánicos, a las que denomina:

- Nomenclatura *de composición* (estequiométrica).
- Nomenclatura *de sustitución*.
- Nomenclatura *de adición*.

Cada uno de estos tres tipos de nomenclatura admite, a su vez, variaciones, según se utilicen *prefijos multiplicadores* (-di, -tri, -tetra), *números romanos* (I, II, III, IV) o el *número de carga* (1+, 1-, 2+, 2-), para indicar la proporción, el estado de oxidación o la carga del compuesto o sus elementos constituyentes, respectivamente:



Además de la nomenclatura sistemática, la IUPAC admite otras formas ya existentes de nombrar los compuestos químicos, como es la nomenclatura *tradicional* que incluso se recomienda en ciertos casos concretos.

Tipos de compuestos inorgánicos

Un criterio sencillo para clasificar los compuestos inorgánicos es el número de elementos que los forman, distinguiendo entre *binarios* y *ternarios*.

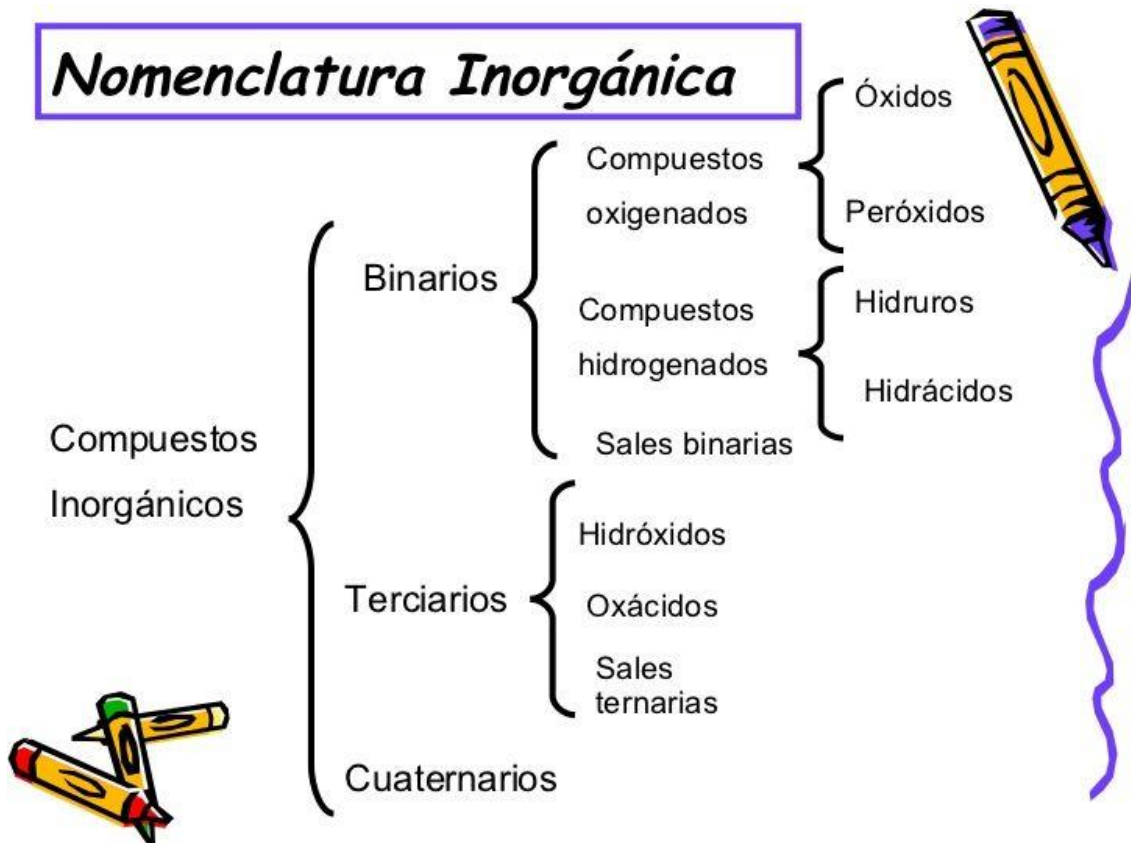
Dentro de cada tipo, a su vez, se pueden clasificar según su comportamiento químico. El grupo al que pertenezca cada compuesto determinará la regla que va de usarse para nombrarlo:

Compuestos Inorgánicos

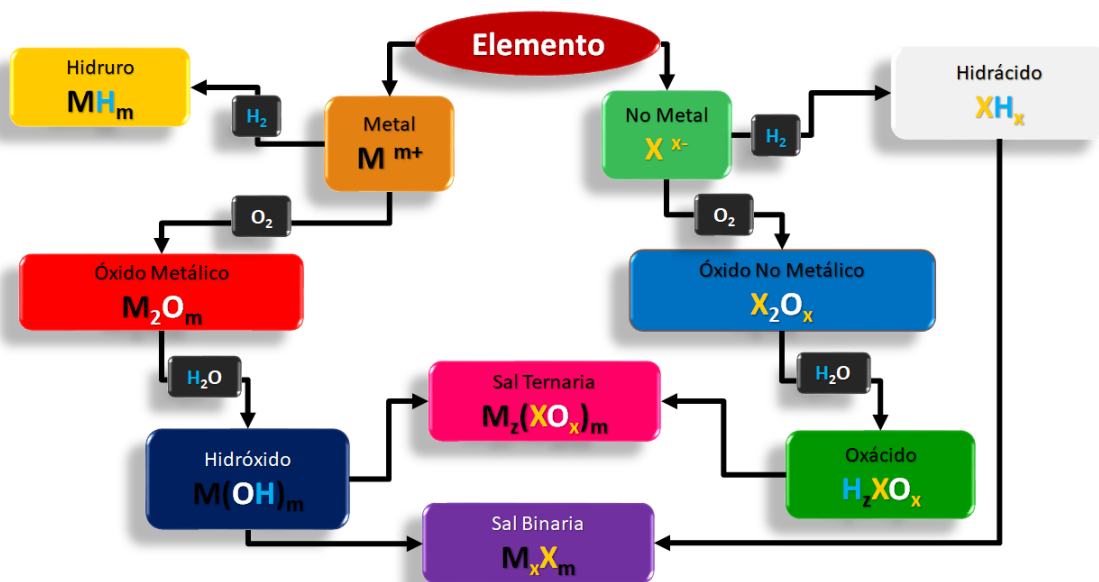
Binarios			Ternarios		
Formados por la combinación de dos elementos químicos diferentes			Formados por la combinación de tres elementos químicos diferentes		
Óxidos	Hidruros (metálicos y no metálicos)	Sales binarias	Hidróxidos	Oxoácidos	Sales ternarias (oxosales)
Combinación de dos elementos, uno de ellos el oxígeno.	Combinación de dos elementos, uno de ellos el hidrógeno.	Combinación de dos elementos, uno de ellos metálico y el otro no metálico.	Combinación de un elemento metálico con un o varios grupos hidroxilo OH.	Combinación de un elemento no metálico con hidrógeno y oxígeno.	Combinación de un elemento metálico con uno no metálico y oxígeno.
Fe ₂ O ₃ , Na ₂ O, BeO, PbO ₂	FeH ₂ , NaH, AlH ₃ , H ₂ S	FeCl ₂ , NaF, Al ₂ S ₃ , Pbl ₂	Fe(OH) ₃ , KOH, Mg(OH) ₂ , Pb(OH) ₄	HNO ₃ , HClO, H ₄ P ₂ O ₇ , H ₂ SO ₄	KNO ₃ , NaClO, Mg ₂ P ₂ O ₇ , CaSO ₄

Los elementos se ordenan en una fórmula empezando por el más metálico (menos electronegativo) y terminando por el menos metálico (más electronegativo).

Nomenclatura Inorgánica



El siguiente diagrama muestra que el mundo inorgánico son compuestos formados por el hidrógeno, el oxígeno y el agua:



Óxidos, hidruros, sales binarias e hidróxidos

Se recomienda preferentemente la nomenclatura *de composición* para estos compuestos, basada en la utilización de las siguientes palabras o sufijos clave según el tipo de sustancia de que se trate:

Tipo de compuesto	Palabra/Sufijo	Para indicar
Óxidos	Óxido-	Los átomos de oxígeno del compuesto.
Hidruros	Hidruro- o -uro	Los átomos de hidrógeno del compuesto. Se utiliza <i>hidruro-</i> para hidruros metálicos. Para no metálicos se utiliza <i>-uro</i> añadido al elemento que se combina con hidrógeno y se actúa como más electronegativo.
Sales binarias	-uro	El elemento no metálico del compuesto.
Hidróxidos	Hidróxido-	Los grupos hidroxilo -OH del compuesto.

Si optamos por la nomenclatura *de composición con prefijos multiplicadores*, nombramos en primer lugar la parte electronegativa del compuesto (la de la derecha en la fórmula) utilizando los términos clave anteriores, seguida de la preposición *de* y del nombre del otro elemento que forma el compuesto.

Colocaremos delante un *prefijo multiplicador* (di-, tri- tetra-) para indicar el número de átomos o grupos que hay:

	Simple	Complicado
1	Mono	
2	Di	Bis
3	Tri	Tris
4	Tetra	Tetrakis
5	Penta	Pentakis
6	Hexa	Hexakis
7	Hepta	Heptakis
8	Octa	Octakis
9	Nona	Nonakis
10	Deca	Decakis
11	Undeca	Undecakis
12	Dodeca	Dodecakis
20	Icosa	Icosakis

El prefijo *mono-* solo se utiliza cuando hay peligro de confusión. Por ejemplo:

Fórmula	Tipo compuesto	Nombre de composición con prefijos multiplicadores	
Fe ₂ O ₃	Oxido	Trióxido de dihierro	El prefijo <i>tri-</i> indica que hay tres átomos de oxígeno.

MgH ₂	Hidruro metálico	Dihidruro de magnesio	Es un hidruro metálico (metal + hidrógeno).
H ₂ S	Hidruro no metálico	Sulfuro de hidrógeno	Terminación <i>-uro</i> para el no metal (azufre).
Pb(OH) ₂	Hidróxido	Dihidróxido de plomo	El prefijo <i>di-</i> indica los grupos hidroxilo -OH.
NiCl ₂	Sal binaria	Dicloruro de níquel	Terminación <i>-uro</i> para el no metal (cloro).

Si elegimos la nomenclatura *de composición con indicación del número de oxidación*, nombramos igualmente en primer lugar la parte electronegativa del compuesto (la de la derecha en la fórmula) utilizando los términos clave anteriores, seguida de la preposición *de* y del nombre del otro elemento que forma el compuesto, indicando en numeración romana el número de oxidación con el que está actuando este elemento, siempre y cuando posea varios números de oxidación *positivos*:

Fórmula	Tipo compuesto	Nombre de composición con indicación del número de oxidación	
Fe ₂ O ₃	Oxido	Óxido de hierro (III)	El hierro tiene dos posibles n ^{os} de oxidación +2 y +3.
MgH ₂	Hidruro metálico	Hidruro de magnesio	El magnesio solo tiene un n ^o de oxidación +2.
H ₂ S	Hidruro no metálico	Sulfuro de hidrógeno	El n ^o de oxidación del hidrógeno es +1 (excepto compuestos binarios con metales).
Pb(OH) ₂	Hidróxido	Hidróxido de plomo (II)	El plomo tiene dos posibles n ^{os} de oxidación +2 y +4.
NiCl ₂	Sal binaria	Cloruro de níquel (II)	El níquel usa el n ^o de oxidación +2 de los dos posibles (+2 y +3).

A la hora de formular, lo primero y más importante es deducir el número de oxidación de cada elemento del compuesto, para identificar la parte electronegativa de la fórmula que va de escribirse a la derecha. Se escriben ambos elementos o grupos, y se intercambian sus números de oxidación como subíndices, o se reducen estos subíndices a partir de los prefijos multiplicadores, según sea el caso. Si se puede, se simplifica el resultado:

Nombre	Fórmula correspondiente		
Óxido de fósforo (V)	P ₂ O ₅	P ⁺⁵ y O ⁻²	Se intercambian los n ^{os} de oxidación de ambos elementos.
Trihidruro de aluminio	AlH ₃	Al ³⁺ y H ⁻¹	El prefijo <i>tri-</i> indica un subíndice 3 para el hidrógeno.
Dihidróxido de magnesio	Mg(OH) ₂	Mg ²⁺ y (OH) ⁻¹	El prefijo <i>di-</i> indica dos grupos hidroxilo -OH.

Cloruro de mercurio (II)	HgCl ₂	Hg ²⁺ y Cl ¹⁻	Se intercambian los n ^{os} de oxidación de ambos elementos.
--------------------------	-------------------	-------------------------------------	--

Oxoácidos

Se recomienda el uso de la nomenclatura *tradicional*, basada en la utilización del término *ácido* y un sistema de prefijos y sufijos que se asignan según el número de oxidación *positivo* del elemento central:

1. Si el elemento que forma el ácido solo posee un n^o de oxidación, el nombre terminará en *-ico*.
2. Si posee dos n^{os} de oxidación, terminará en *-oso* si utiliza el menor, y en *-ico* si utiliza el mayor.
3. Si posee tres n^{os} de oxidación, utilizará *hipo--oso* para el menor, *-oso* para el medio e *-ico* para el mayor.
4. Si posee cuatro n^{os} de oxidación, utilizará *hipo--oso* para el menor, *-oso* para el medio menor, *-ico* para el medio mayor y *per--ico* para el mayor.

Números de oxidación				Prefijos y sufijos	
1	2	3	4		
		Menor	Menor	hipo-	-oso
	Menor	Medio	Medio menor		-oso
	Mayor	Mayor	Medio mayor		-ico
			Mayor	per-	-ico

Por tanto, basta con determinar el número de oxidación del elemento central que forma el ácido y asignar correctamente el prefijo y/o sufijo que le corresponda:

Fórmula	Nombre tradicional	
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico	El azufre actúa con n ^o de oxidación +6, de los dos que posee: +4 (<i>-oso</i>) y +6 (<i>-ico</i>).
HNO ₂	Ácido nitroso	El nitrógeno actúa con n ^o de oxidación +3, de los dos que posee: +3 (<i>-oso</i>) y +5 (<i>-ico</i>).
HClO ₄	Ácido perclórico	El cloro actúa con n ^o de oxidación +7, de los cuatro que posee: +1 (<i>hipo--oso</i>), +3 (<i>-oso</i>), +5 (<i>-ico</i>) y +7 (<i>per--ico</i>).

Nombres de oxoácidos más comunes:

Fórmula (ácido = óxido + agua)	Nombre tradicional
Cl ₂ O + H ₂ O → H ₂ Cl ₂ O ₂ → HClO	Ácido hipocloroso
Cl ₂ O ₃ + H ₂ O → H ₂ Cl ₂ O ₄ → HClO ₂	Ácido cloroso
Cl ₂ O ₅ + H ₂ O → H ₂ Cl ₂ O ₆ → HClO ₃	Ácido clórico
Cl ₂ O ₇ + H ₂ O → H ₂ Cl ₂ O ₈ → HClO ₄	Ácido perclórico
CrO + H ₂ O → H ₂ CrO ₂	Ácido hipocromoso

$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{HCrO}_2$	Ácido cromoso
$\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CrO}_4$	Ácido crómico
$\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{PbO}_2$	Ácido plumboso
$\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{PbO}_3$	Ácido plumbico
$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Ag}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HAgO}$	Ácido argéntico

Si en cambio optamos por la nomenclatura *sistemática*, se utiliza la *de adición con prefijos multiplicadores*, en la que se indican todos los átomos y/o grupos que se encuentran unidos al átomo central (-O se nombrará como óxido y -OH como hidróxido), precedidos del prefijo multiplicador correspondiente.

Se finaliza con el nombre del elemento que constituye el átomo central de la molécula:

Fórmula		Nombre de adición con prefijos multiplicadores
H_2SO_4	$\text{SO}_2(\text{OH})_2$	Dihidroxidodioxidoazufre
HNO_2	$\text{NO}(\text{OH})$	Hidroxidooxidonitrógeno
HClO_4	$\text{ClO}_3(\text{OH})$	Hidroxidotrioxidocloro

Obtener la fórmula de un oxoácido a partir del nombre *tradicional* es un proceso que comprende varios pasos. Por ejemplo, el ácido sulfuroso:

1. Se deduce el número de oxidación del elemento. El número de oxidación del azufre en este caso es +4 (+4 *-oso*, +6 *-ico*).
2. Se formula y se simplifica el óxido de azufre (IV): $\text{S}^{4+} + \text{O}^{2-} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{SO}_2$
3. Y se combina con una molécula de agua: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$

Sin embargo, escribir la fórmula a partir del nombre *de adición con prefijos multiplicadores* es sencillo. Basta con escribir los grupos hidroxilo (-OH) y átomos de oxígeno (óxido) que posee, y reordenarlo, indicando a la izquierda los H y a la derecha los O:

Dihidroxidooxidoazufre	$2\text{OH} + \text{O} + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
Hidroxidotrioxidocloro	$\text{OH} + 3\text{O} + \text{Cl} \rightarrow \text{HClO}_4$

Sales ternarias

Si se opta por la nomenclatura *tradicional*, que además es la recomendada para estos compuestos, se empleará un sistema de prefijos y sufijos asignados según el número de oxidación *positivo* del elemento central:

1. Si el elemento que forma el oxoanión o la oxosal solo posee un nº de oxidación, su nombre terminará en *-ato*.
2. Si posee dos nºs de oxidación, terminará en *-ito* si utiliza el menor, y en *-ato* si utiliza el mayor.
3. Si posee tres nºs de oxidación, utilizará *hipo--ito* para el menor, *-ito* para el medio e *-ato* para el mayor.

4. Si posee cuatros n^{os} de oxidación, utilizará *hipo--ito* para el menor, *-ito* para el medio menor, *-ato* para el medio mayor y *per--ato* para el mayor.

Números de oxidación				Prefijos y sufijos	
1	2	3	4		
		Menor	Menor	hipo-	-ito
	Menor	Medio	Mediomenor		-ito
	Mayor	Mayor	Mediomayor		-ato
			Mayor	per-	-ato

Además de esto, en las oxisales será necesario indicar también el nombre del metal que la completa, con su número de oxidación (solo si tiene varios) en numeración romana:

Fórmula	Nombre tradicional	
SO ₄ ²⁻	Anión sulfato	El azufre actúa con n° de oxidación +6, de los dos que posee: +4 (<i>-ito</i>) y +6 (<i>-ato</i>)
NO ₂ ¹⁻	Anión nitrito	El nitrógeno actúa con n° de oxidación +3, de los dos que posee: +3 (<i>-ito</i>) y +5 (<i>-ato</i>)
FeSO ₄	Sulfato de hierro (II)	N° de oxidación del azufre +6 (<i>-ato</i>) y del hierro +2 (posee dos n°s de oxidación: +2 y +3, por lo que se indica)
NaNO ₂	Nitrito de sodio	N° de oxidación del nitrógeno +3 (<i>-ito</i>) y del sodio +1 (único n° de oxidación, por lo que no se indica)

Si por el contrario se opta por la nomenclatura *sistemática*, al igual que para los oxoácidos, se utiliza la *de adición con prefijos multiplicadores*, en ambos casos, se nombrará el oxígeno como *óxido* y el elemento central del compuesto con la terminación *-ato*, ambos precedidos del *prefijo multiplicador* (di-, tri-, tetra-) que les corresponda.

Si se trata de un oxoanión, se finaliza indicando la carga entre paréntesis, y si es una sal ternaria, se indica la preposición *de* y el nombre del metal que la completa, también con su prefijo numeral.

Fórmula	Nombre sistemático	Fórmula	Nombre sistemático
PO ₄ ³⁻	Anión tetraoxidofosfato (3-)	Cu ₂ SO ₄	Tetraoxidosulfato de dicobre
ClO ₄ ¹⁻	Anión tetraoxidoclorato (1-)	NaNO ₂	Dioxidonitrato de sodio
CO ₃ ²⁻	Anión trioxidocarbonato (2-)	FeCO ₃	Trioxidocarbonato de hierro

Para obtener la fórmula de un oxoanión a partir de su nombre *tradicional* deberemos seguir varios pasos. Anión sulfito:

1. Se deduce el número de oxidación del elemento. El número de oxidación del azufre en este caso es +4 (+4 *-ito*, +6 *-ato*)
2. Se formula y se simplifica el óxido de azufre (IV): $S^{4+} + O^{2-} \rightarrow S_2O_4 \rightarrow SO_2$
3. Se combina con una molécula de agua: $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$
4. Y se quitan los átomos de hidrógeno: SO_3^{2-} .

Para formular una oxosal se realiza el procedimiento anterior hasta obtener el oxoanión. Una vez que lo tengamos, se combina éste con el catión que corresponda, hasta obtener un compuesto neutro:

Sulfito de hierro (II)	$\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{FeSO}_3$	En todos estos casos el oxoanión es el mismo (anión sulfito). Cuando el oxoanión neutraliza su carga con un catión metálico forma una sal ternaria (oxosal).
Sulfito de sodio	$2\text{Na}^+ + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$	
Sulfito de aluminio	$2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$	

Ejercicios

Nombre	Fórmula
Tetraoxidosulfato de dicobre	Cu_2SO_4
Dioxidonitrato de sodio	NaNO_2
Trioxidocarbonato de hierro	FeCO_3
Hipoclorito de potasio	KClO
Hipoclorito de sodio, lejía	NaClO
Nitrato de cromo (III)	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$
Permanganato de potasio	KMnO_4
Dicromato de potasio	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Heptaóxido de dimanganeso	Mn_2O_7
Perclorato de sodio	NaClO_4
Hidróxido de bismuto (III)	$\text{Bi}(\text{OH})_3$
Hidruro de oro (I)	AuH
Ácido trioxocarbónico (IV), ácido carbónico	H_2CO_3
Óxido carbonoso	CO
Tetracloruro de carbono	CCl_4
Dioxoyodato (III) de hidrógeno	HIO_2
Tetraquis-tetraoxoclorato (VII) de plomo	$\text{Pb}(\text{ClO}_4)_4$
Nitruro de trihidrógeno, amoníaco	NH_3
Hidróxido de magnesio	$\text{Mg}(\text{OH})_2$
Yoduro de potasio	KI
Ácido clorhídrico, aguafuerte	HCl
Óxido de dimercurio	Hg_2O
Ácido trioxonítrico (V), ácido nítrico	HNO_3
Bis-dioxobromato (III) de estaño	$\text{Sn}(\text{BrO}_2)_2$
Carbonato de hierro (III)	$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$
Peróxido de hidrógeno, agua oxigenada	H_2O_2
Óxido de calcio	CaO
Trihidróxido de aluminio	$\text{Al}(\text{OH})_3$
Sulfuro de plata	Ag_2S
Ácido permangánico	HMnO_4
Sulfato de aluminio	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
Oxoyodato (I) de sodio	NaIO
Dióxido de carbono, hielo seco	CO_2
Cloruro de mercurio (I)	HgCl

Sulfuro de hidrógeno, ácido sulfhídrico	H ₂ S
Trihidruro de arsénico, arsina	AsH ₃
Ácido peryódico	HIO ₄
Óxido de cobalto (III)	Co ₂ O ₃
Yoduro de hidrógeno, ácido yodhídrico	HI
Yodato de mercurio (II)	Hg(IO ₃) ₂
Penta óxido de dinitrógeno	N ₂ O ₅
Ácido trioxoclórico (V), ácido clórico	HClO ₃
Hidruro de calcio	CaH ₂
Tri óxido de azufre	SO ₃
Hidróxido de plomo (II)	Pb(OH) ₂
Hidróxido de sodio, sosa caústica	NaOH
Clorito de calcio	Ca(ClO ₂) ₂
Hidrogenofosfato de barrio	BaHPO ₄
Hexafluoruro de azufre	SF ₆
Óxido de molibdeno (VI)	MoO ₃
Ácido teluroso	H ₂ TeO ₃
Bromuro de hidrógeno, ácido bromhídrico	HBr
Cloruro de hierro (II)	FeCl ₂
Hipoclorito de sodio	NaClO
Óxido de oro (III)xz	Au ₂ O ₃
Ácido hipoyodoso	HIO
Ozono	O ₃
Hidruro de magnesio	MgH ₂
Pentayoduro de arsénico	AsI ₅
Cloruro de sodio, sal común	NaCl
Hidrogenosulfito de calcio	Ca(HSO ₃) ₂
Sulfuro de manganeso (II)	MnS
Cloruro de plomo (IV)	PbCl ₄
Hepta óxido de dicloro	Cl ₂ O ₇
Ácido cloroso	HClO ₂
Ácido pirofosfórico	H ₄ P ₂ O ₇
Ácido fluorhídrico	HF
Hidróxido de calcio	Ca(OH) ₂
Bicarbonato sódico	NaHCO ₃
Bromuro de plata	AgBr
Hidrogenocarbonato de sodio	NaHCO ₃
Hidruro de potasio	KH
Óxido de plomo (II)	PbO
Nitrato de hierro (II)	Fe(NO ₃) ₂
Nitruro de hierro (II)	Fe ₃ N ₂
ácido dioxonítrico (III), ácido nitroso	HNO ₂
Sulfuro de zinc	ZnS
Mon óxido de nitrógeno	NO
Hidrogenocarbonato de litio	LiHCO ₃
Sulfuro de hidrógeno, ácido sulfhídrico	H ₂ S
Cloruro de amonio	NH ₄ Cl
Óxido de vanadio (V)	V ₂ O ₅
Nitrato de calcio	Ca(NO ₃) ₂
Carbonato de cobre (III)	CuCO ₃

Hidroxido de aluminio	$\text{Al}(\text{OH})_3$
Bromato de berilio	$\text{Be}(\text{BrO}_3)_2$
Sulfuro de amonio	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$
Cloruro de calcio	CaCl_2
Óxido de níquel	NiO
Peróxido de bario	BaO_2
Sulfuro de galio	Ga_2S_3
Hidruro de sodio	NaH
Clorito de mercurio (I)	HgClO_2
Hidroxido de hierro (III)	$\text{Fe}(\text{OH})_3$
Dicromato de potasio	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Fórmula	Con prefijos multiplicadores	Con números de oxidación	Tradicional
MoO	Monóxido de molibdeno	Óxido de molibdeno (II)	
Cu_2O	Monóxido de dicobre	Óxido de cobre (I)	
Ni_2O_3	Trióxido de diníquel	Óxido de níquel (III)	
KH	Monohidruro de potasio	Hidruro de potasio	
MnS_2	Disulfuro de manganeso	Sulfuro de manganeso (IV)	
PCl_3	Tricloruro de fósforo	Cloruro de fósforo (III)	
CaCl_2	Dicloruro de calcio	Cloruro de calcio	
H_2SO_3	Trioxosulfato (IV) de hidrógeno	Ácido sulfuroso	
CO	Monóxido de carbono	Óxido de carbono (II)	
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	Bis-trioxonitrato (V) de plomo (II)	Nitrato de plomo (II)	
K_2S	Sulfuro de potasio	Sulfuro de dipotasio	
$\text{Sr}(\text{OH})_2$	Dihidróxido de estroncio	Hidróxido de estroncio	
HIO	Oxoyodato (I) de hidrógeno	Ácido hipoyodoso	
CoH_3	Trihidruro de cobalto	Hidruro de cobalto (III)	
CaSO_4	Tetraoxosulfato (VI) de calcio	Sulfato de calcio	
H_2SeO_4	Tetraoxoseleniato (VI) de hidrógeno	Ácido tetraoxoselénico (VI)	
BeF_2	Difloruro de berilio	Fluoruro de berilio	
H_2S	Ácido sulfhídrico	Sulfuro de hidrógeno	
$\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$	Bis-trioxoyodato (V) de calcio	Yodato de calcio	
FeO	Óxido ferroso	Óxido de hierro (II)	
$\text{Pb}(\text{OH})_4$	Tetrahidróxido de Plomo	Hidróxido de plomo (IV)	
H_2SiO_3	Trioxosilicato (IV) de hidrógeno	Ácido trioxosilícico (IV)	
Cs_2SO_3	Trioxosulfato (IV) de cesio	Sulfito de cesio	
$\text{Al}(\text{BrO}_3)_3$	Tris-trioxobromato (V) de aluminio	Bromato de aluminio	
HNO_2	Ácido dioxonítrico (III)	Dioxonitrato (III) de hidrógeno	

Ag ₂ O	Óxido de diplata	Óxido de plata	
CuOH	Monohidróxido de cobre	Hidróxido de cobre (I)	
CCl ₄	Tetracloruro de carbono	Cloruro de carbono (IV)	
H ₂ Cr ₂ O ₇	Heptaoxidocromato (VI) de hidrógeno	Ácido dicrómico	
KMnO ₄	Tetraoxomanganato (VII) de potasio	Permanganato potásico	
BeH ₂	Dihidruro de berilio	Hidruro de berilio	
H ₂ O ₂	Peróxido de hidrógeno		
CuHAsO ₄		Hidrógenoarseniato de cobre (II)	
NH ₃	Nitruro de trihidrógeno	Amoniaco	
Ni ₃ (PO ₄) ₂		Fosfato de níquel (II)	
SbH ₃	Trihidruro de antimonio	Estibina	
PbSO ₃	trioxosulfato (IV) de plomo	Sulfito de plomo (II)	
H ₂ SO ₄	Ácido tetraoxosulfúrico (VI)	Ácido sulfúrico	
SnO	Óxido de estaño	Óxido de estaño (II)	
HClO ₄	Ácido tetraoxoclorico (VII)	Ácido perclórico	
H ₂ MnO ₄	Tetraoxomanganato (VI) de hidrógeno	Ácido mangánico	
H ₃ AsO ₃	Ácido trioxoarsénico (III)	Ácido ortoarsénico	
H ₃ AsO ₄	Ácido tetraoxoarsénico (V)		
CO ₂	Dióxido de carbono	Óxido de carbono	
PbO ₂	Dióxido de plomo	Óxido de plomo (IV)	
CuCO ₃		Carbonato de cobre (II)	
BrF ₃	Trifluoruro de bromo	Fluoruro de bromo (III)	
HNO ₃		Ácido nítrico	
NO ₂	Dióxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno (IV)	
Si ₃ N ₄	Tetranitruro de silicio	Nitruro de silicio	
Ca(HCO ₃)		Hidrógenocarbonato de calcio	
Ti ₂ O ₃	Trióxido de dititanio	Óxido de titanio (III)	
HCl	Cloruro de hidrógeno	Cloruro de hidrógeno	
H ₂ Te	Telururo de dihidrógeno	Telururo de hidrógeno	
MnO ₂	Dióxido de manganeso	Óxido de manganeso (IV)	
FeCl ₃	Tricloruro de hierro	Cloruro de hierro (III)	
HClO	Ácido monoxoclorico (I)	Ácido hipocloroso	
CdSO ₃		Sulfito de cadmio (II)	
I ₂	Diiodo		
HMnO ₄	Tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno	Ácido permangánico	
N ₂ O ₄	Tetraóxido de dinitrógeno	Óxido de dinitrógeno (IV)	
BrF ₅	Pentafluoruro de bromo	Fluoruro de bromo (V)	
NaHCO ₃	Hidrogenocarbonato (IV) de sodio	Bicarbonato de sodio	
KH	Hidruro de potasio	Hidruro de potasio	
PbO	Óxido de plomo	Óxido de plomo (II)	

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$		Nitrato de hierro (II)	
HNO_2	Ácido dioxonítrico(III)	Ácido nitroso	
ZnS	Sulfuro de zinc	Sulfuro de zinc	
NO	Óxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno (II)	
LiHCO_3	Carbonato ácido de litio	Hidrógenocarbonato de litio	
SnO_2	Dióxido de estaño	Óxido de estaño (IV)	
PH_3	Fosfano	Fosfina	
AlCl_3	Tricloruro de aluminio	Cloruro de aluminio	
H_2TeO_4	Dihidroxidodioxido telurio		Ácido telurico
MgS	Monosulfuro de magnesio	Sulfuro de magnesio	
BaO_2	Peróxido de bario		
$\text{Pb}(\text{NO}_2)_2$	Bis-(dioxonitrito) de plomo	Nitrito de plomo (II)	
H_2SO_3	Dihidroxidooxido de azufre		Ácido sulfuroso
Ag_2CrO_4	Cromato de plata		
WO_3	Trióxido de wolframio	Óxido de wolframio (VI)	
H_2SeO_3	Dihidroxidooxido de delenio		Ácido selenioso
$\text{Co}_3(\text{AsO}_4)_2$		Arceniato de cobalto (II)	
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	Dihidruro de magnesio	Hidruro de magnesio	
CCl_4	Tetracloruro de carbono	Cloruro de carbono (IV)	
K_2O_2	Peróxido de potasio		

Nomenclatura y formulación orgánica

Química orgánica estudia los compuestos que forman parte de la materia viva y que están constituidos por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno principalmente.

Por *azufre* (proteínas) y *fósforo* en menor cantidad.

Se conocen más compuestos orgánicos que inorgánicos a pesar de que en su composición entran muy pocos elementos en comparación con la inorgánica. La razón es la capacidad del carbono de combinarse consigo mismo y con otros elementos mediante enlaces covalentes.

Configuración electrónica del carbono ($Z = 6$):

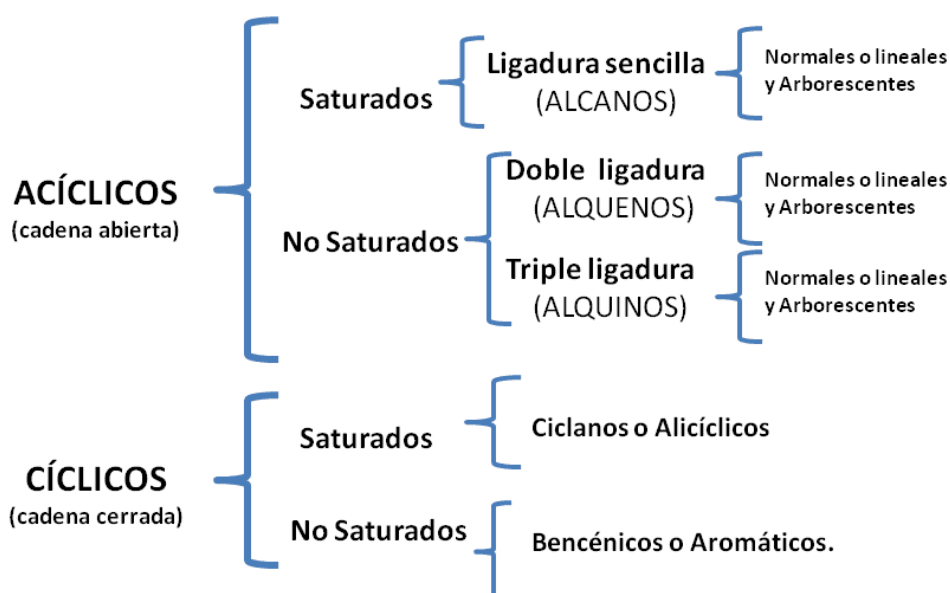
- $1s^2 2s^2 2p^2$ - 2 electrones desapareados en estado fundamental.
- $1s^2 2s^1 2p^3$ - 4 electrones desapareados en estado excitado.

Esto explica la tendencia del carbono a saturar sus 4 valencias y adquirir la configuración del gas noble neón ($Z = 10$) $1s^2 2s^2 2p^6$.

Los carbonos se pueden unir mediante enlaces simples, dobles o triples formando cadenas, y estas pueden ser simples o ramificadas. Se considera cadena principal a la que contiene mayor número de átomos de carbono.

En algunos compuestos sus extremos se unen entre sí dando origen a anillos o ciclos. Estos pueden ser mono- o policíclicos en función de que posean uno o más ciclos en la molécula.

CLASIFICACIÓN DE LOS HIDROCARBUROS



Hidrocarburos de cadena abierta

Hidrocarburos de cadena abierta se dividen en tres grupos:

- Alcanos.
- Alquenos.
- Alquinos.

Alcanos son hidrocarburos saturados, alquenos y alquinos - insaturados o no saturados.

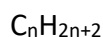
En química orgánica, compuesto *saturado* es un compuesto químico que tiene una cadena de átomos de carbono unidos entre sí por enlaces simples y tiene átomos de hidrógeno ocupando las valencias libres de los átomos de carbono. Los alcanos son un ejemplo de compuestos saturados.

Compuesto *insaturado (no saturado)* es un compuesto químico que contiene enlaces carbono-carbono dobles o triples, como los que se encuentran en los alquenos o alquinos, respectivamente. Precisamente, el número de enlaces dobles y triples de un compuesto nos indica su grado de insaturación.

Por lo tanto, *insaturaciones* son enlaces dobles o/y triples de compuestos.

Alcanos

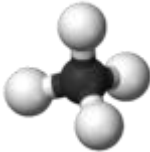
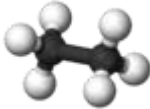
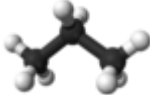
Alcanos son compuestos de carbono sencillos unidos entre sí por enlaces simples C-C o C-H. Fórmula molecular general:


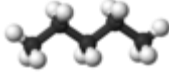
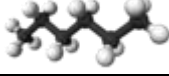
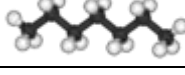
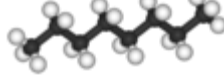
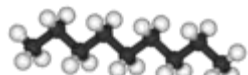
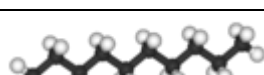
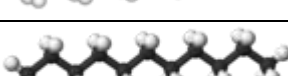
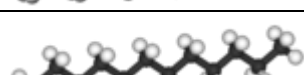


Los cuatro primeros alcanos tienen nombres sistemáticos y los prefijos *met-* (un átomo de carbono), *et-* (dos átomos), *prop-* (tres átomos) y *but-* (cuatro átomos) seguidos del sufijo *-ano*.

Resto se nombran mediante los prefijos multiplicadores.

Los radicales alcanos se nombran cambiando la terminación *-ano* por *-il* o *-ilo*.

C	Nombre	Fórmula	Molécula	Radical	Fórmula
1	Metano	CH ₄		Metil	CH ₃ -
2	Etano	CH ₃ -CH ₃		Etil	CH ₃ -CH ₂ -
3	Propano	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃		Propil	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -

4	Butano	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃		Butil	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -
5	Pentano	C ₅ H ₁₂		Pentil	C ₅ H ₁₁ -
6	Hexano	C ₆ H ₁₄		Hexil	C ₆ H ₁₃ -
7	Heptano	C ₇ H ₁₆		Heptil	C ₇ H ₁₅ -
8	Octano	C ₈ H ₁₈		Octil	C ₈ H ₁₇ -
9	Nonano	C ₉ H ₂₀		Nonil	C ₉ H ₁₉ -
10	Decano	C ₁₀ H ₂₂		Decil	C ₁₀ H ₂₁ -
11	Undecano	C ₁₁ H ₂₄		Undecil	C ₁₁ H ₂₃ -
12	Dodecano	C ₁₂ H ₂₆		Dodecil	C ₁₂ H ₂₅ -

Los radicales alcanos que la IUPAC acepta con nombres tradicional:

Radical	Fórmula
Isopropil	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
Isobutil	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H}_2 \\ \quad \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
Secbutil	$\begin{array}{c} \text{H}_2 \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
Terbutil	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} \\ / \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}- \\ / \\ \text{H}_3\text{C} \end{array}$
Isopentil	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H}_2 \quad \text{H}_2 \\ \quad \quad \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$

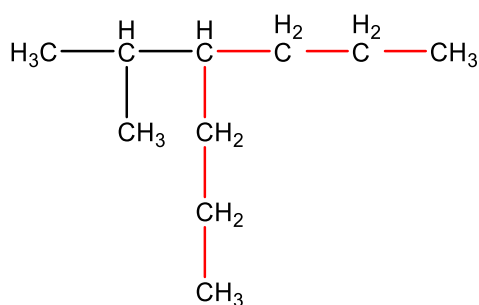
Neopentil	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $
Isohexil	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H}_2 \quad \text{H}_2 \quad \text{H}_2 \\ \quad \quad \quad \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $

Los alcanos ramificados se nombran anteponiendo al nombre de la cadena principal los nombres de los radicales que sustituyen algún hidrógeno, precedidos por el número **localizador**. Los localizadores se pueden asignar **sólo** a los átomos de carbono.

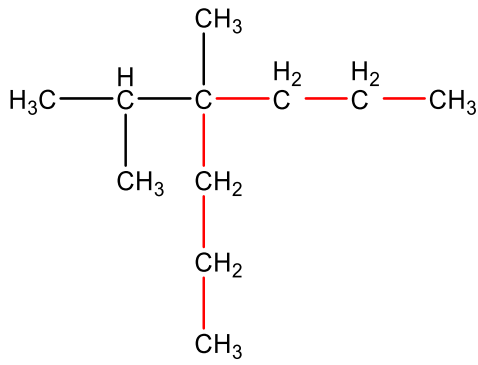
Para nombrar se siguen las siguientes reglas:

1. Elegir la cadena más larga.
2. Numerar la cadena empezando por el carbono que tenga un **sustituyente** más cerca.
3. Se antepone un localizador al nombre del radical. Si hay dos o más sustituyentes en el mismo carbono se nombran por orden alfabético. Cuando un mismo radical está repetido tras los localizadores se antepone el prefijo multiplicador (di-, tri-, tetra-, penta-).
4. Cuando hay más de dos radicales en diferentes carbonos se nombran por orden alfabético.
5. Cuando un radical lleva a su vez otros radicales se nombra como una cadena sustituida numerando sus carbonos a partir del carbono de la cadena principal. El nombre va entre paréntesis para evitar confusión.
6. En igualdad de cadenas laterales, tiene preferencia la cadena cuya secuencia de localizadores sea más pequeña.
7. En igualdad de condiciones, se elige como cadena principal la que tenga mayor número de átomos de carbono en menor número de radicales.
8. Será cadena principal la que tenga cadenas laterales lo menos ramificadas posibles y radicales más simples.
9. Cuando dos cadenas laterales se hallan en posiciones equivalentes, se da el localizador más bajo a la que se cite en primer lugar.

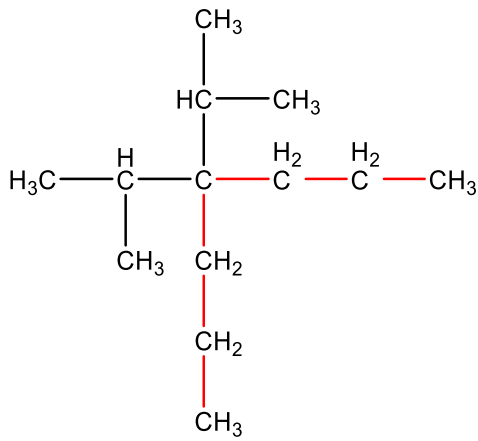
Algunos ejemplos:



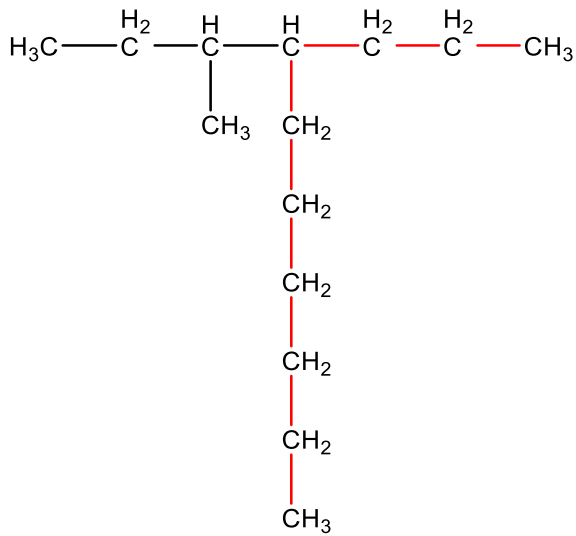
4-isopropilheptano



4-isopropil-4-metilheptano

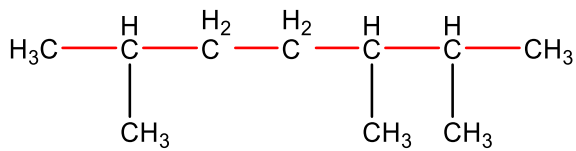


4,4-diisopropilheptano

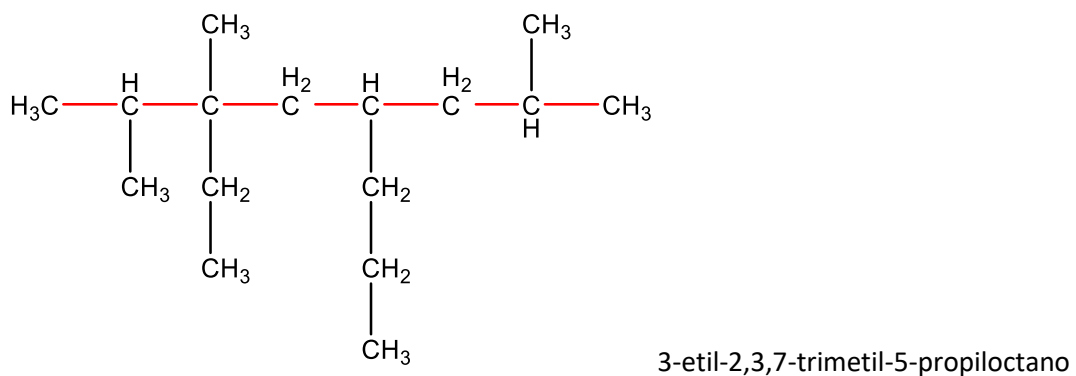
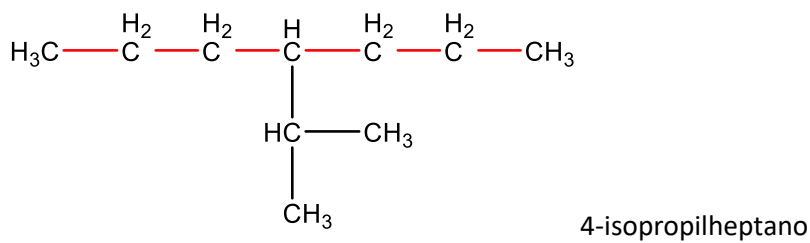
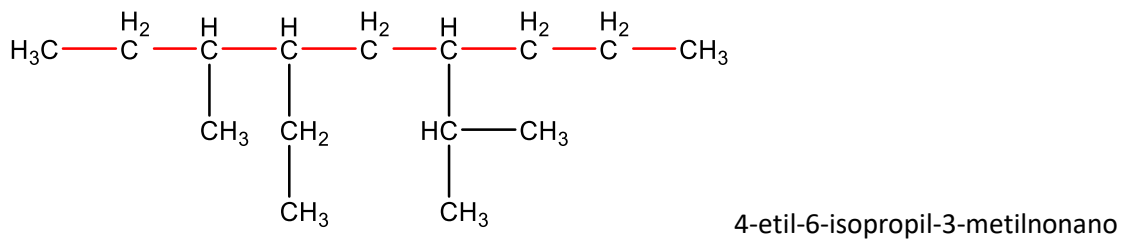
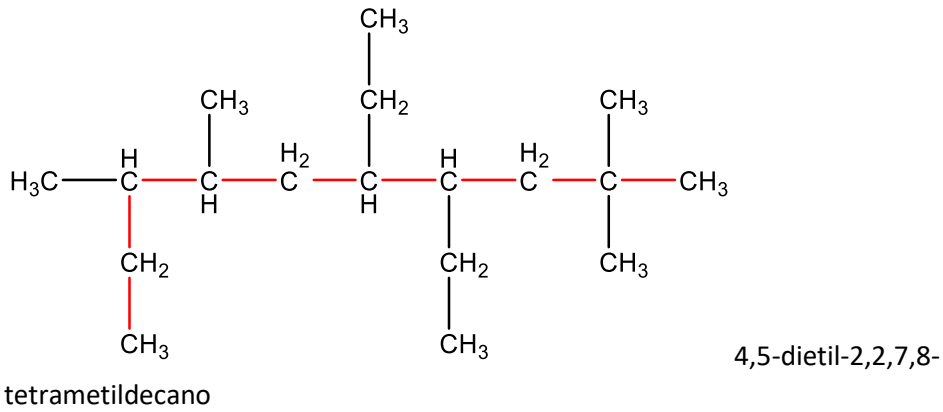
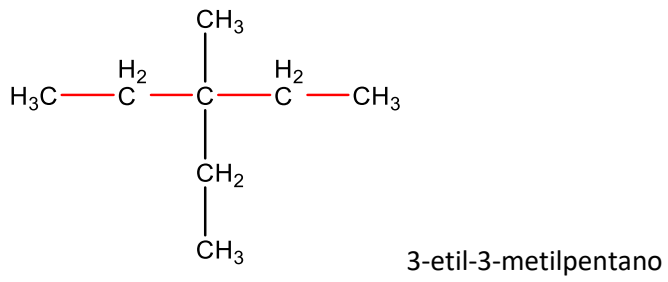


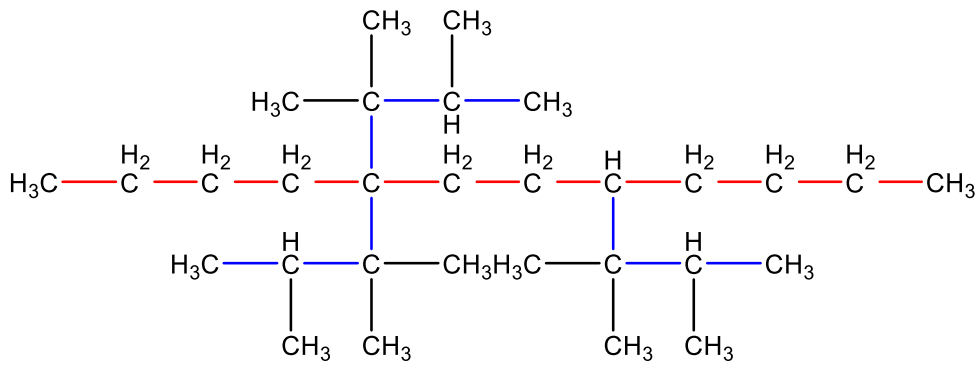
decano

4-secbutildecano, tetrakis-(1-metilpropil)-

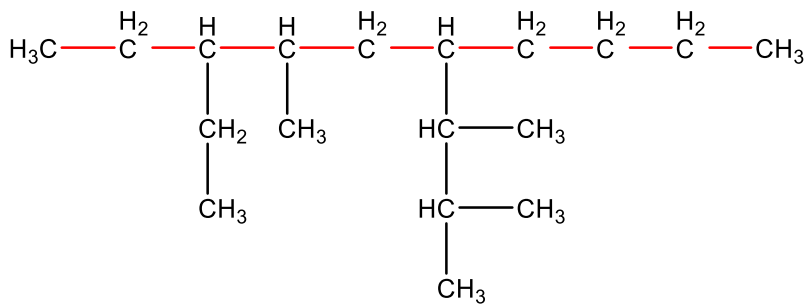


2,3,6-trimetilheptano

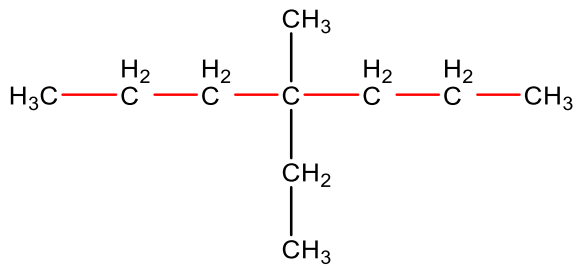




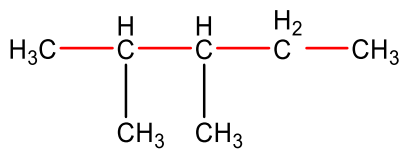
5,5,8-tris-(1,1,2-trimetilpropil)-dodecano



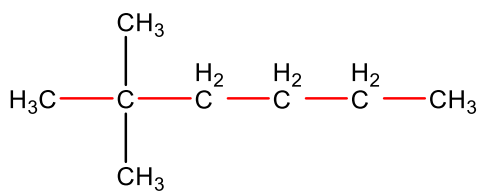
hexakis-(1,2-dimetilpropil)-3-etil-4 metildecano



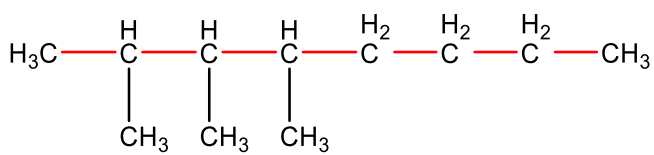
4-etil-4-metilheptano



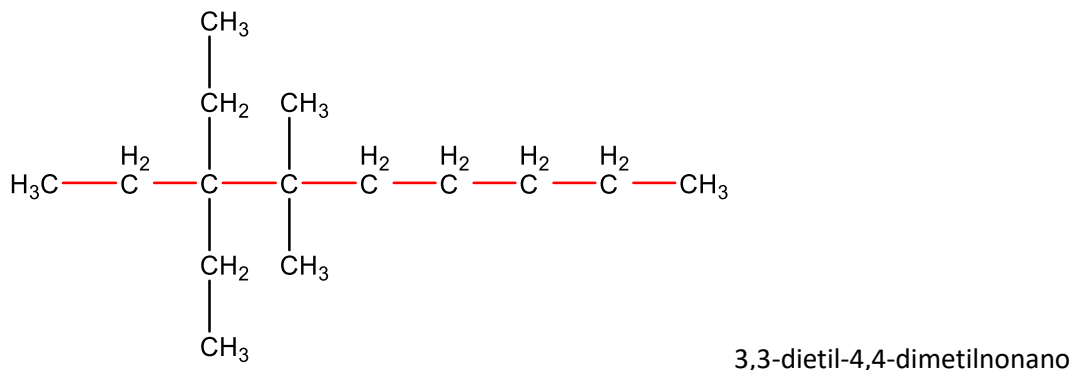
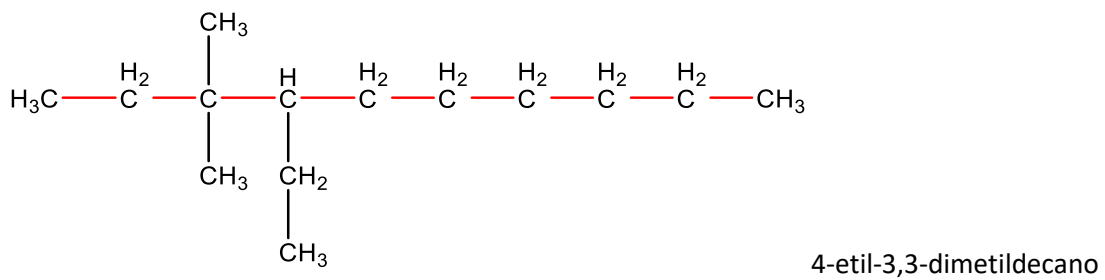
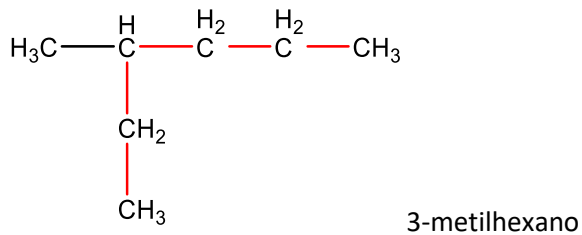
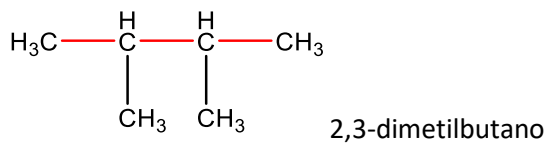
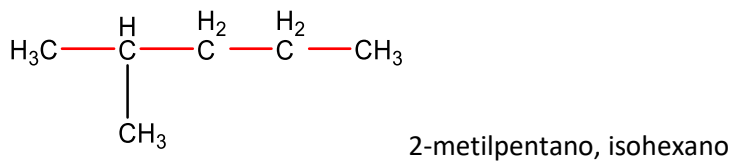
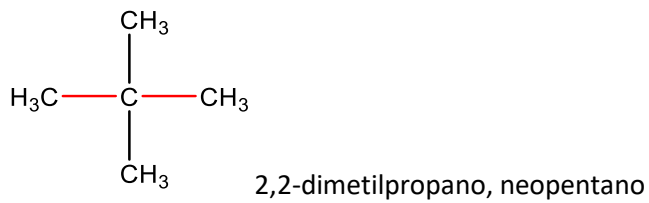
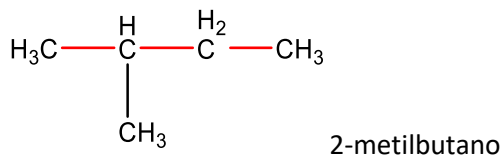
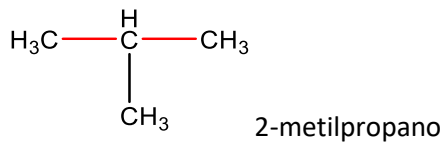
2,3-dimetilpentano

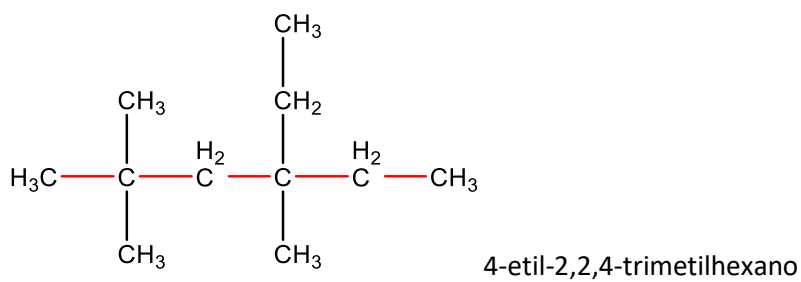
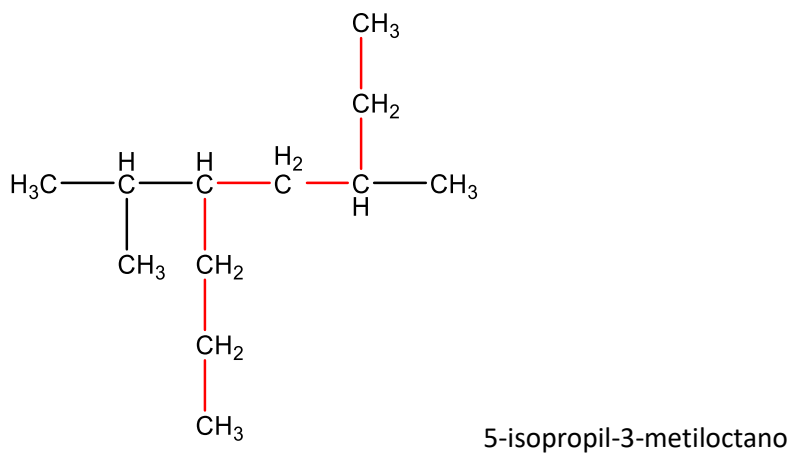
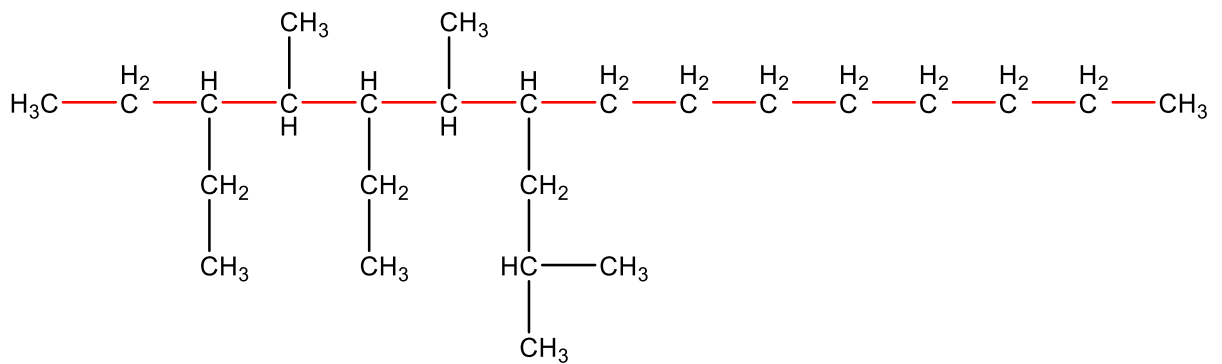
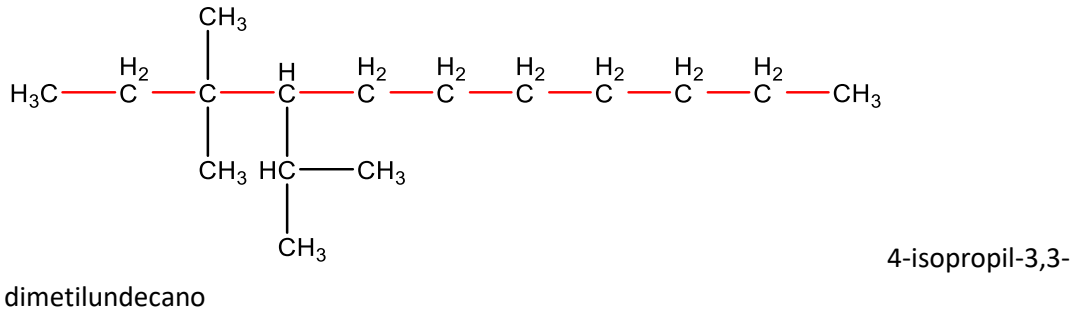
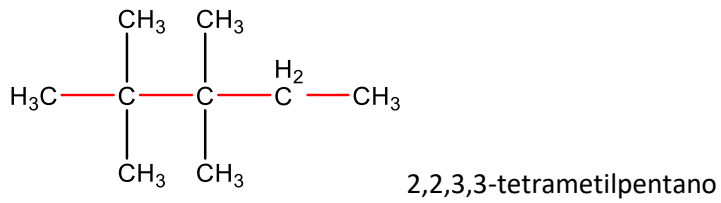


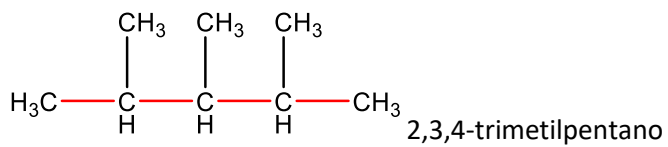
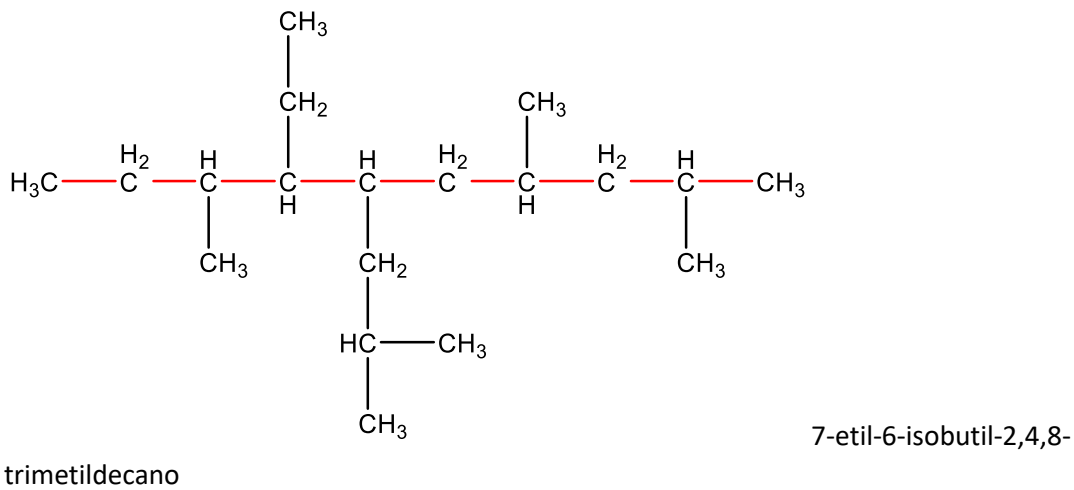
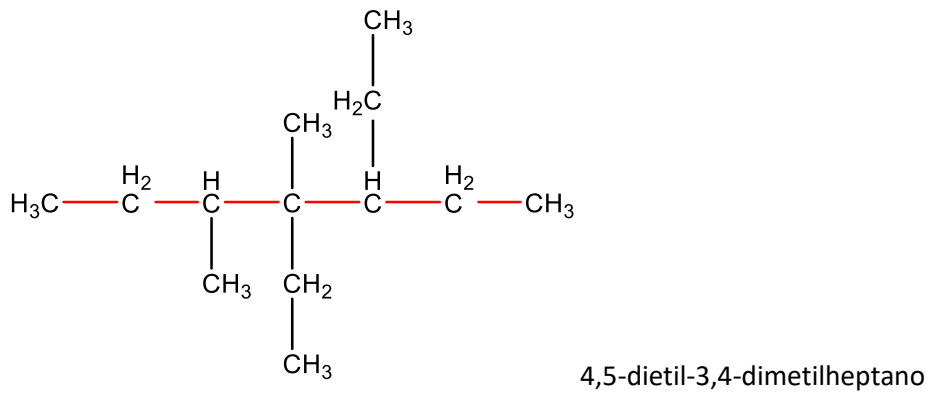
2,2-dimetilhexano



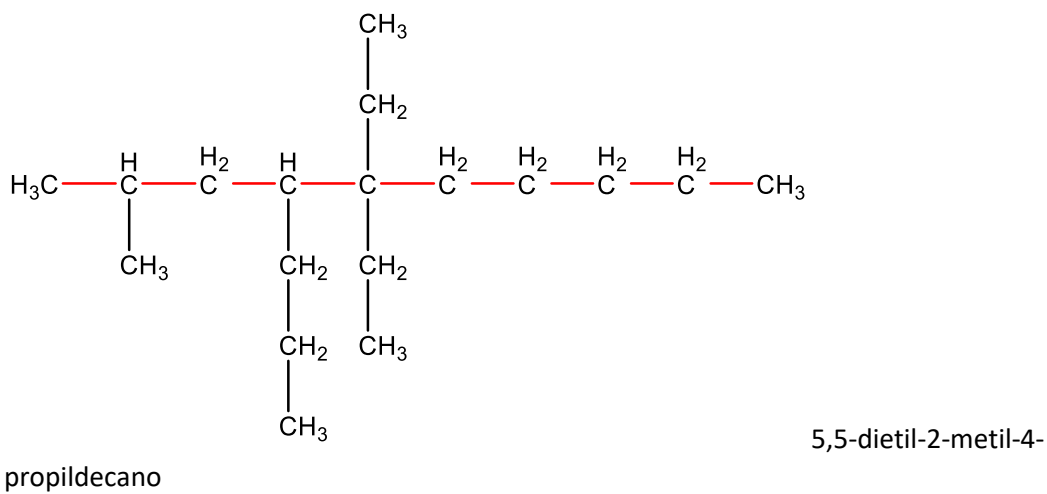
2,3,4-trimetiloctano

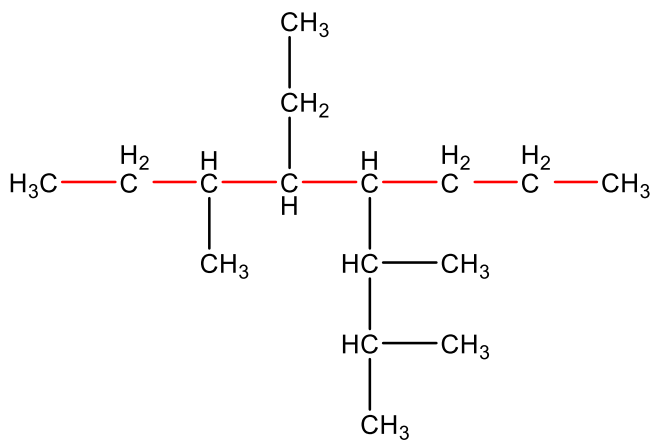
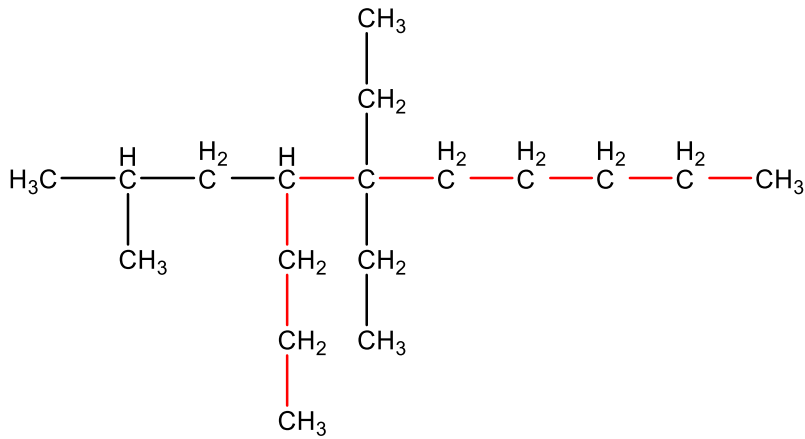




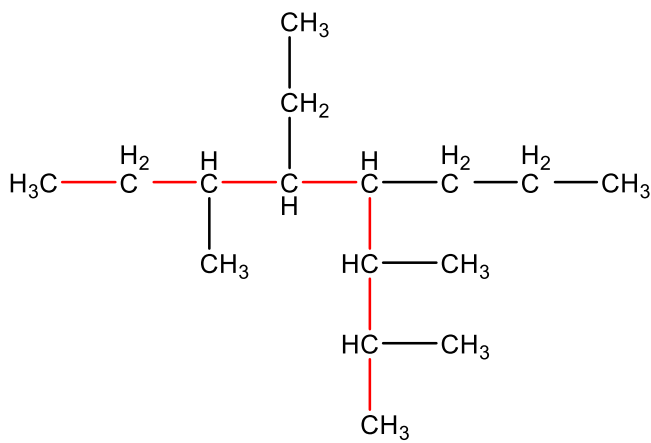


En dependencia de que cadena está elegido como principal, el mismo compuesto orgánico puede tener más que un nombre:





metiloctano



Alquenos

Alquenos presentan uno o más *dobles* enlaces. Fórmula molecular general:



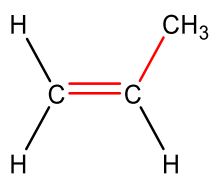
También llamados *olefinas*.

El alqueno más pequeño conserva su nombre común *etileno* (nombre IUPAC *eteno*, fórmula molecular C_2H_4 , fórmula semidesarrollada $CH_2=CH_2$).

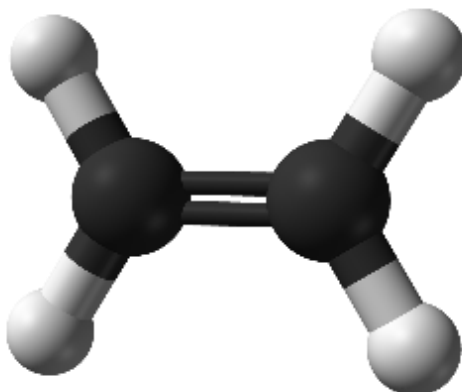
Nombres de alquenos se forman con el sufijo *-eno*.

Los radicales alquenos se nombran cambiando la terminación *-eno* por *-enil* o *-enilo*:

Radical	Fórmula
Etenil, vinil	$CH_2=CH-$
Alil	$CH_2=CH-CH_2-$



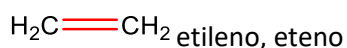
Propileno (nombre IUPAC *propeno*, fórmula semidesarrollada $H_2C=CH-CH_3$, fórmula molecular C_3H_6) es un hidrocarburo perteneciente a los alquenos:

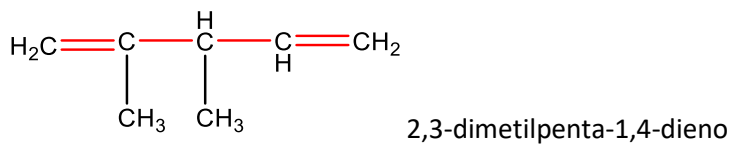
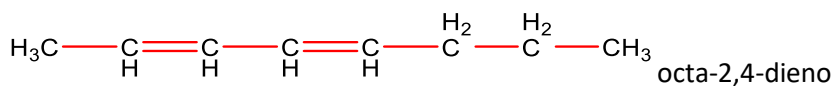
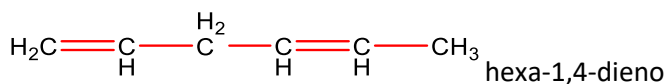
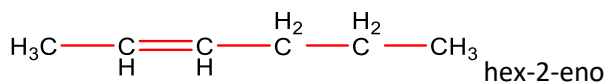
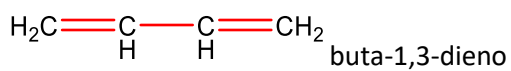
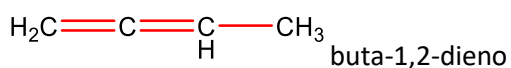
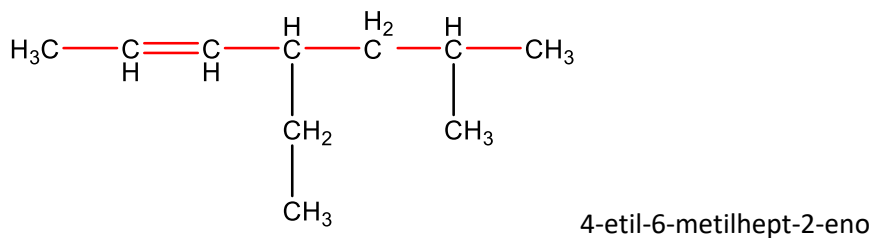
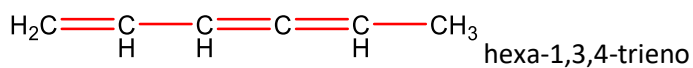
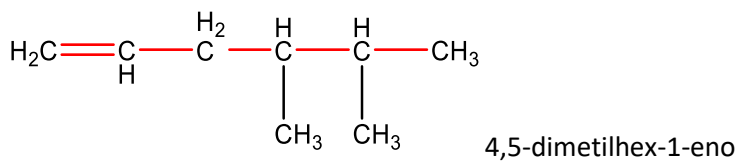
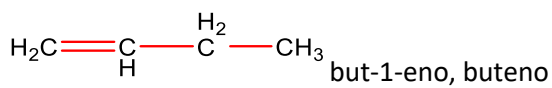
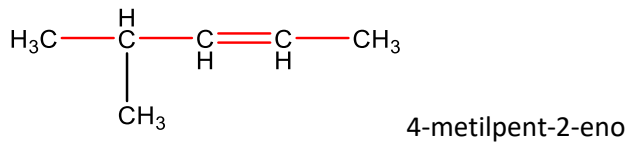
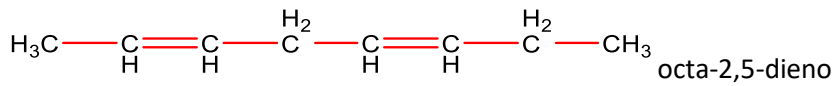
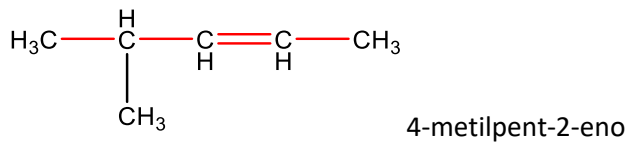
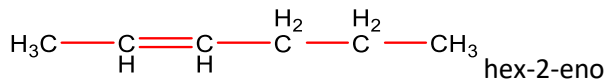


Para nombrar se siguen las siguientes reglas:

- Para nombrar la raíz, se busca la cadena más larga que incluya los dos carbonos del *doble enlace*. La molécula puede presentar cadenas más largas, pero se ignoran.
- Cuando sea necesario, se indica la posición del doble enlace en la cadena mediante un localizador, empezando por el extremo más cercano al doble enlace, es decir, el doble enlace debe de tener el localizador más bajo.
- Los sustituyentes y sus posiciones se añaden delante del nombre del alqueno. Si hay más de un doble enlace, se indica con la terminación *-dieno*, *-trieno*.

Algunos ejemplos:



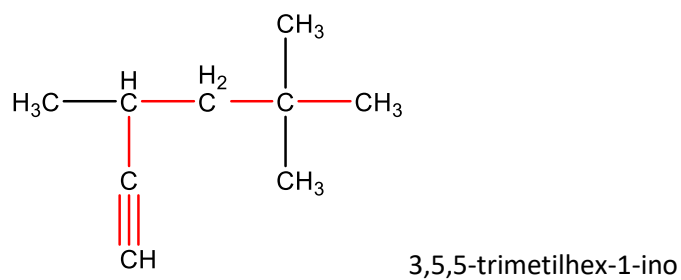
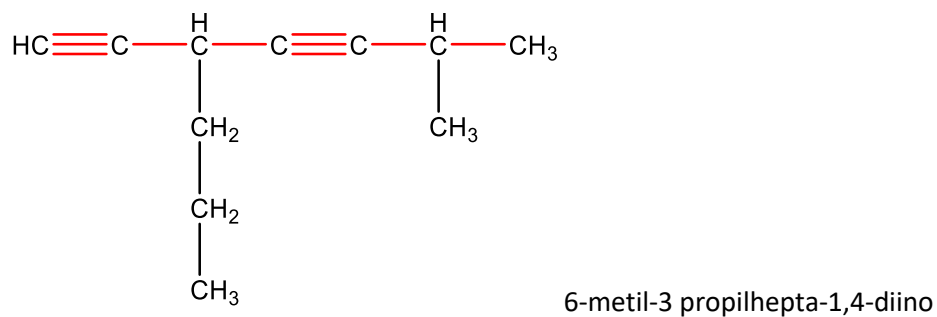
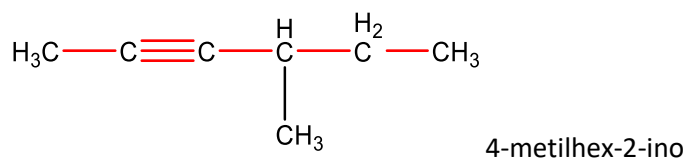
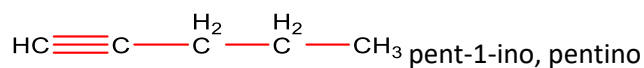
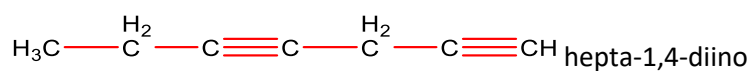
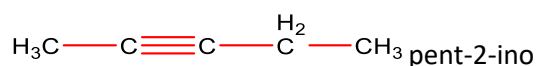


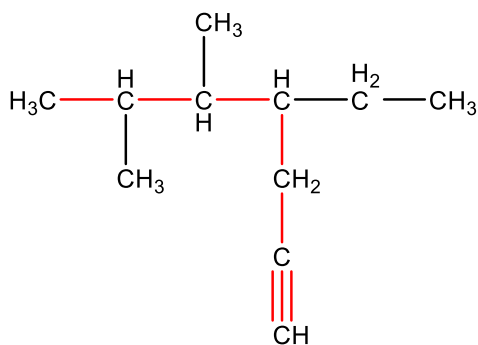
Etinil	$\text{CH}\equiv\text{C}-$
Propinil	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-$

Para nombrar se siguen las siguientes reglas:

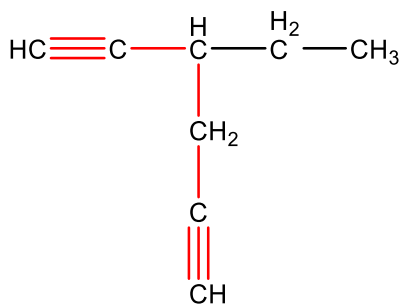
- Se nombran igual que los alcanos, pero con la terminación *-ino*, y cuando sea necesario, se indica la posición del triple enlace con el localizador más bajo posible.
- Si hay ramificaciones y/o más de un triple enlace, se cumplen las mismas normas que con los alquenos.

Algunos ejemplos:

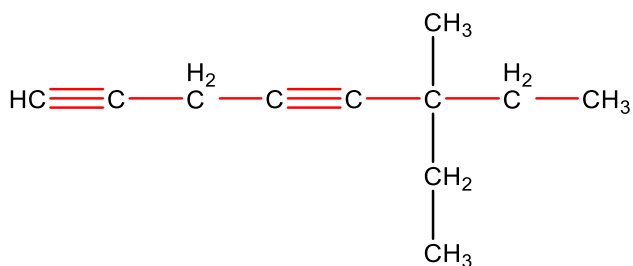




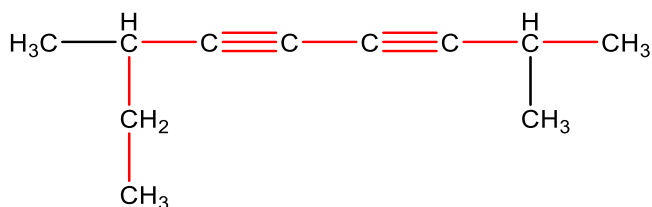
4-etil-5,6-dimetilhept-1-ino



3-etilhexa-1,5-diino



6-etil-6-metilocta-1,4-diino



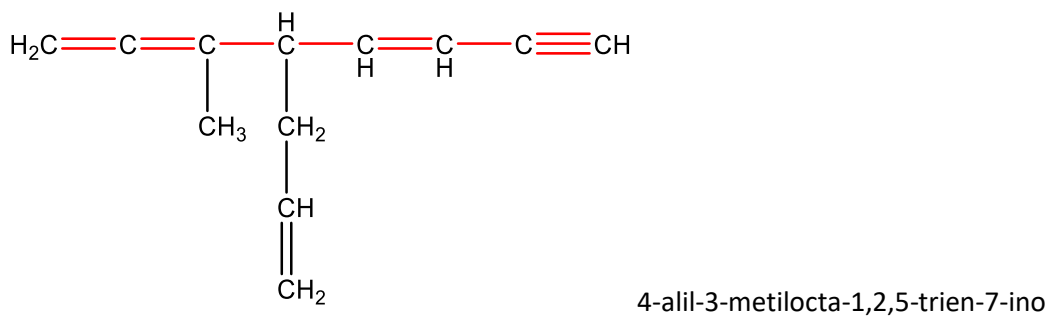
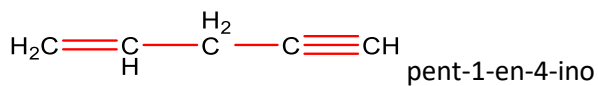
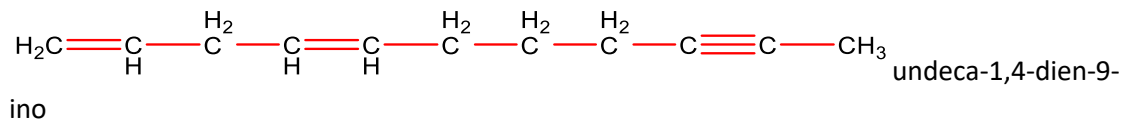
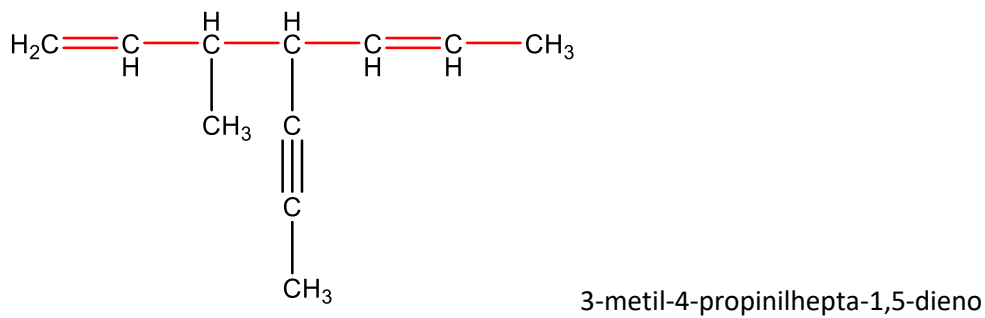
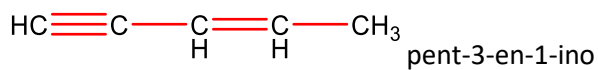
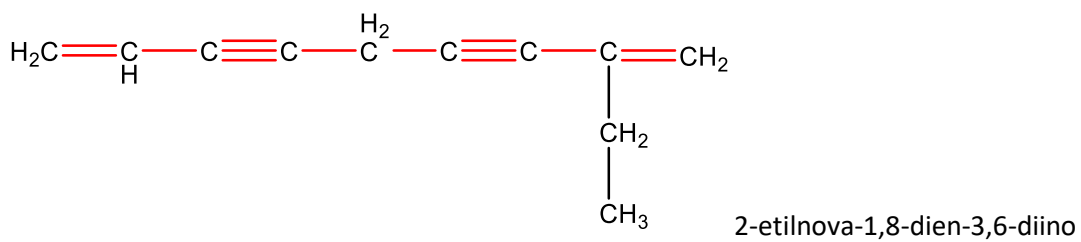
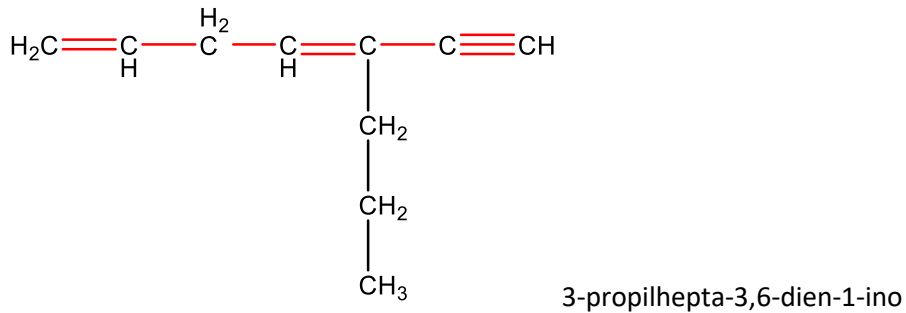
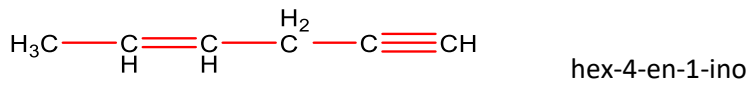
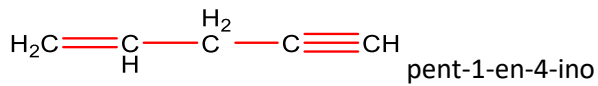
2,7-dimetilnona-3,5-diino

Hidrocarburos con doble y triple enlace

Para nombrar se siguen las siguientes reglas:

- Cuando hay dobles y triples enlaces en la cadena, la cadena se nombra de forma que los localizadores de las insaturaciones sean lo más bajos posible, sin distinguir entre dobles o triples enlaces.
- Si la numeración coincidiera, tiene preferencia el doble frente al triple.
- Si las insaturaciones son iguales por los dos extremos, los radicales deciden la numeración.

Algunos ejemplos:



- Hidrocarburos monocíclicos saturados (cicloalcanos).
- Hidrocarburos monocíclicos insaturados (cicloalquenos y cicloalquinos).
- Hidrocarburos policíclicos (aromáticos).

Los átomos de carbono de *hidrocarburos monocíclicos saturados* están unidos por enlaces simples. Responden a la fórmula molecular general:



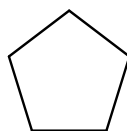
Se nombran anteponiendo el prefijo *ciclo-* al nombre del alcano de cadena abierta de igual número de átomos de carbono:



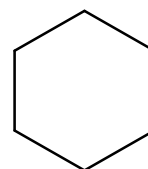
Ciclopropano



Ciclobutano



Ciclopentano



Ciclohexano

Los cicloalcanos sustituidos (que tienen radicales unidos al ciclo) se nombran como derivados de los hidrocarburos cíclicos. El ciclo se numera de tal modo que se asignen los localizadores más bajos al conjunto de los radicales. En casos sencillos, se pueden nombrar como derivados de un compuesto de cadena abierta.

Hidrocarburos monocíclicos insaturados son hidrocarburos con uno o más dobles enlaces o uno o más triples enlaces entre sus átomos de carbono.

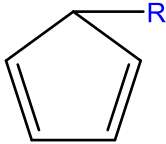
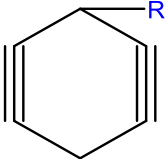
El ciclo se numera de tal modo que se asignen los localizadores más bajos a insaturaciones, prescindiendo de que sean enlaces dobles o triples. En caso de igualdad debe optarse por la numeración que asigne localizadores más bajos a los dobles enlaces.

Se nombran anteponiendo el prefijo *ciclo-* al igual de cicloalcanos.

Los radicales de los cicloalquenos y cicloalquinos derivan de los hidrocarburos cíclicos insaturados por pérdida de un átomo de hidrógeno en un átomo de carbono. Se nombran como los hidrocarburos de que proceden sustituyendo las terminaciones *-eno* e *-ino* por *-enil/enilo* e *-inil/inilo*, respectivamente.

Las posiciones de los dobles y triples enlaces se indican mediante localizadores, se asigna el número 1 al átomo de carbono que ha perdido el átomo de hidrógeno.

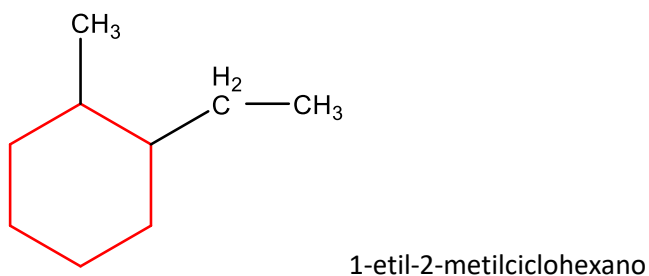
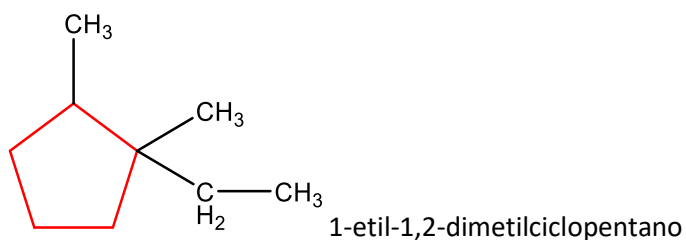
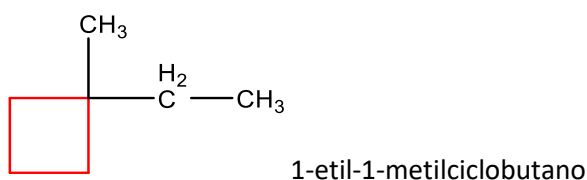
Radical	Fórmula
Ciclobut-2-inil	R

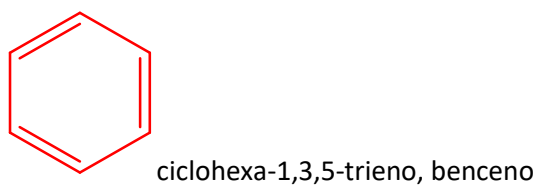
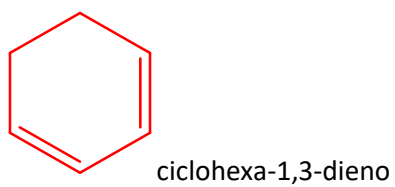
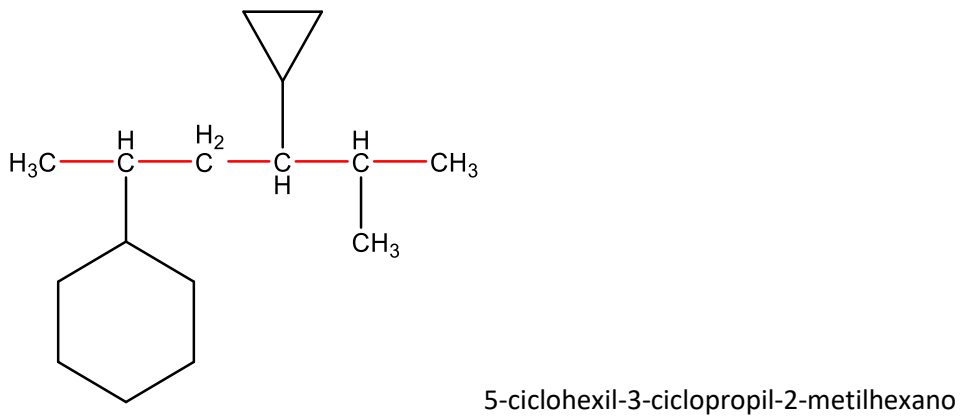
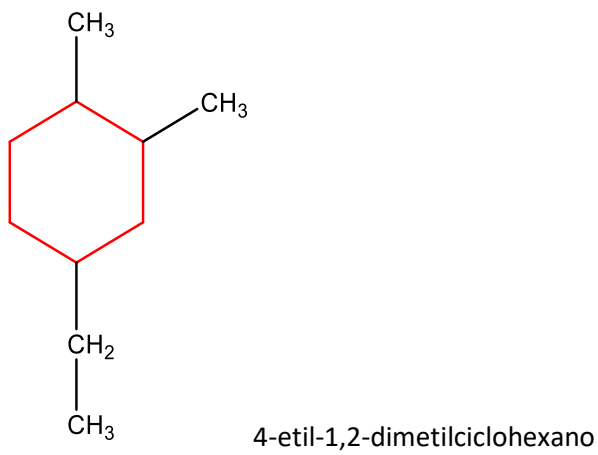
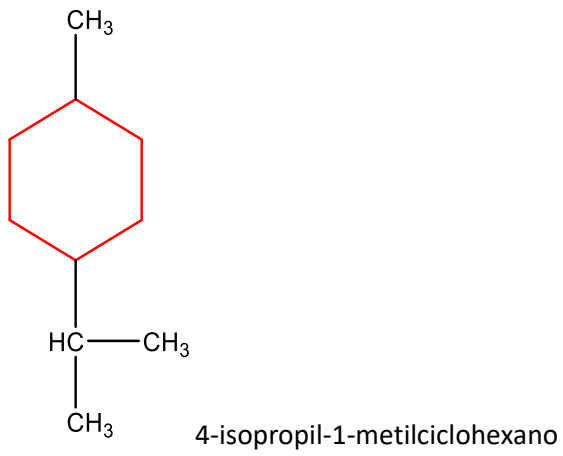
Ciclopenta-2,4-dienil	
Ciclohexa-2,5-diinil	

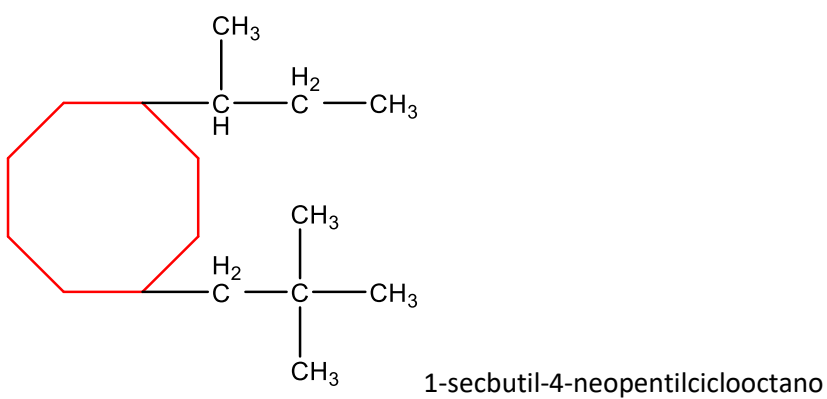
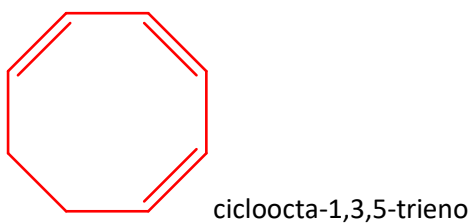
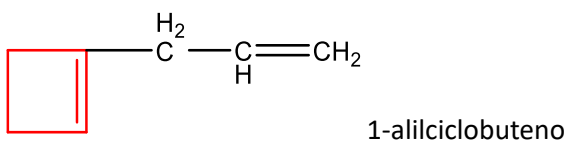
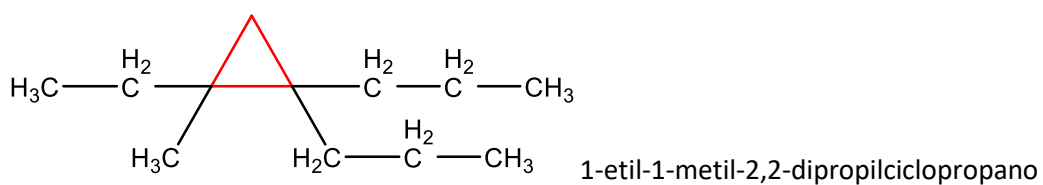
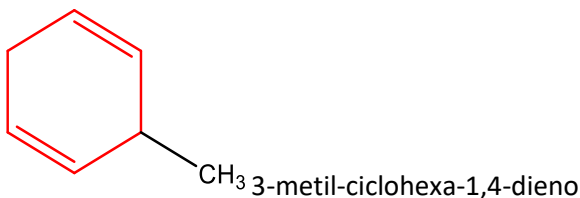
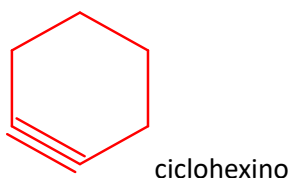
Para nombrar se siguen las siguientes reglas:

- Para nombrar hidrocarburos cíclicos se antepone el prefijo *ciclo-*.
- Cuando sustituimos algún hidrógeno por radicales se considera derivado del compuesto cíclico y se enumeran las cadenas con los localizadores más bajos.
- Si posee varios ciclos o varias cadenas con ciclos es más conveniente considerarlo derivado de la cadena lineal. Diferentes ciclos se nombran por orden alfabético.
- Si poseen una cadena larga como sustituyente podemos tomar indistintamente como principal la cadena o el ciclo.
- En monociclos insaturados tiene preferencia el doble y triple enlace al numerar el ciclo.

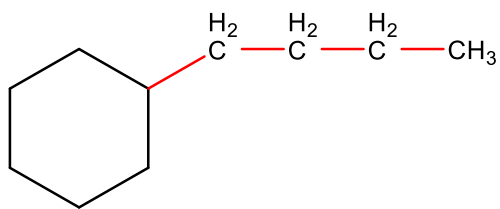
Algunos ejemplos:



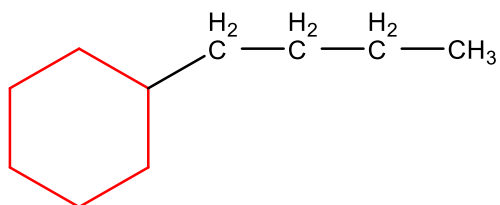




En dependencia de que cadena está elegido como principal (cíclica o lineal), el mismo compuesto orgánico puede tener diferentes nombres:



ciclohexilbutano

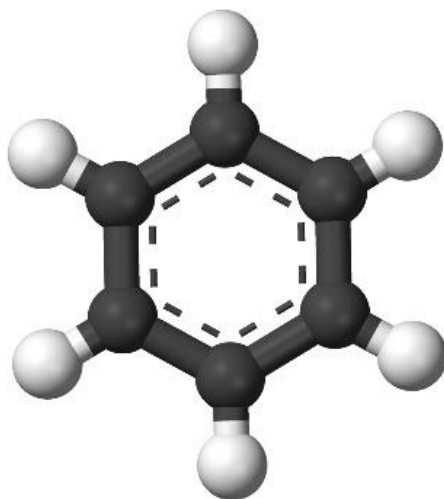


butilciclohexano

Hidrocarburos aromáticos

Hidrocarburos aromáticos se llaman en general *arenos* y sus radicales - *arilos*.

El primer término de la serie es el *benceno* (nombre IUPAC ciclohexa-1,3,5-trieno, fórmula molecular C_6H_6). Es un hidrocarburo con propiedades particulares que lo diferencian de los cicloalquenos. Se dicen aromáticos al benceno y sus derivados porque los primeros componentes aromáticos obtenidos de bálsamos, aceites y resinas son derivados del benceno:



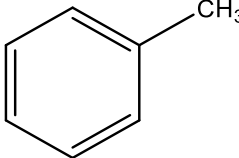
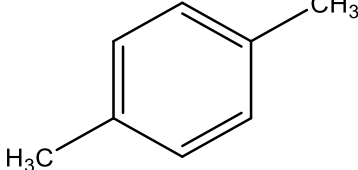
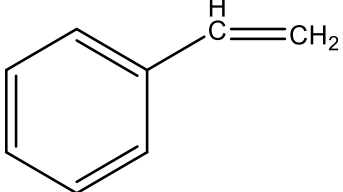
El radical de benceno es el *fenil* (fórmula molecular C_6H_5).

Radical	Fórmula
Fenil	

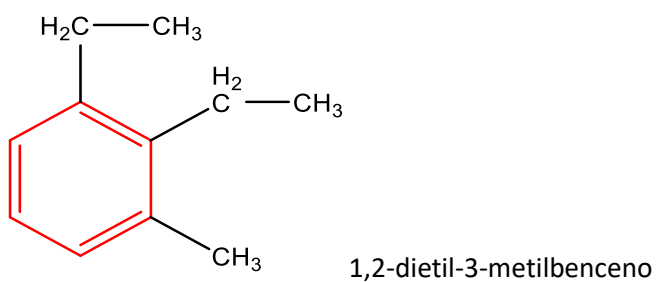
Para nombrar se siguen las siguientes reglas:

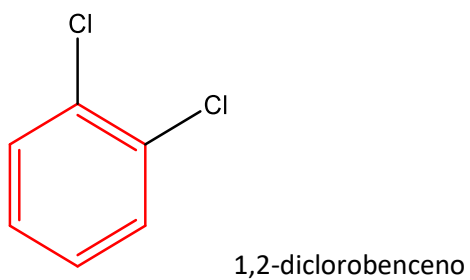
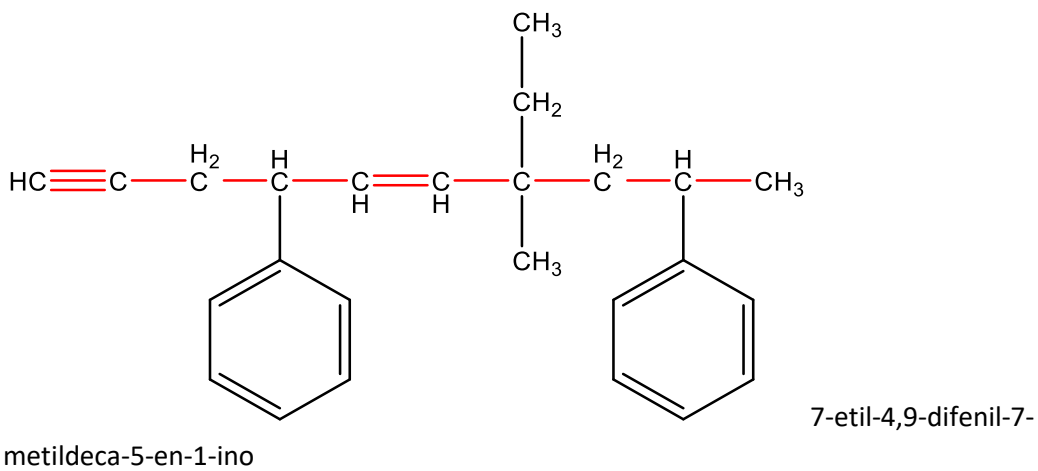
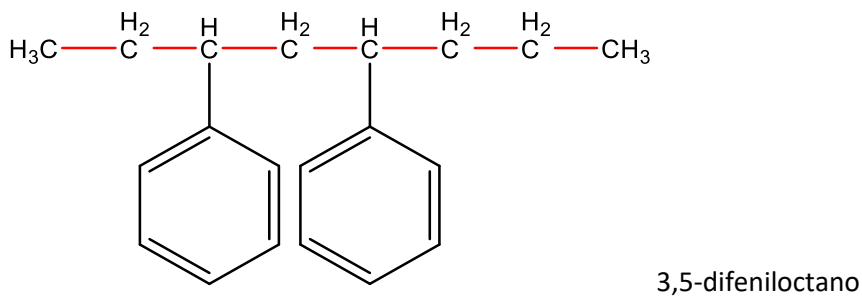
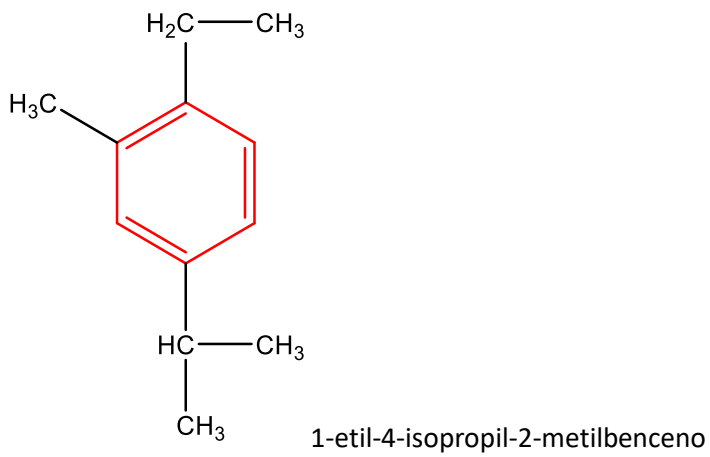
- Se nombran los sustituyentes en orden alfabético y luego *-benceno*.
- Cuando son 2 radicales se pueden usar los prefijos *orto-* (localizadores 1,2), *meta-* (localizadores 1,3), *para-* (localizadores 1,4).

Algunos nombres de uso común no son sistemáticos:

Nombre	Fórmula
Tolueno	
P-xileno	
Estireno (un anillo de benceno con un sustituyente etileno)	

Algunos ejemplos:

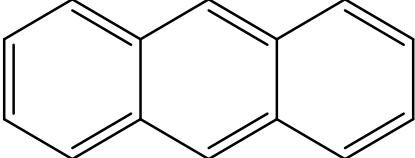
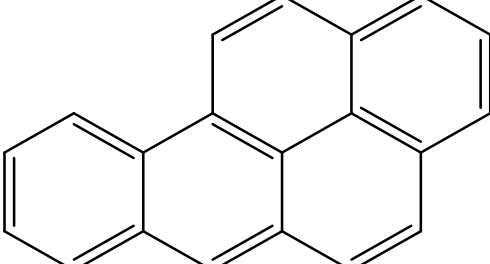
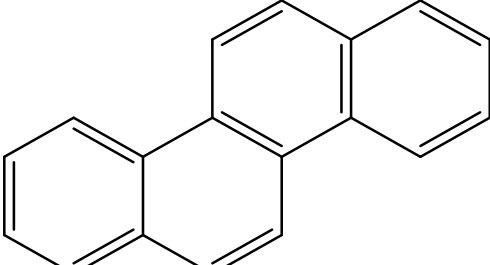
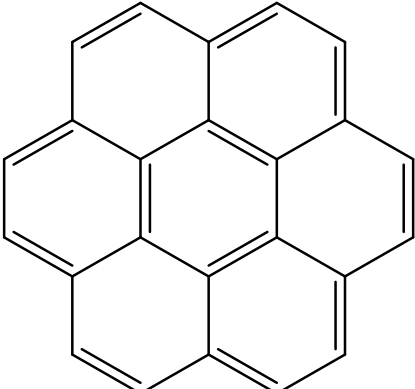
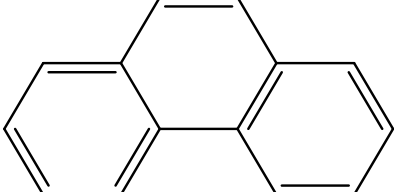
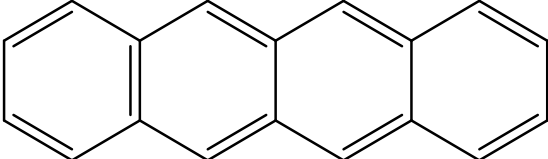


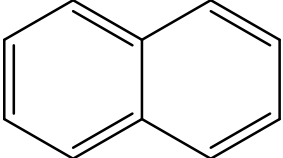
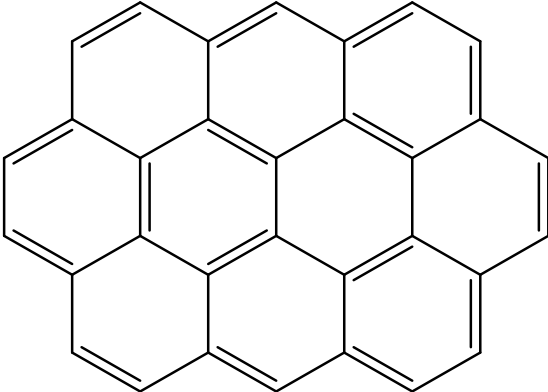
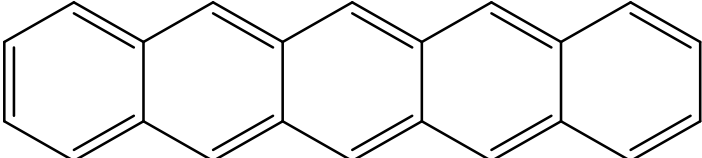
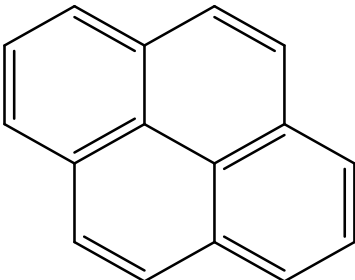
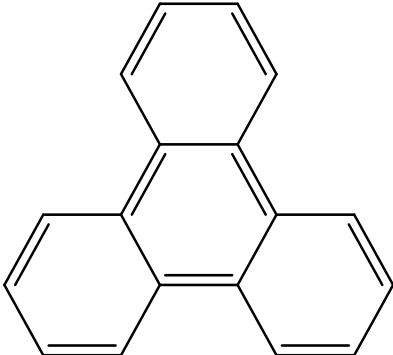


Hidrocarburos aromáticos condensados

Hidrocarburos aromáticos concentrados poseen dos o más anillos con dobles enlaces conjugados. La mayoría tienen nombres comunes o comerciales.

Nombres de radicales se forman por cambio de terminación *-eno* por *-enil/enilo* excepto naftilo, antrilo (antraceno) y fenantrilo.

Nombre	Fórmula
Antrilo, antraceno	
Benzopireno	
Criseno	
Coroneno	
Fenantreno	
Naftaceno	

Naftaleno	
Ovaleno	
Pentaceno	
Pireno	
Trifenileno	

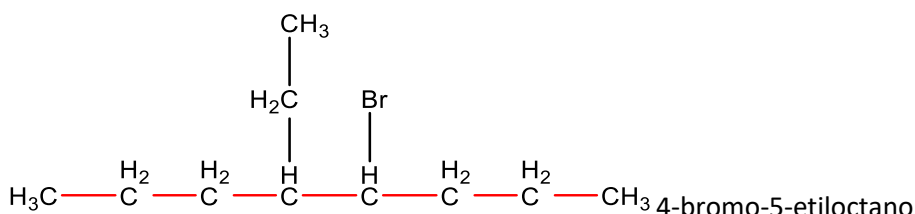
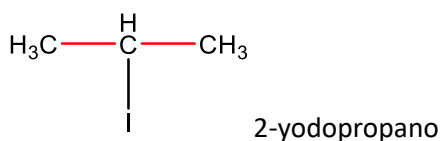
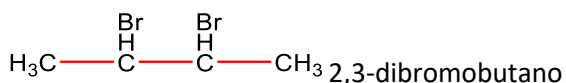
Derivados halogenados

Derivados halogenados son compuestos hidrocarbonados en los que se sustituye uno o varios hidrógenos por uno o varios átomos de halógenos flúor, cloro, bromo o yodo. No son realmente hidrocarburos, pero se consideran derivados de ellos.

Las reglas que se aplican para su nomenclatura son las mismas que se han visto para los hidrocarburos ramificados:

- Se nombran como los hidrocarburos correspondientes anteponiendo el prefijo *fluoro-*, *cloro-*, *bromo-* o *yodo-* junto con su localizador, como si se tratase de un radical alquílico y se le aplican las reglas vistas para los casos de radicales sustituyentes de los hidrocarburos. Se citan en orden alfabético.
- Si el halógeno se repite se utilizan los prefijos multiplicadores (di-, tri-, tetra-) y se indica su posición con el localizador o localizadores correspondientes.
- Para la numeración de la cadena principal se considera que los halógenos sustituyentes tienen la misma prioridad que los radicales alquílicos y por lo tanto se numera por el extremo que los sustituyentes (independientemente de que sean radicales alquílicos o halógenos) queden con los localizadores más bajos.
- Si en la cadena carbonada existen dobles o triples enlaces, estos siempre tienen prioridad sobre los radicales para la elección de la cadena principal y su numeración.
- Los derivados halogenados más simples se pueden nombrar como *halogenuro de*, seguido del nombre del radical (nomenclatura funcional).

Algunos ejemplos:



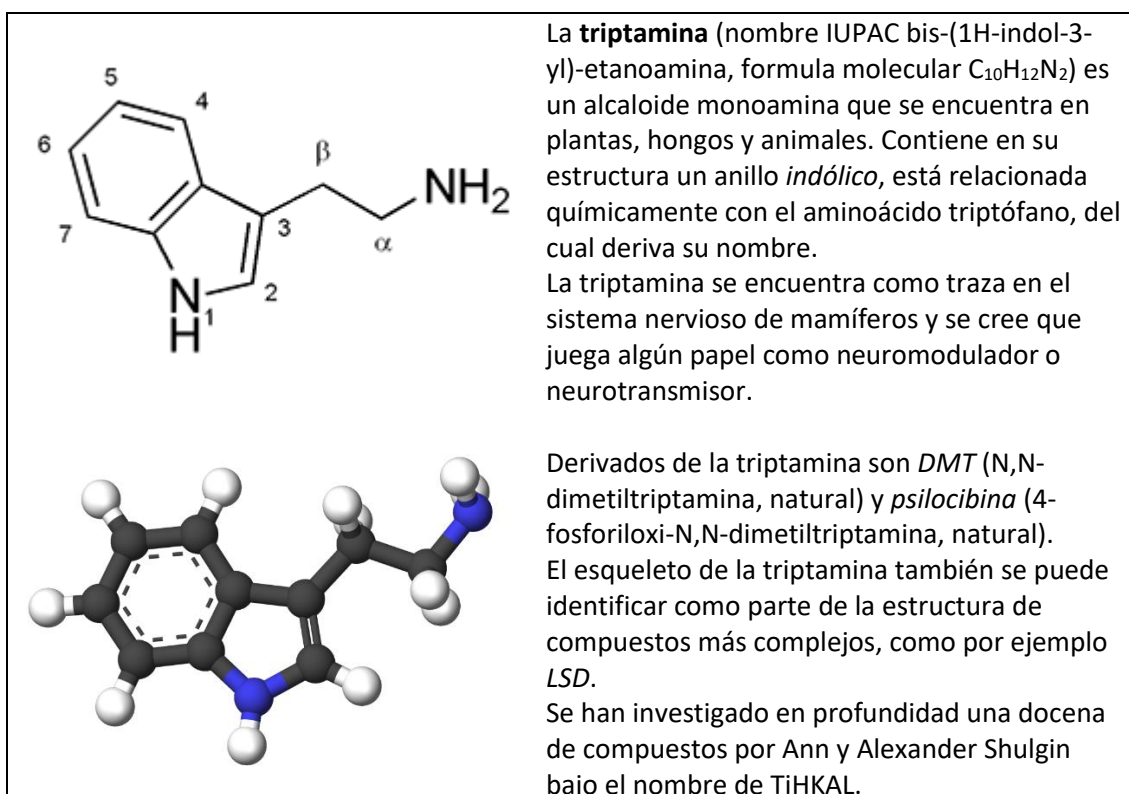
Grupos funcionales, triptamina

Compuestos polifuncionales se pueden considerar derivados de los hidrocarburos al sustituir uno o más hidrógenos por otros átomos o grupos atómicos. Estos les confieren unas propiedades particulares propias de la función química que poseen - se denominan *grupos funcionales*.

Su nomenclatura deriva del hidrocarburo del que proceden, unido a ciertos sufijos o prefijos correspondientes a los grupos funcionales o radicales que poseen.

Los compuestos orgánicos se pueden clasificar en función de los grupos funcionales de la siguiente manera:

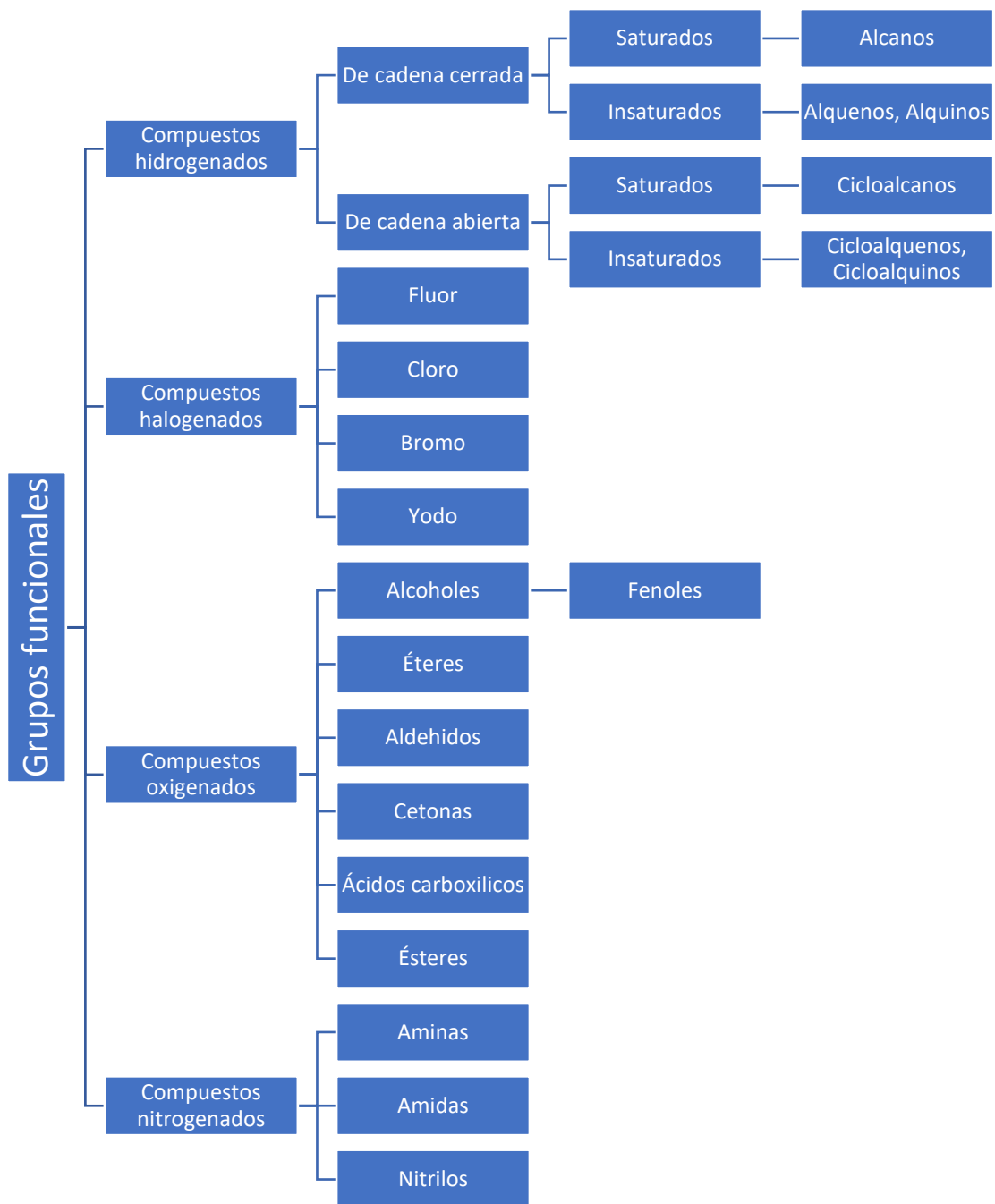
- *Compuestos hidrogenados*. Sólo existen en la molécula átomos de carbono e hidrógeno. Son los hidrocarburos, que pueden ser de cadena cerrada o abierta, y a su vez pueden ser saturados o insaturados.
- *Compuestos halogenados*. En la molécula hay átomos de carbono, hidrógeno y uno o más halógenos (F, Cl, Br y I).
- *Compuestos oxigenados*. En la molécula existen átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno. Son alcoholes y fenoles, aldehídos, cetonas, ácidos, éteres y ésteres.
- *Compuestos nitrogenados*. Las moléculas están constituidas por átomos de carbono, hidrógeno y nitrógeno y a veces de oxígeno. Son aminas, amidas y nitrilos.



Es habitual que en un mismo compuesto existan a la vez varias funciones denominándose *compuestos polifuncionales*. En estos casos hay que tener en cuenta el siguiente orden de preferencia de los grupos funcionales:

ácidos → **ésteres** → **amidas = sales** → **nitrilos** → **aldehídos** → **cetonas** → **alcoholes** → **aminas**
 → **éteres** → **insaturaciones (dobles → triples)** → **hidrocarburos saturados**

La IUPAC ha establecido la siguiente regla de carácter general para la nomenclatura y formulación de compuestos orgánicos que tendremos en cuenta siempre: la cadena principal es la más larga que contiene al grupo funcional más importante.



Compuestos oxigenados

Alcoholes

Alcoholes son compuestos que contienen al menos un grupo funcional hidroxilo -OH enlazado a una cadena carbonada en sustitución de un hidrógeno.

Para nombrarlos se siguen las siguientes reglas:

- En la nomenclatura *de sustitución* se elige como cadena principal la más larga que contenga mayor número de grupos -OH.
- Se numera la cadena por el extremo que los grupos -OH queden con los localizadores más bajos. El grupo -OH tiene prioridad sobre insaturaciones y radicales.
- Se nombran añadiendo la terminación *-ol* al nombre del hidrocarburo correspondiente del cual deriva, anteponiéndole (a la terminación dicha) los localizadores correspondientes.
- Si en la cadena hay más de un grupo -OH se utilizan los términos *-diol*, *-triol* junto con sus localizadores.
- Cuando el grupo -OH va como sustituyente, al existir en la cadena otro grupo funcional de mayor prioridad, se nombra como *hidroxi-*.
- Los alcoholes más simples y que sólo tienen un grupo funcional -OH, se puede nombrar con palabra *alcohol* seguido del nombre del radical que contiene el grupo -OH terminado en *-ílico*. A esta nomenclatura se le denomina nomenclatura *funcional* y su uso es poco frecuente.

Algunos ejemplos:

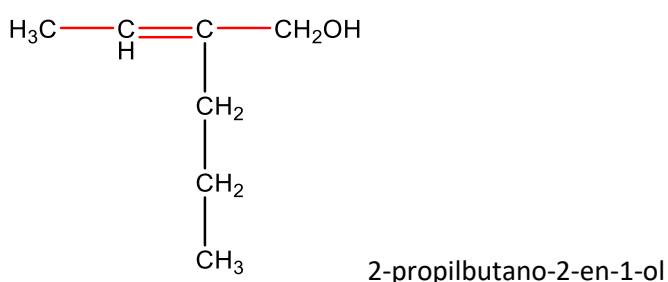
CH_3OH metano \rightarrow metanol, alcohol metílico

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{OH}$ etano \rightarrow etanol, alcohol etílico

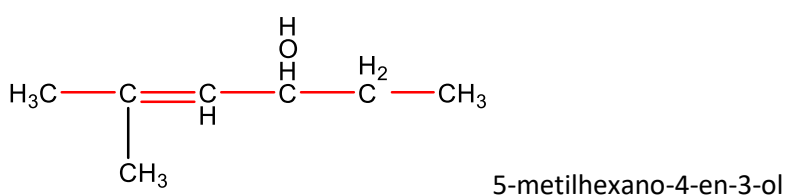
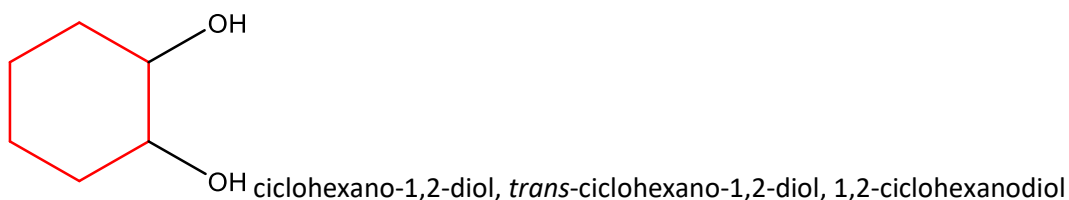
$\text{H}_2\text{C}=\text{CHOH}$ eteno \rightarrow etenol

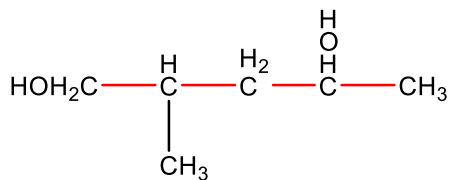
$\text{HOHC}=\text{CHOH}$ etenodiol

$\text{HOC}\equiv\text{COH}$ etinodiol

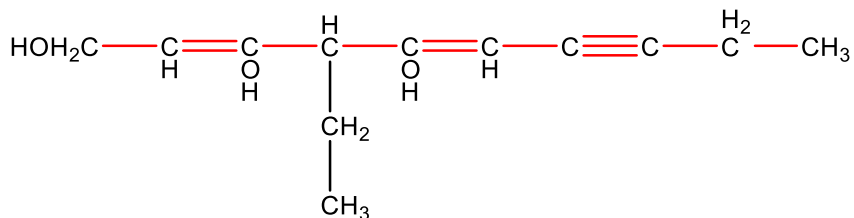


El radical no se une por doble enlace, por eso elegida la cadena más corta.



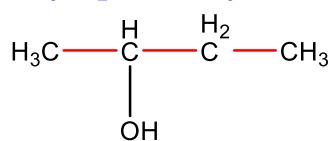
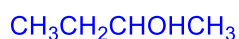


2-metilpentano-1,4-diol



4-etildecano-2,5-dien-

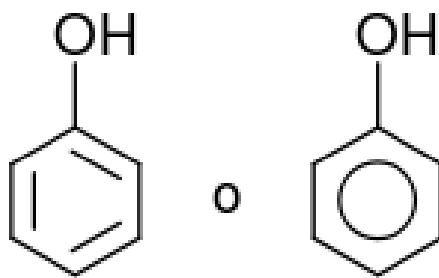
7-in-1,3,5-triol



butan-2-ol

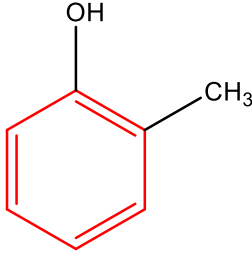
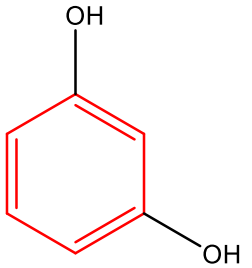
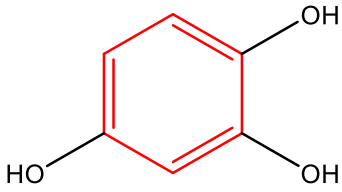
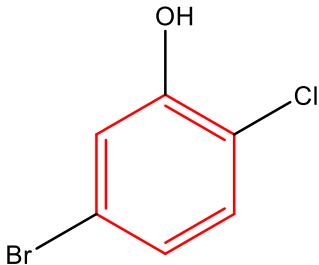
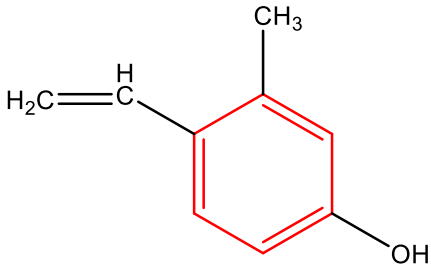
Fenoles

Cuando el grupo hidróxido -OH se encuentra unido a un anillo aromático (benceno), el compuesto recibe el nombre de *fenol* también llamado *hidroxibenceno* (fórmula molecular $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$, fórmula semidesarrollada $\text{C}_6\text{H}_5\text{-OH}$):



Fenol = Fenil (radical de benceno) + hidroxilo (OH)

Fórmula	Nombre	Observaciones
---------	--------	---------------

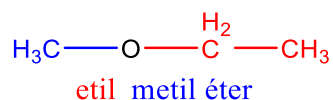
	<p>2-metilfenol, <i>o</i>-metilfenol</p>	<p>Al grupo -OH le corresponde el localizador 1, y se nombra como derivado del fenol ya que sólo tiene un grupo -OH. Se puede utilizar el prefijo <i>orto</i>- para indicar la posición 1,2-.</p>
	<p>1,3-benzenodiol, <i>m</i>-benzenodiol</p>	<p>Cuando hay varios grupos -OH se nombra como derivado del benceno, indicando sus localizadores y en este caso se añade la terminación <i>-diol</i>. Se puede utilizar el prefijo <i>meta</i>- para indicar la posición 1,3-.</p>
	<p>1,2,4-benzenotriol</p>	<p>Se numeran los carbonos del anillo aromático de manera que los sustituyentes quedan con los localizadores más bajos, en este caso (1,2,4-). Se utiliza la terminación <i>-triol</i> para indicar la presencia de los tres grupos -OH.</p>
	<p>5-bromo-2-clorofenol</p>	<p>Al grupo -OH le corresponde el localizador 1, ya que tiene prioridad. Se nombran como derivado del fenol ya que sólo hay un grupo -OH. Se numera en el sentido que los localizadores sean los más bajos. Los radicales se nombran en orden alfabético.</p>
	<p>3-metil-4-vinilfenol, 4-etenil-3-metilfenol</p>	<p>Al grupo -OH le corresponde el localizador 1, pues tiene prioridad. Se nombra como derivado el fenol ya que sólo hay un grupo -OH. Se numera en el sentido contrario a las agujas del reloj para que los localizadores de los sustituyentes sean los más bajos. Para nombrar los radicales se hace en orden alfabético.</p>

Éteres (R-O-R')

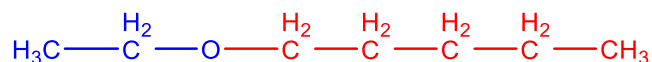
Éteres son compuestos que se caracterizan por presentar dos radicales unidos a un átomo de oxígeno R-O-R'. Se pueden considerar como derivados de los alcoholes en los que el hidrógeno

del grupo hidróxido -OH ha sido reemplazado por un radical R' (donde R es radical principal y R' – radical sustituyente):

- En la nomenclatura *funcional* se nombran en orden alfabético los radicales R y R' separados por espacios y a continuación la palabra *éter*, también separada por un espacio.
- Si los dos radicales son iguales, se usa el prefijo *di-*.

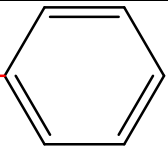


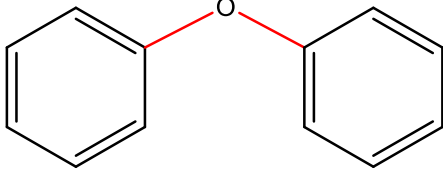
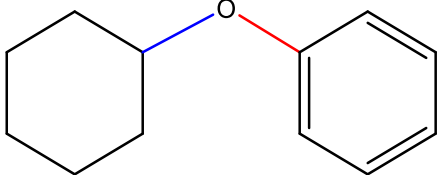
- En la nomenclatura *de sustitución* se considera uno de los radicales unidos al oxígeno (el R más complejo, más largo) como estructura principal, mientras que el resto R'-O (grupo alcoxi) se considera como sustituyente.
- El éter se nombra con la raíz del nombre del hidrocarburo más sencillo R'-O acabado en *-oxi* y a continuación el nombre del hidrocarburo de la estructura principal.
- Si el sustituyente (grupo alcoxi R'-O) puede ir unido en varias posiciones a la estructura principal, se indica con el localizador del carbono de la estructura principal al que se une.



sustituyente (grupo alcoxy), R'-O: 1-etoxi hidrocarburo principal, R: pentano

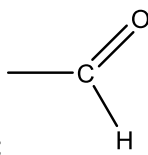
Nomenclatura funcional está recomendado para compuestos más sencillos y de sustitución para más complejos. Algunos ejemplos:

Fórmula	Nomenclatura funcional	Nomenclatura de sustitución
$\text{H}_3\text{C} - \text{O} - \text{CH}_3$	Dimetil éter	Metoximetano
$\text{H}_3\text{C} - \text{O} - \overset{\text{H}_2}{\text{C}} - \text{CH}_3$	Etil metil éter	Metoxietano
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$ A veces se suprimen los enlaces simples y los radicales se colocan entre paréntesis.	Dietil éter	Etoxietano
$\text{H}_3\text{C} - \overset{\text{H}_2}{\text{C}} - \overset{\text{H}_2}{\text{C}} - \overset{\text{H}_2}{\text{C}} - \text{O} - \text{CH}_3$	Butil metil éter	Metoxibutano
$\text{H}_3\text{C} - \overset{\text{H}_2}{\text{C}} - \text{O} - $ 	Etil fenil éter	Etoxibenceno
$\text{H}_3\text{C} - \overset{\text{H}_2}{\text{C}} - \text{O} - \text{C}_6\text{H}_5$		

$\text{H}_2\text{C}=\underset{\text{H}}{\text{C}}-\text{O}-\text{CH}_3$	Metil vinil éter, etenil metil éter	Metoxieteno
$\text{H}_2\text{C}=\underset{\text{H}}{\text{C}}-\text{C}(\text{H}_2)-\text{O}-\text{CH}_3$	Alil metil éter	Metoxialilo, metoxiprop-2-eno
 $\text{C}_6\text{H}_5-\text{O}-\text{C}_6\text{H}_5$	Difenil éter	Fenoxibenceno
$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(\text{H}_2)-\text{C}(\text{H}_2)-\text{C}(\text{H}_2)-\text{O}-\text{C}_6\text{H}_5$	Butil fenil éter	Fenoxibutano (el nombre aceptado, no le llaman como butoxibenceno)
$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}(\text{H})-\text{O}-\text{C}(\text{H}_2)-\text{CH}_3$	Etil isopropil éter	Etoxiisopropano
$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}(\text{H})-\text{O}-\text{C}(\text{H})=\underset{\text{H}}{\text{C}}-\text{CH}_3$	Isopropil propen-1-en éter	Isopropoxiprop-1- eno
	Ciclohexil fenil éter	Ciclohexoxibenceno
$\text{HOH}_2\text{C}-\text{C}(\text{H}_2)-\text{O}-\text{C}_6\text{H}_5$		Fenoxietanol

Aldehídos

Aldehídos son compuestos que se caracterizan por tener el grupo carbonilo C=O en el extremo de la cadena unido a un radical o a un hidrógeno.



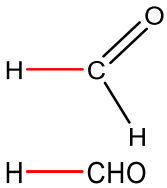
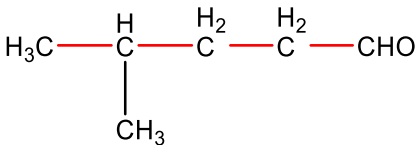
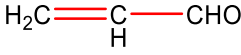
Su grupo funcional es: $\text{H}-\text{C}(\text{O})-$ (abreviadamente se escribe -CHO).

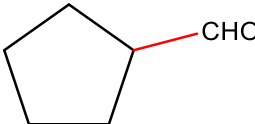
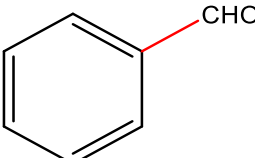
El grupo -CHO es un grupo terminal, es decir, siempre se encuentra en un extremo de la cadena y por lo tanto tendrá el localizador 1 y no hace falta indicarlo en el nombre.

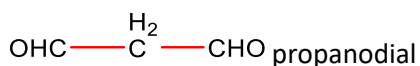
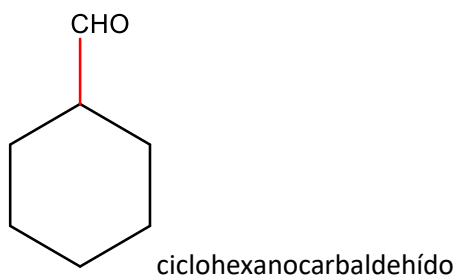
Para nombrar se siguen las siguientes reglas:

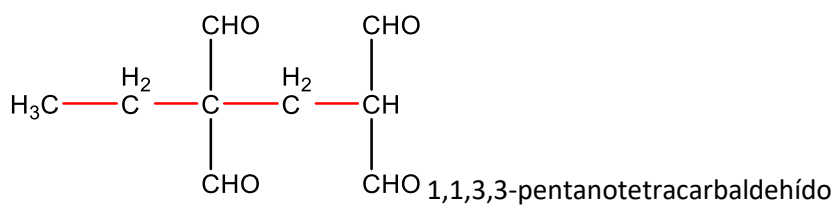
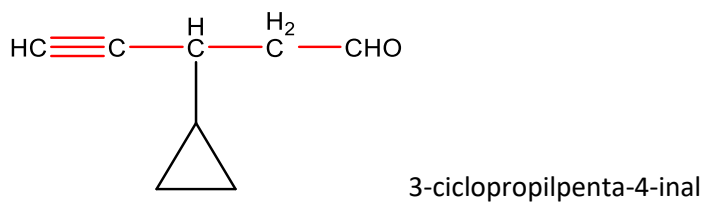
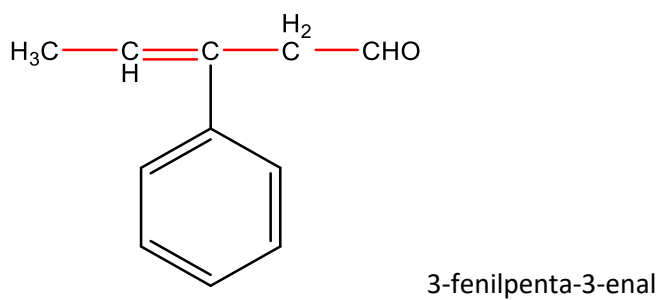
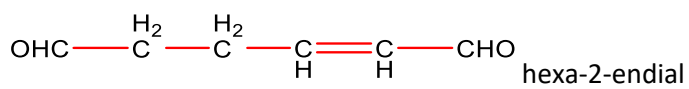
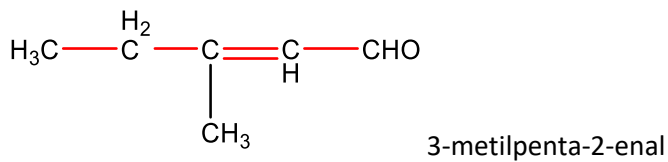
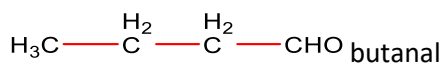
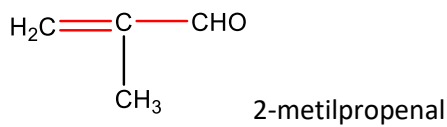
- Se elige como cadena principal la cadena más larga que contenga el grupo -CHO. Si hay insaturaciones, se elige como cadena principal la que contenga el grupo funcional y las insaturaciones.
- Se nombran sustituyendo la terminación *-o* del hidrocarburo por la terminación *-al*. No se indica el localizador 1.
- Si existen dos grupos carbonilos -CHO, uno en cada extremo de la cadena principal, se añade la terminación *-dial* al nombre completo del hidrocarburo y si además hay insaturaciones se numera la cadena por el extremo que se les asignen los localizadores más bajos a la misma (independientemente que sean dobles o triples enlaces), en caso de empate se le da preferencia al doble enlace.
- Cuando el grupo -CHO, siendo el grupo principal, se encuentra unido a un sistema cíclico, el nombre se forma añadiendo la terminación *-carbaldehído* al nombre del compuesto cíclico.
- Los aldehídos derivados de ácidos con nombres comunes pueden nombrarse cambiando la terminación *-oico* o *-ico* del ácido por *-aldehído* y se elimina la palabra *ácido*.
- En la elección de la cadena principal y en su numeración, el grupo funcional -CHO tiene preferencia sobre el grupo de alcoholes -OH y sobre insaturaciones.
- Cuando el grupo -CHO no es el grupo principal, se nombra como sustituyente con el nombre *formil-*.

Algunos ejemplos:

Fórmula	Nombre	Observaciones
	Metanal, formaldehído	En la escritura de los aldehídos, al grupo funcional se acostumbra escribirlo abreviadamente como -CHO, aunque se sobreentiende que lleva un doble enlace. Hay que tener cuidado de no escribirlo -COH para no confundirlo con los alcoholes. El nombre <i>formaldehído</i> deriva del nombre común del ácido fórmico (H-COOH).
$\text{H}_3\text{C}-\text{CHO}$ CH_3CHO	Etanal, acetaldehído	El nombre <i>acetaldehído</i> deriva del nombre común del ácido acético (acetaldehído, CH_3COOH).
	4-metilpentanal	Se numera por el extremo de la derecha ya que el grupo -CHO tiene preferencia, aunque no se indica el localizador 1.
	Propenal	No es necesario indicar el localizador del doble enlace, pues no puede ir en otro lugar.

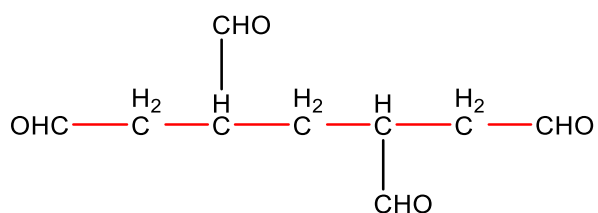
		Derivado de propileno (propeno).
$\text{H}_2\text{C}=\underset{\text{H}}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{CHO}$	Penta-4-enal	Se numera por la derecha ya que el grupo -CHO tiene preferencia sobre insaturaciones, aunque no se indica el localizador 1.
$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}=\underset{\text{H}}{\text{C}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{CHO}$	3,5-dimetilhexa-4-enal	Se numera por la derecha ya que el grupo -CHO tiene preferencia sobre insaturaciones y radicales, aunque no se indica el localizador 1.
$\text{HC}\equiv\text{C}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{CHO}$	Buta-3-inal	Se numera por el extremo de la derecha, ya que el grupo -CHO tiene preferencia sobre insaturaciones.
$\text{OHC}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{CHO}$	Butanodial	Cuando hay dos grupos -CHO en los extremos se añade el sufijo <i>-dial</i> al nombre completo del hidrocarburo. No hace falta indicar los localizadores.
$\text{OHC}-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CHO}$	Metilpropanodial	No es necesario indicar el localizador del radical metil ya que no hay otra posibilidad de colocación.
$\text{HC}\equiv\text{C}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}=\underset{\text{H}}{\text{C}}-\text{CHO}$	3-metilhex-2-en-5-inal	Se numera por la derecha ya que el grupo -CHO tiene preferencia sobre insaturaciones y radicales, aunque no se indica el localizador 1.
	Ciclopentanocarbaldehído	En los compuestos cíclicos se añade el sufijo <i>-carbaldehído</i> al nombre del ciclo.
	Bencenocarbaldehído, benzaldehído	En los compuestos cíclicos se añade el sufijo <i>-carbaldehído</i> al nombre del ciclo. El nombre <i>benzaldehído</i> deriva del ácido benzoico (C ₆ H ₅ -COOH).



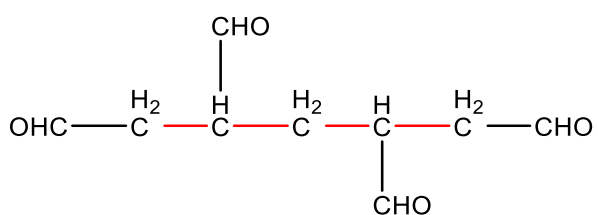


Si se presentan más que dos grupos funcionales, será complicado elegir la cadena principal. En esos casos se puede aplicar los términos de sistemas cíclicos y llamar compuesto como *carbaldehído*.

En dependencia de que cadena está elegido como principal el mismo compuesto orgánico puede tener diferentes nombres:



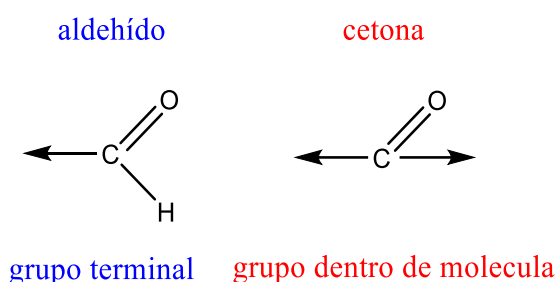
3,5-diformilheptadial



1,2,4,5-pentanotetracarbaldehído

Cetonas

Cetonas son compuestos que también tienen el grupo carbonilo C=O, pero a diferencia de los aldehídos no es un grupo terminal y va unido a dos radicales, R-CO-R'.



El grupo carbonilo se escribe generalmente de forma abreviada como -CO-, en el que el doble enlace se sobreentiende.

Para nombrar se siguen las siguientes reglas:

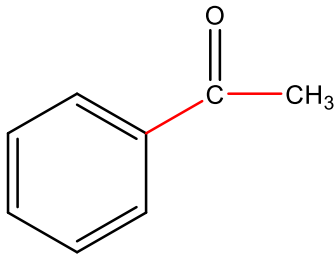
- Se elige como cadena principal la más larga que contenga al grupo carbonilo C=O y se numera por el extremo que se le asigne al grupo -CO- el localizador más bajo. Si hay insaturaciones se elige como cadena principal la que contenga el grupo funcional y las insaturaciones. Esta función tiene prioridad sobre acoholos, insaturaciones y radicales, pero no sobre los aldehídos.
- En la nomenclatura *de sustitución* se cambia la terminación -o del hidrocarburo por el sufijo -ona, indicando su posición con el localizador si fuese necesario. En caso de que existan más de un grupo carbonilo -CO-, se añaden los sufijos -diona, -triona, -tetraona, al nombre completo del hidrocarburo correspondiente y se indican sus localizadores. Generalmente esta es la nomenclatura más usada.
- Para las cetonas más simples y cuando los radicales son cíclicos, se puede utilizar la nomenclatura *funcional*. En este caso se nombran, en orden alfabético, los dos radicales (R y R') que van unido al grupo carbonilo seguido de la palabra *cetona*. Los radicales entre sí y la palabra *cetona* se escriben separados. Esta nomenclatura es menos utilizada.
- Cuando el grupo carbonilo, -CO-, se encuentra como sustituyente en una cadena y no es el grupo principal se nombra con el prefijo *oxo-*.

Algunos ejemplos:

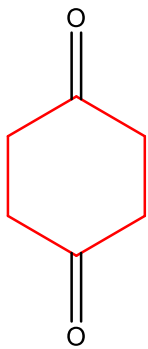
Fórmula	De sustitución	Funcional	Observaciones
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\text{CH}_3$	Propanona, acetona	Dimetil cetona	No se indica el localizador 2 ya que el grupo carbonilo -CO- no puede ir en otra posición. El nombre <i>acetona</i> es un nombre común aceptado por la IUPAC y muy utilizado.
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{CH}_3$	Butanona	Etil metil cetona	No se indica el localizador 2 ya que el grupo carbonilo -CO- no puede ir en otra posición.
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{CH}_3$	Penta-3-ona	Dietil cetona	En este caso es necesario indicar la posición del grupo carbonilo -CO- con su localizador correspondiente.
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\text{CH}_3$	Penta-2-ona	Metil propil cetona	Es necesario indicar la posición del grupo carbonilo -CO- con su localizador correspondiente. Se numera la cadena por el extremo que se asigne al grupo -CO- el localizador más bajo.

Fórmula	Nombre	Observaciones
$\text{H}_2\text{C}=\underset{\text{H}}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{CH}_3$	Hepta-6-en-3-ona	Se numera por la derecha para asignar el localizador más bajo al grupo carbonilo -CO- que tiene prioridad sobre el doble enlace.
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{C}\equiv\text{C}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\text{CH}_3$	Hepta-3-in-2,6-diona	Se numera por la derecha para asignar los localizadores más bajos a los grupos carbonilo -CO- que tienen prioridad sobre el triple enlace.
$\text{HC}\equiv\text{C}-\underset{\text{H}}{\text{C}}=\underset{\text{H}}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\text{CH}_3$	Hepta-4-en-6-in-2-ona	Se numera por la derecha para asignar el localizador más bajo al grupo carbonilo -CO- que tiene prioridad

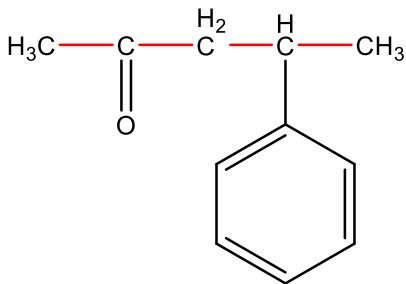
		sobre las insaturaciones.
$\begin{array}{ccccccc} \text{H}_3\text{C} & - & \text{H} & - & \text{O} & - & \text{H}_2 & - & \text{H} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & & & & & \text{CH}_3 & & \end{array}$	2,5-dimetilhexan-3-ona	Se numera por la izquierda para asignar el localizador más bajo al grupo carbonilo -CO- que tiene prioridad sobre los radicales.



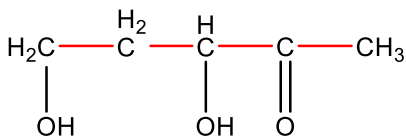
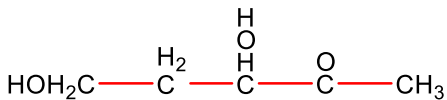
fenil metil cetona



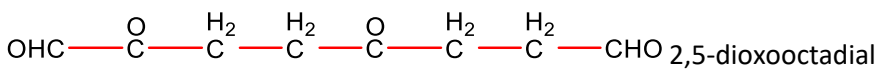
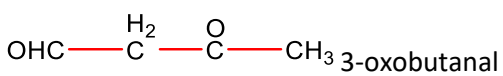
ciclohexa-1,4-diona

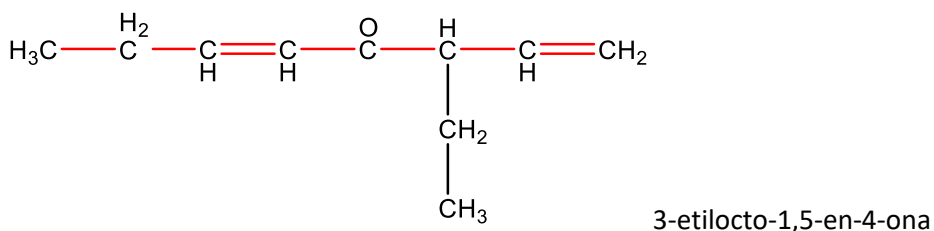
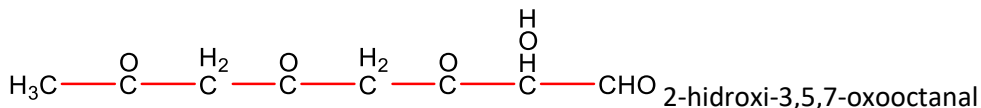
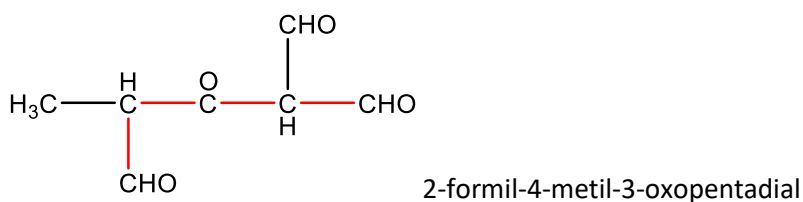


4-fenilpentan-2-ona



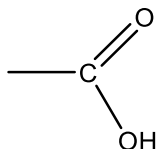
3,5-dihidroxipentan-2-ona





Ácidos carboxílicos

Ácidos carboxílicos son compuestos que se caracterizan por tener el grupo carboxilo -COOH en el extremo de la cadena. Su grupo funcional es:



El grupo *carboxilo* se escribe generalmente de forma abreviada como -COOH, en el que el doble enlace se sobreentiende.

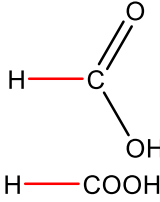
El grupo -COOH es un grupo terminal, es decir, siempre se encuentra en un extremo de la cadena y por lo tanto tendrá el localizador 1 y no hace falta indicarlo en el nombre.

Para nombrarlos se siguen las siguientes reglas:

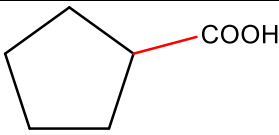
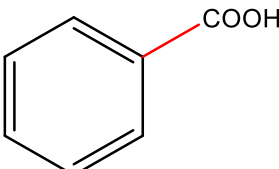
- Se elige como cadena principal la cadena más larga que contenga el grupo -COOH. Si hay insaturaciones se elige como cadena principal la que contenga el grupo funcional y las insaturaciones.
- Se nombran con la palabra *ácido* seguido del hidrocarburo de procedencia con la terminación *-oico*. No se indica el localizador 1. Muchos ácidos tienen nombres vulgares o comunes aceptados por la IUPAC.
- Si existen dos grupos carboxilos -COOH (ácidos dicarboxílicos), uno en cada extremo de la cadena principal, se añade la terminación *-dioico* al nombre completo del hidrocarburo y si además hay insaturaciones se numera la cadena por el extremo que se les asignen los localizadores más bajos a las mismas (independientemente que sean dobles o triples enlaces). En caso de empate se le da preferencia al doble enlace.
- Cuando el grupo carboxilo está ligado a un sistema cíclico, se añade la terminación *-carboxílico* en lugar de *-oico*.

- Si en una cadena sin ramificaciones está directamente unida a más de dos grupos -COOH, se nombra como derivado del hidrocarburo de procedencia añadiendo la terminación *-tricarboxílico*, *-tetracarboxílico*, etc.
- Cuando el grupo -COOH se nombra como sustituyente se hace con el prefijo *carboxi-*.
- En la elección de la cadena principal y en su numeración, el grupo funcional carboxilo, -COOH, tiene preferencia sobre todas las demás funciones e insaturaciones. Por tanto, si en un compuesto se halla la función ácida, las demás se consideran y se nombran como sustituyentes y la función principal será la de ácido.

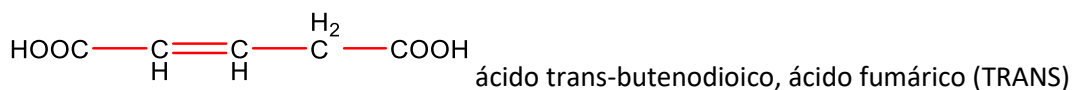
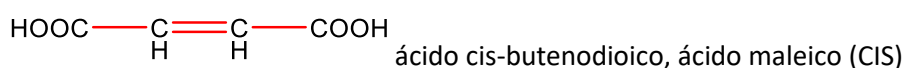
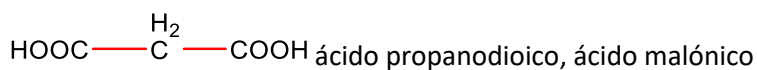
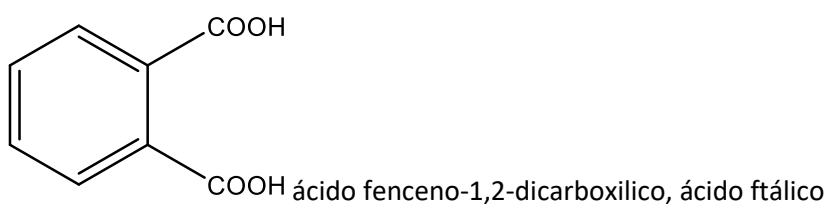
Los ácidos de cadena lineal de 12 a 20 átomos de carbono forman parte de la familia de los ácidos grasos y pueden ser insaturados o no.

Fórmula	Nombre	Observaciones
	ácido metanoico, ácido fórmico	En la escritura de los ácidos el grupo funcional se acostumbra a escribirlo abreviadamente como -COOH, aunque se sobreentiende que lleva un doble enlace C=O. El nombre <i>ácido fórmico</i> es un nombre común aceptado. Se puede escribir suprimiendo el enlace simple: HCOOH.
$\text{H}_3\text{C}-\text{COOH}$ CH_3COOH	ácido etanoico, ácido acético	El nombre <i>ácido acético</i> es un nombre común aceptado y muy utilizado.
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{COOH}$	ácido propanoico, ácido propiónico	El localizador 1 del grupo -COOH no se indica, pues siempre va en un extremo. El nombre de <i>ácido propiónico</i> es un nombre común aceptado.
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}}-\text{COOH}$	ácido metilpropanoico	No es necesario indicar el localizador 2 del sustituyente (metilo), ya que no ofrece duda al no

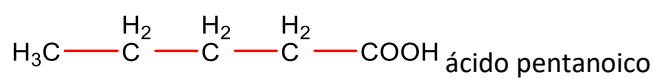
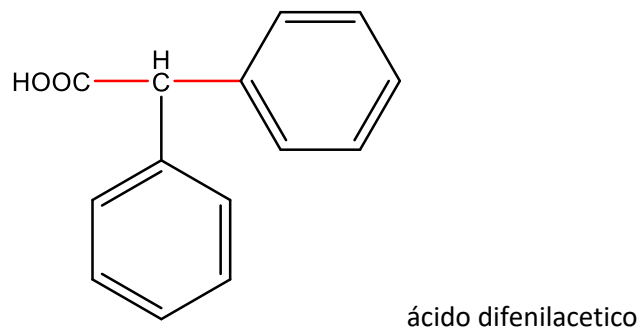
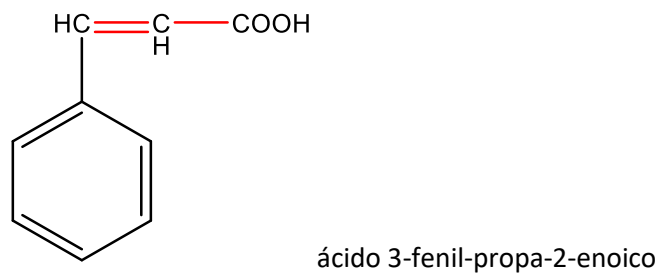
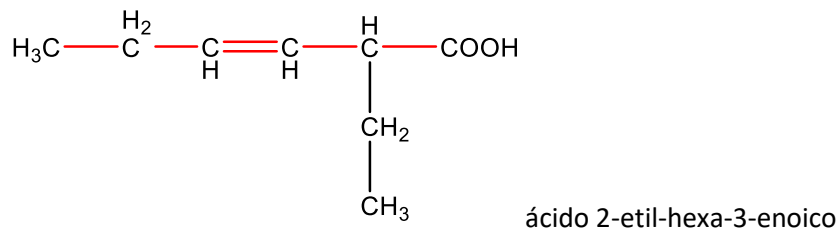
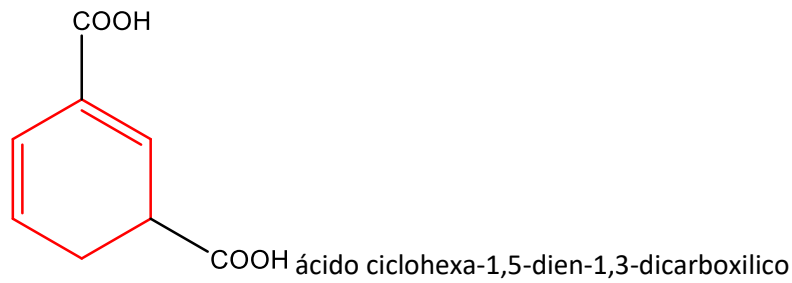
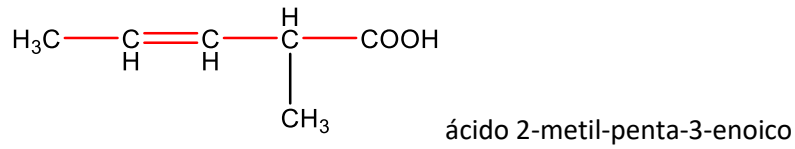
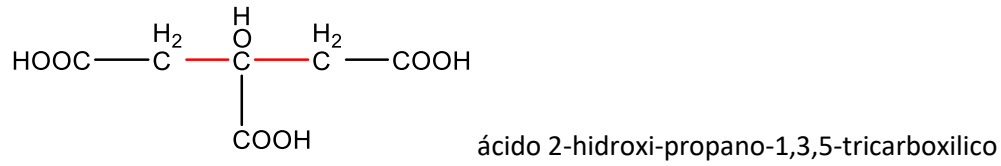
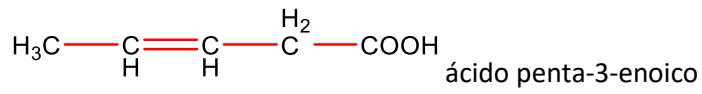
		puede ir en otro lugar.
$\text{H}_2\text{C}=\underset{\text{H}}{\text{C}}-\text{COOH}$	ácido propenoico, ácido acrílico	No es necesario indicar el localizador 2 del doble enlace, pues no puede ir en otro lugar.
$\text{HC}\equiv\text{C}-\text{COOH}$	ácido propinoico	No es necesario indicar el localizador 2 del triple enlace, pues no puede ir en otro lugar.
$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{H}}{\text{C}}=\underset{\text{H}}{\text{C}}-\text{COOH}$	ácido but-2-enoico	Se numera la cadena por la derecha para que al grupo carboxilo $-\text{COOH}$ le corresponde el localizador 1 (que no se indica), pues tiene preferencia sobre las insaturaciones.
$\text{HOOC}-\text{COOH}$	ácido etanodioico, ácido oxálico	El sufijo <i>-dioico</i> indica que hay dos grupos carboxilo.
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{COOH}$ $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{C}}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{COOH}$	ácido 3-metilpentanoico	A veces se suprimen los enlaces simples y los radicales se colocan entre paréntesis. Es muy conveniente desarrollarlos para no confundir el radical con la longitud de la cadena principal y su numeración.
$\text{HOOC}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\underset{\text{H}}{\text{C}}=\underset{\text{H}}{\text{C}}-\underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{C}}}-\text{COOH}$	ácido 2-metilhex-3-eno-dioico	Al haber empate en la numeración de los grupos prioritarios $-\text{COOH}$ por ambos extremos, se numera por la derecha para que el doble enlace y el radical queden con los localizadores más bajos.
$\text{HC}\equiv\text{C}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{COOH}$	ácido pent-4-in-oico	Al grupo $-\text{COOH}$ le corresponde el localizador 1, ya que tiene preferencia

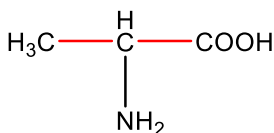
		sobre insaturaciones.
$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(\text{H}_2)-\text{C}(\text{H}_2)-\text{C}(\text{H})=\text{C}(\text{H}_2)-\text{COOH}$	ácido 3-propil-pent-4-enoico	La cadena principal es la que contiene el grupo -COOH y el doble enlace, aunque no sea la más larga. Se numera por el extremo que se le da el localizador 1 al grupo -COOH, que tiene prioridad sobre el doble enlace y el radical.
	ácido ciclopentanocarboxílico	En los compuestos cíclicos se añade el sufijo <i>-carboxílico</i> al nombre del ciclo.
	ácido benzoico, ácido bencenocarboxílico	El nombre <i>ácido benzoico</i> es un nombre común, pero es el que más se utiliza.
$\text{HOOC}-\text{C}(\text{H}_2)-\text{C}(\text{H})(\text{COOH})-\text{C}(\text{H}_2)-\text{C}(\text{H}_2)-\text{C}(\text{H}_2)-\text{COOH}$	ácido pentano-1,2,5-tricarboxílico	Se numera por la izquierda para que los grupos -COOH tengan los localizadores más bajos.

Si un compuesto incluye más de dos grupos carboxilos -COOH, en este caso todos los ellos se cuentan como radicales.



De ácidos maleico y fumárico se proceden grasas CIS y TRANS, respectivamente. Las grasas CIS son producidos por naturaleza y grasas TRANS son artificiales (por ejemplo, margarina).



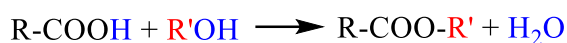
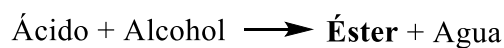


ácido 2-aminopropanoico

Ésteres (R-COO-R')

Los *ésteres* son derivados de los ácidos carboxílicos en los que el hidrógeno del grupo carboxilo -COOH ha sido sustituido por un radical alquílico R': -COOR'.

Se obtienen en la reacción entre un ácido y un alcohol, llamada *reacción de esterificación*:



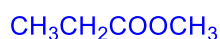
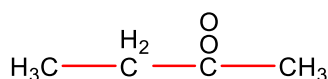
Los ésteres se nombran como el ácido del cual derivan, eliminando la palabra *ácido*, cambiando la terminación *-ico* del ácido por *-ato* y seguido del nombre del radical R' que sustituye al hidrógeno del grupo carboxilo.

Cuando el grupo -COOR' no es el principal y actúa como sustituyente, se nombra con el prefijo *alcoxicarbonil-* en el que *alc-* indica el prefijo del radical alquilo R' (-COOCH₃ se nombra *metoxicarbonil-*).

Algunos ejemplos:

Fórmula	Nombre	Observaciones
HOOC-CH ₃	metanoato de metilo, formiato de metilo	Al derivar del ácido metanoico (fórmico) se nombra como metanoato (formiato).
H ₃ C-COO ⁻	ion etanoato, ion acetato	Cuando el ácido ha perdido en H del grupo carboxilo se forma un ion, que se nombra cambiando la terminación -ico del ácido por -ato . El nombre acetato es muy utilizado.
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$	etanoato de metilo, acetato de metilo	Se cambia la terminación -ico del ácido por -ato . Al derivar del ácido etanoico (acético), que tiene 2 átomos de carbono, se nombra como etanoato (acetato). Hay que tener cuidado de no confundir el radical con la longitud de la cadena principal. El localizador

		1 le corresponde al grupo del éster - COOR' .
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}=\text{CH}_2 \\ \\ \text{H} \end{array}$	etanoato de etenilo o vinilo, acetato de vinilo	A veces se puede escribir suprimiendo los enlaces simples. El radical R'-CH=CH₂ está escrito a continuación del grupo - COOR' . Es muy conveniente desarrollarlo para no confundir el radical con la cadena principal.



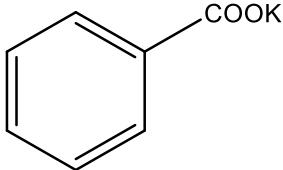
propanoato de metilo

Sales orgánicas (R-COOM)

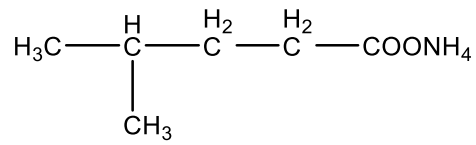
Los ácidos carboxílicos, de igual forma que los ácidos inorgánicos, forman sales por sustitución del hidrógeno del grupo carboxilo -COOH por cationes metálicos o por el ion amonio, NH₄⁺: -COOM, donde M es un catión metálico o el ion amonio.

Estas sales orgánicas se nombran (al igual que los ésteres) como el ácido del cual derivan, eliminando la palabra *ácido*, cambiando la terminación *-ico* del ácido por *-ato* y seguida del nombre del catión metálico que sustituye el hidrógeno del grupo carboxilo.

Algunos ejemplos:

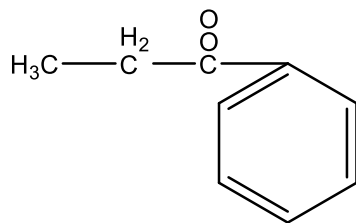
Fórmula	Nombre	Observaciones
$\text{H}_3\text{C}-\text{COO}^-\text{Na}^+$ $\text{H}_3\text{C}-\text{COONa}$	etanoato de sodio, acetato de sodio	Se cambia la terminación <i>-ico</i> del ácido por <i>-ato</i> . Al derivar del ácido etanoico (acético) se nombra como <i>etanoato (acetato)</i> .
$\text{H}-\text{COONH}_4$	metanoato de amonio, formiato de amonio	Al derivar del ácido metanoico (fórmico) se nombra como <i>metanoato (formiato)</i> .
$(\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COO})_2\text{Ca}$	propanoato de calcio	Cuando el ion es divalente, como el caso del Ca ²⁺ , se pone un paréntesis para indicar los dos iones CH ₃ -CH ₂ -COO ⁻ .
$(\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCOO})_2\text{Mg}$	but-2-enoato de magnesio	Se numera para que al grupo -COOM le corresponda el localizador más bajo.
	benzoato de potasio	Al ser el nombre de <i>ácido benzoico</i> más utilizado que el de <i>ácido bencenocarboxílico</i> , los ésteres y las sales correspondientes al ácido benzoico se nombran como <i>benzoato</i> .

[ácido pentanoico]



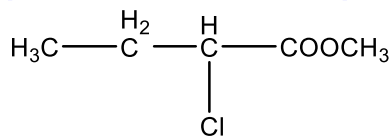
4-metil-pentanoato de amonio

[ácido propanoico]

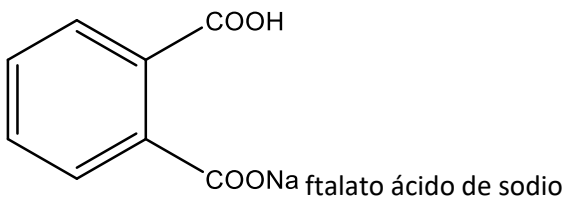


propanoato de fenilo

[ácido butanoico]



2-cloro-butanoato de metilo



Compuestos nitrogenados

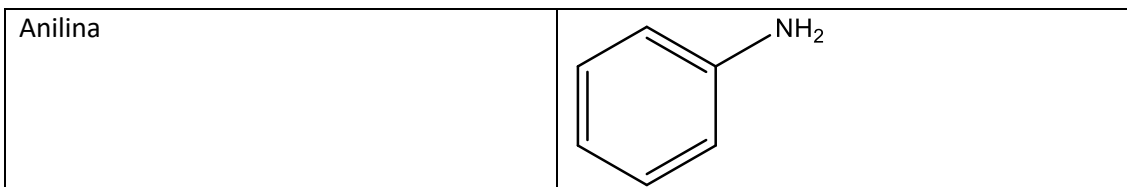
Compuestos orgánicos nitrogenados son estructuras que, además de carbono, hidrógeno y oxígeno, posee nitrógeno que da origen a diversos compuestos.

Aminas

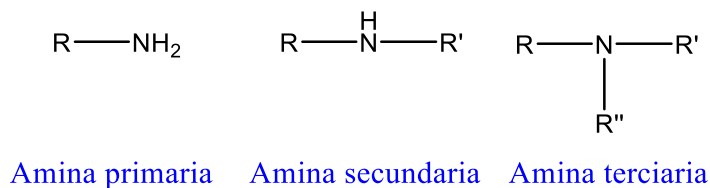
Las *aminas* se pueden considerar derivadas del amoníaco, NH_3 , por sustitución de uno, dos o tres átomos de hidrógeno de amoníaco por radicales.

Unas aminas conservan sus nombres comunes o vulgares:

Nombre	Fórmula
--------	---------

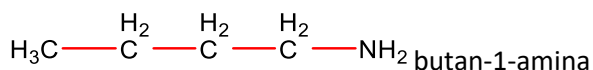
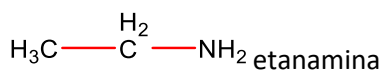


Estas aminas pueden ser primarias, secundarias o terciarias, según se hayan sustituido uno, dos o los tres hidrógenos del amoniaco, respectivamente.

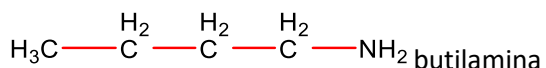
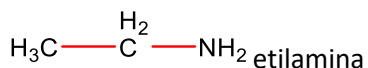


Las aminas primarias, R-NH₂, se pueden nombrar de dos formas:

- En la nomenclatura *de sustitución* se añade el sufijo *-amina* al nombre del hidrocarburo (sin la *-o* final) que ha sustituido al hidrógeno del amoniaco.
- El grupo -NH₂ debe llevar el localizador más bajo posible. Esta nomenclatura es la más utilizada para las aminas primarias más complejas.



- En la nomenclatura *funcional* se añade el sufijo *-amina* al nombre del radical R. Esta es la más utilizada para las aminas simples.



Las aminas secundarias, R-NH-R', se pueden nombrar de dos formas:

- En la nomenclatura *de sustitución* se nombran como derivados N-sustituidos de una amina primaria, considerando como fundamental aquella cuyo radical R tenga mayor prioridad aplicando los criterios de elección de cadena principal que ya se conocen (se toma como cadena principal la que tiene el radical más complejo).

- Para indicar que un radical se une al nitrógeno, en vez de un carbono, se puede utilizar como localizador la letra N, escrita en cursiva o itálica *N*-.

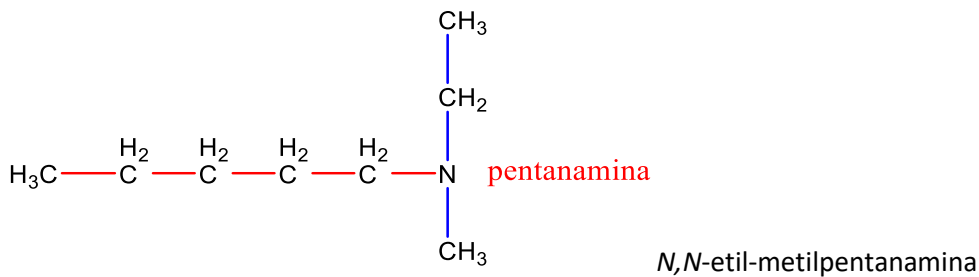
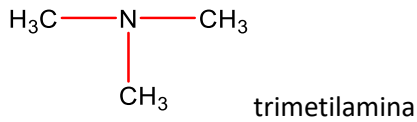
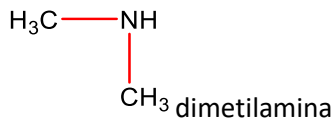
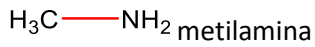
Esta nomenclatura es la más utilizada cuando los radicales son complejos.

- En la nomenclatura *funcional* se nombran los radicales sustituyentes, R, R' y R'', en orden alfabético, con el prefijo multiplicador si fuese necesario, seguidos del sufijo -*amina*. Para indicar claramente cuáles son los sustituyentes de N, se pueden colocar paréntesis al nombre de algunos de los radicales.
- Cuando el grupo -NH₂ no es el grupo principal, y va como sustituyente se nombra con el prefijo *amino*-, siendo un sustituyente más.

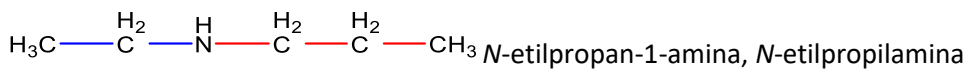
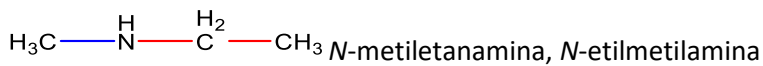
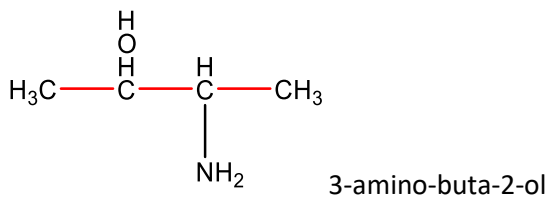
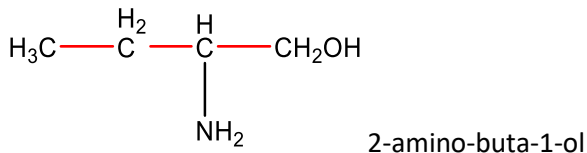
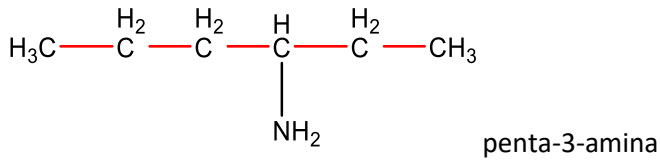
Algunos ejemplos:

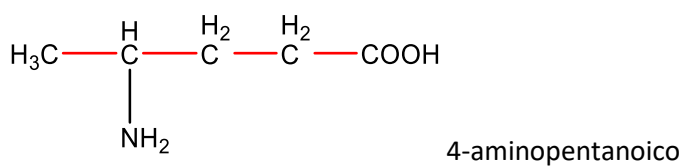
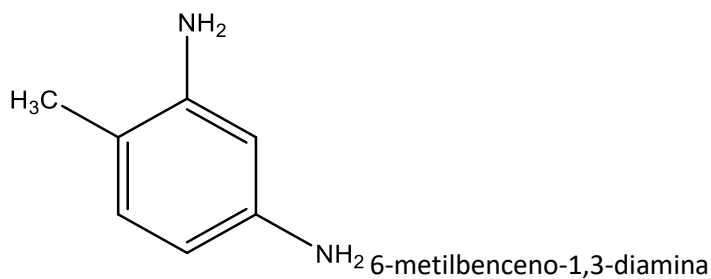
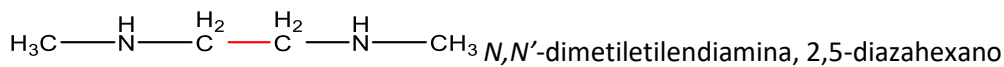
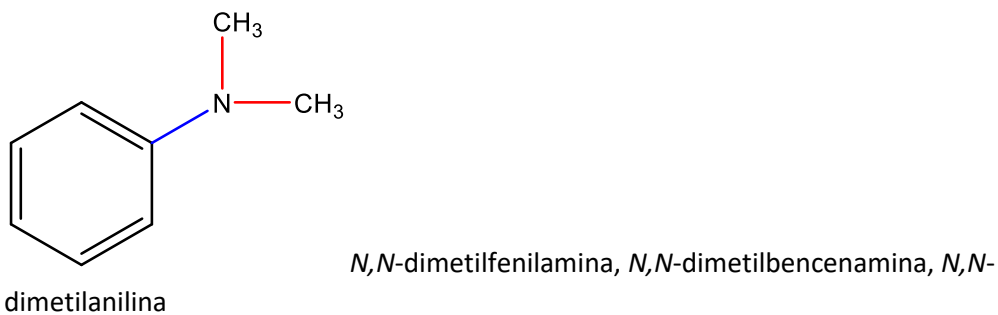
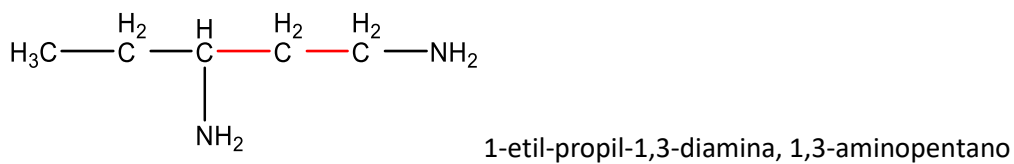
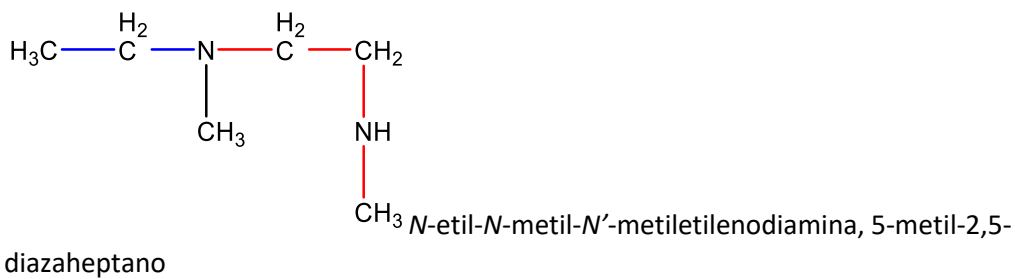
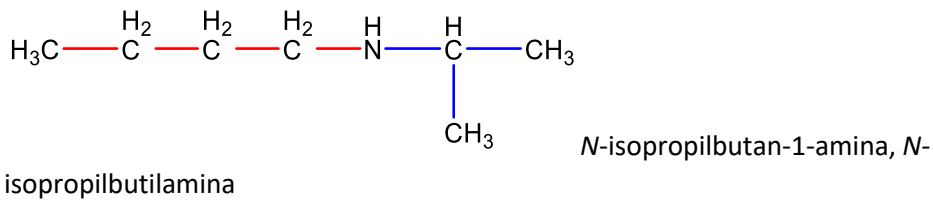
Fórmula	De sustitución	Funcional	Observaciones
$\text{H}_3\text{C}-\text{N}(\text{H})-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	<i>N</i> -metiletanamina, <i>N</i> -metiletilamina	(etil)(metil)amina	En la nomenclatura de sustitución, la cadena principal es la del radical más complejo (etano). En la nomenclatura funcional se nombran los radicales en orden alfabético. Se pueden colocar paréntesis para dar claridad a los sustituyentes.
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{N}(\text{H})-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	<i>N</i> -etilpropan-1-amina, <i>N</i> -etilpropilamina	(etil)(propil)amina	La cadena principal es el radical de 3 átomos de carbono. Obsérvese el uso de los paréntesis para indicar claramente cuáles son los sustituyentes de N.
$\text{H}_3\text{C}-\text{N}(\text{H})-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	<i>N</i> -metilpropan-1-amina, <i>N</i> -metilpropilamina	(metil)(propil)amina	La cadena principal es el radical de 3 átomos de carbono.
$\text{H}_3\text{C}-\text{N}(\text{H})-\text{CH}=\text{CH}_2$	<i>N</i> -metiletenamina, <i>N</i> -metilvinilamina	Metil(vinil)amina	La cadena principal es el radical de 2 átomos de carbono. El radical <i>etenil</i> se nombra frecuentemente como <i>vinil</i> .
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{N}(\text{H})-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$	<i>N</i> -isopropilbutan-1-amina, <i>N</i> -	(butil)isopropilamina	La cadena principal es el radical de 4 átomos de carbono.

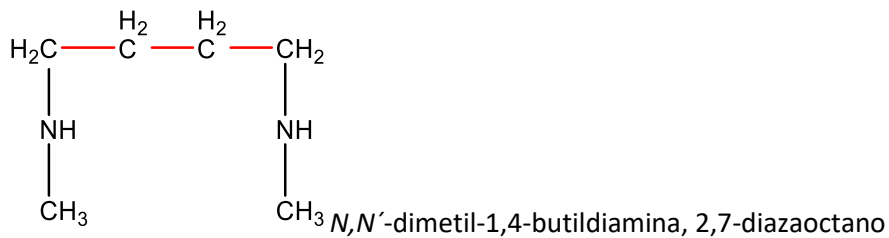
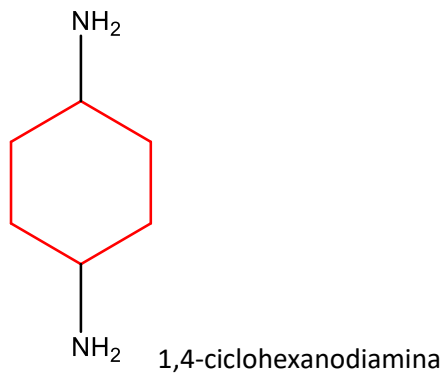
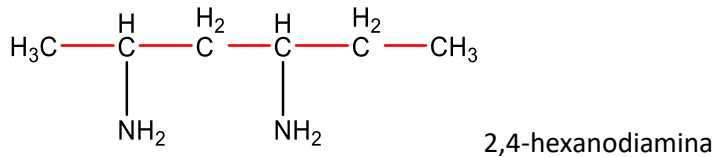
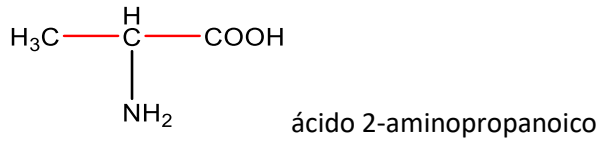
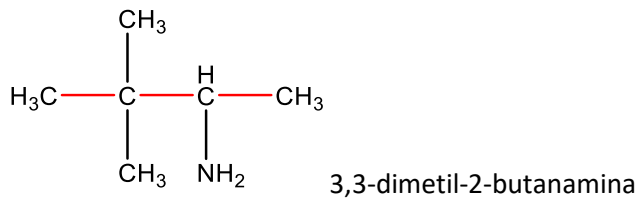
	isopropilbutil amina		En la funcional, los radicales se nombran en orden alfabético.
--	----------------------	--	--



N,N significa que radicales están con nitrógeno y no con carbono. En caso de carbono sería algo como *1-etil-1-metilpentanamina*, es decir con localizadores correspondientes.

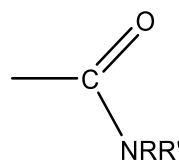
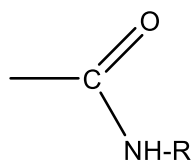
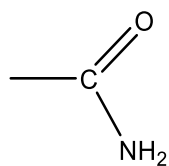






Amidas

Las *amidas* se consideran derivadas de los ácidos carboxílicos, en los que el grupo -OH del grupo carboxilo -COOH es sustituido por el grupo -NH₂, o por el grupo -NHR o el grupo -NRR', dando lugar a las amidas primarias, *N*-sustituidas y *N,N*-sustituidas. Su grupo funcional es:



Amida primaria Amida *N*-sustituida Amida *N,N*-sustituida

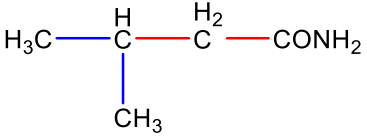
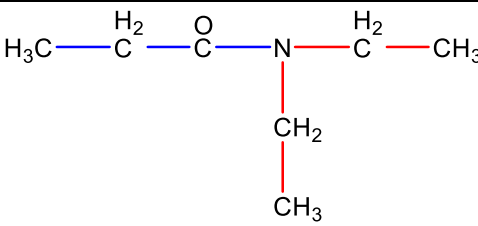
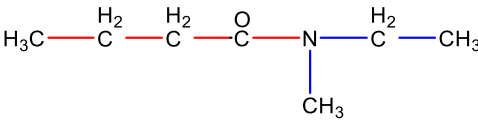
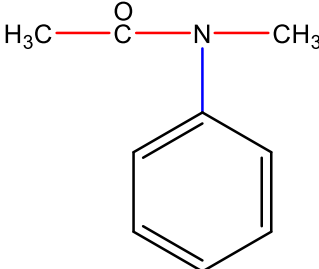
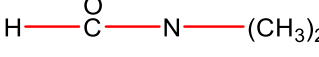
Las amidas se reconocen porque el grupo carbonilo C=O va unido directamente a un átomo de nitrógeno. No deben confundirse con las cetonas, pues éstas no llevan átomo de nitrógeno unido al grupo carbonilo, -CO-.

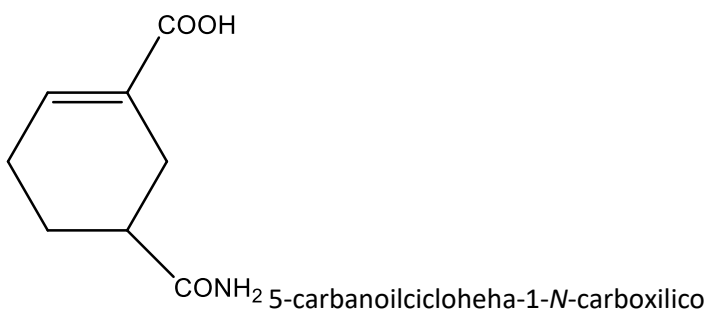
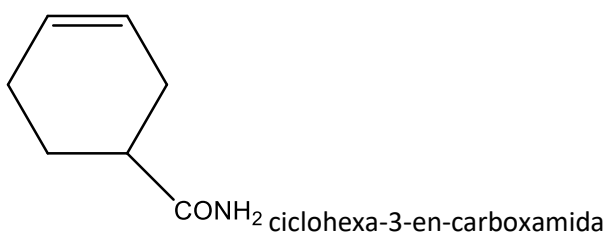
La nomenclatura de las amidas va ligada a la del ácido carboxílico del que provienen. Para nombrar las amidas se tienen en cuenta las siguientes reglas:

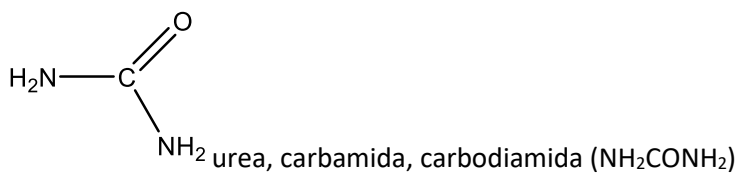
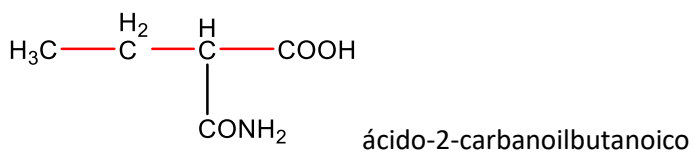
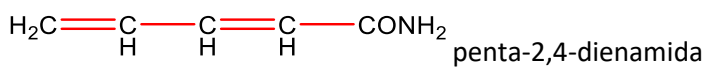
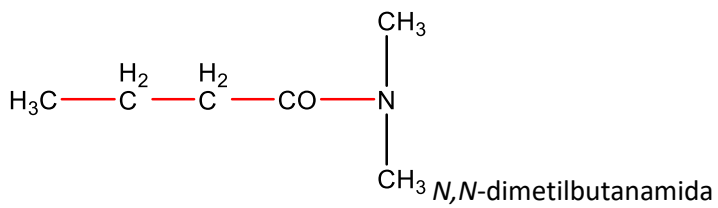
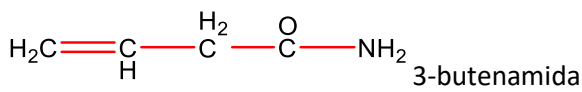
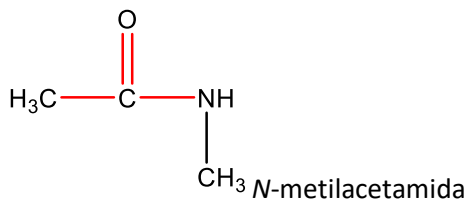
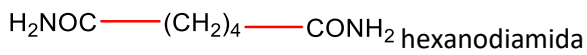
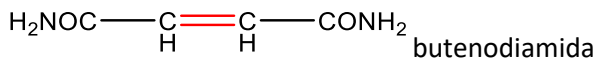
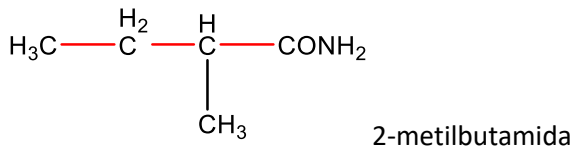
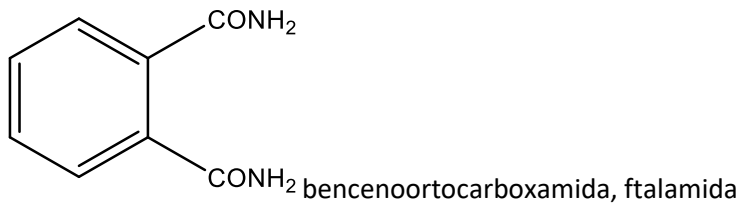
- Las amidas primarias se nombran cambiando la terminación *-oico* o *-ico* del ácido por el sufijo *-amida*. Se trata de un grupo terminal y no hay que indicar el localizador 1.
- Si el grupo -CONH₂ va unido a un anillo, siendo grupo principal, se nombra sustituyendo la terminación *-carboxílico* del ácido por *-carboxamida*.
- En las amidas *N*-sustituidas R-CO-NHR o *N,N*-sustituidas R-CO-NRR' los sustituyentes que reemplazan a los hidrógenos se nombran con el localizador *N*-.
- Cuando el grupo -CONH₂ no es el de mayor prioridad, se nombra con el prefijo *carbamoil*-.
- Algunas amidas tienen nombres comunes o vulgares aceptados por la IUPAC.

Algunos ejemplos:

Fórmula	Nombre	Observaciones
H—CONH ₂	Metanamida, formamida	Proviene del ácido metanoico (fórmico, CH ₂ O ₂), en el que se cambia la terminación <i>-oico</i> por <i>-amida</i> . <i>Formamida</i> es nombre común aceptado.
H ₃ C—CONH ₂	Etanamida, acetamida	Proviene del ácido etanoico (acético, C ₂ H ₄ O ₂), en el que se cambia la terminación <i>-oico</i> por <i>-amida</i> . <i>Acetamida</i> es nombre común aceptado.
H ₃ C—C ^{H₂} —C ^{H₂} —CONH ₂	Butanamida	Proviene del ácido butanoico (C ₄ H ₈ O ₂), en que se le cambia la terminación <i>-oico</i> por <i>-amida</i> .
H ₂ C=C ^H —CONH ₂	Propenamida	Proviene del ácido propenoico (C ₃ H ₆ O ₂), en el que se le cambia la terminación <i>-oico</i> por <i>-amida</i> . No hace falta indicar la posición del doble enlace, ya que no puede ir en otro lugar.

	3-metilbutanamina	El localizador 1 corresponde al grupo -CONH ₂ que tiene prioridad sobre los radicales.
	<i>N,N</i> -dietilpropanamida	Se han sustituido los dos H del grupo -CONH ₂ por dos radicales etilos. Se utiliza el prefijo <i>di-</i> para indicarlo. Se usan los localizadores <i>N,N-</i> para indicar que los dos radicales están unidos al nitrógeno.
	<i>N</i> -etil- <i>N</i> -metilbutanamida	Se usan los localizadores <i>N-</i> delante del nombre de cada radical, que en este caso son diferentes. Los radicales se nombran, como siempre, en orden alfabético.
	<i>N</i> -fenil- <i>N</i> -metiletanamida, <i>N</i> -fenil- <i>N</i> -metilacetamida	Proviene del ácido etanoico (acético, C ₂ H ₄ O ₂), en que se le cambia la terminación - <i>ocio</i> por - <i>amida</i> . Los radicales se nombran en orden alfabético.
	<i>N,N</i> -dimetilmetanamida, <i>N,N</i> -dimetilformamida	Proviene del ácido metanoico (fórmico, CH ₂ O ₂), en el que se cambia la terminación - <i>oico</i> por - <i>amida</i> .





Nitrilos

Los *nitrilos* son compuestos nitrogenados que tienen el grupo funcional $-C\equiv N$. Este grupo irá siempre en un extremo de la cadena y se le asigna el localizador 1, pero no es necesario indicarlo.

En la escritura abreviada se puede suprimir el triple enlace y el nitrilo se escribe R-CN.

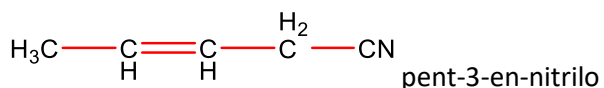
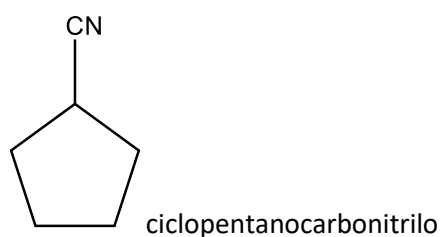
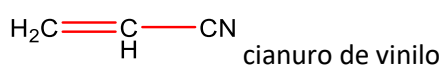
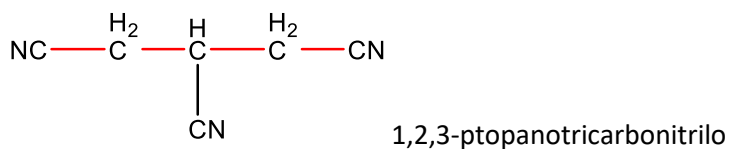
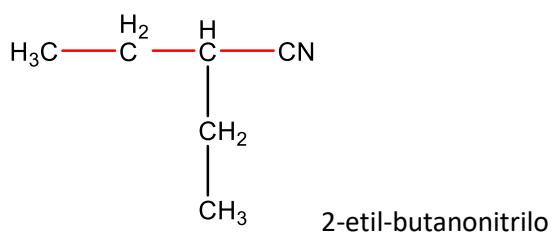
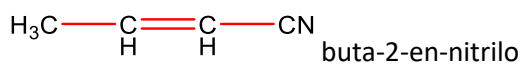
Estos compuestos también se les denominan *cianuros*, considerándose derivados del *ácido cianhídrico*, $H-C\equiv N$.

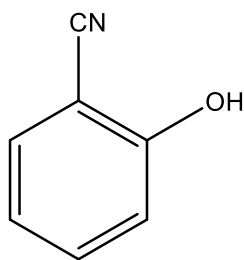
- En la nomenclatura de *sustitución* se añade el sufijo *-nitrilo* al nombre del hidrocarburo correspondiente a la cadena carbonada, en la que el localizador 1 se le asigna al carbono del grupo $-C\equiv N$, aunque no hace falta indicarlo.
- También se puede considerar que el grupo $-CN$ ha sustituido al grupo carboxilo de un ácido y se nombraría cambiando la terminación *-ico* o *-oico* del ácido por la terminación *-nitrilo*.
- Si existen dos grupos $-CN$, uno en cada extremo de la cadena, se nombran añadiendo el sufijo *-dinitrilo*.
- Cuando el grupo $-CN$ está unido a un ciclo o bien el ácido era nombrado con la terminación *-carboxílico*, se nombra con el sufijo *-carbonitrilo*. También se emplea este sufijo cuando hay varios grupos $-CN$.

Esta nomenclatura es la más utilizada. Algunos ejemplos:

Fórmula	De sustitución	Funcional	Observaciones
$H_3C-C\equiv N$	Etanonitrilo, acetoneitrilo	Cianuro de metilo	<i>Acetonitrilo</i> es nombre común que proviene del nombre del ácido acético ($C_2H_4O_2$).
$H_3C-CH_2-C\equiv N$	Propanonitrilo	Cianuro de etilo	En la nomenclatura de sustitución el grupo $-CN$ forma parte de la cadena y se le asigna el localizador 1.
$H_3C-\underset{\begin{array}{c} \\ CH_3 \end{array}}{C}-C\equiv N$	Metilpropanonitrilo	Cianuro de isopropilo, cianuro de 1- metiletilo	En la de sustitución no hace falta indicar el localizador 2 para el metilo, pues no puede ir en otro carbono.
$H_2C=CH-C\equiv N$	Propenonitrilo	Cianuro de vinilo,	No es necesario indicar la posición del

		cianuro de etenilo	doble enlace ya que no puede ir en otro lugar.
$ \begin{array}{ccccccc} & \text{H} & & \text{H}_2 & & \text{H}_2 & \\ & & & & & & \\ \text{H}_3\text{C} & - \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - \text{C} \equiv \text{N} \\ & & & & & & \\ & \text{CH}_3 & & & & & \end{array} $	4-metilpentanonitrilo	Cianuro de 3-metilbutilo	En la de sustitución, el localizador 1 se le asigna al grupo -CN que tiene prioridad sobre los sustituyentes. En estos casos, la nomenclatura de uso más frecuente es la de sustitución.





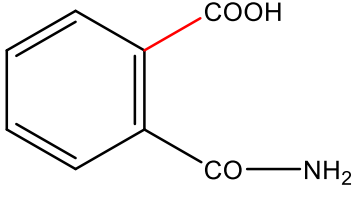
2-hidroxibencenocarbonitrilo

Compuestos polifuncionales

Fórmula	Nombre	Observaciones
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{COOH}$	Ácido 3-oxobutanoico	El grupo ácido -COOH tiene preferencia sobre la acetona. Al grupo ácido se le asigna el localizador 1, pero no es necesario indicarlo. El grupo -CO- cuando es sustituyente se nombra como <i>oxo-</i> .
$\text{HOH}_2\text{C}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\text{CH}_3$	5-hidroxipentan-2-ona	El grupo de las cetonas -CO- tiene preferencia sobre el alcohol y se numera para que tenga el localizador más bajo. El grupo principal es el que le da nombre al compuesto (pentanona). El grupo -OH cuando es sustituyente se nombra como <i>hidroxi-</i> .
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\overset{\text{H}}{\overset{\text{O}}{\text{H}}}{\text{C}}-\text{CH}_3$	3-hidroxibutanona	El grupo de las cetonas -CO- tiene preferencia sobre el alcohol y se numera para que tenga el localizador más bajo. No es necesario decir butan-2-ona, pues el grupo -CO- no puede ir en otra posición.
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{H}}{\overset{\text{O}}{\text{H}}}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{CHO}$	4-hidroxipentanal	El grupo de los aldehídos -CHO tiene preferencia sobre el alcohol y al ir en un carbono terminal se le asigna el localizador 1, pero no es necesario indicarlo.

		El grupo -OH cuando es sustituyente se nombra como <i>hidroxi-</i> .
$\text{H}_2\text{N}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{CHO}$	4-aminobutanal	<p>El grupo de los aldehídos, -CHO, tiene preferencia sobre las aminas, se le asigna el localizador 1.</p> <p>El grupo -NH₂ cuando actúa como sustituyente se nombra como <i>amino-</i>.</p> <p>Hay que tener cuidado de no incluir en la cadena principal el grupo -NH₂ que es un sustituyente y no forma parte de la cadena carbonada, que en este caso tiene 4 átomos de carbono (butanal).</p>
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}=\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{COOH}$	Ácido 3-oxohex-4-enoico	<p>El grupo ácido -COOH tiene preferencia sobre la cetona y se le asigna el localizador 1, pero no es necesario indicarlo.</p> <p>El grupo -CO- cuando va como sustituyente se nombra como <i>oxo-</i>.</p>
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{NH}_2}{\text{C}}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{COOH}$	Ácido 3-aminobutanoico	<p>El grupo ácido -COOH tiene preferencia sobre la amina y se le asigna el localizador 1, pero no es necesario indicarlo.</p> <p>El grupo -NH₂ cuando actúa como sustituyente se nombra como <i>amino-</i>.</p>
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{COOH}$	Ácido 3-hidroxi-5-oxohexanoico	<p>El grupo ácido -COOH tiene preferencia sobre cetonas y alcoholes. Se le asigna el localizador 1, pero no es necesario indicarlo.</p> <p>Los sustituyentes OH- (hidroxi-) y C=O (oxo-) se nombran en orden alfabético.</p>
$\text{OHC}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}=\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}}-\text{CH}_3$	6-hidroxihept-3-enal	<p>El grupo aldehído -CHO tiene preferencia sobre el alcohol y el doble</p>

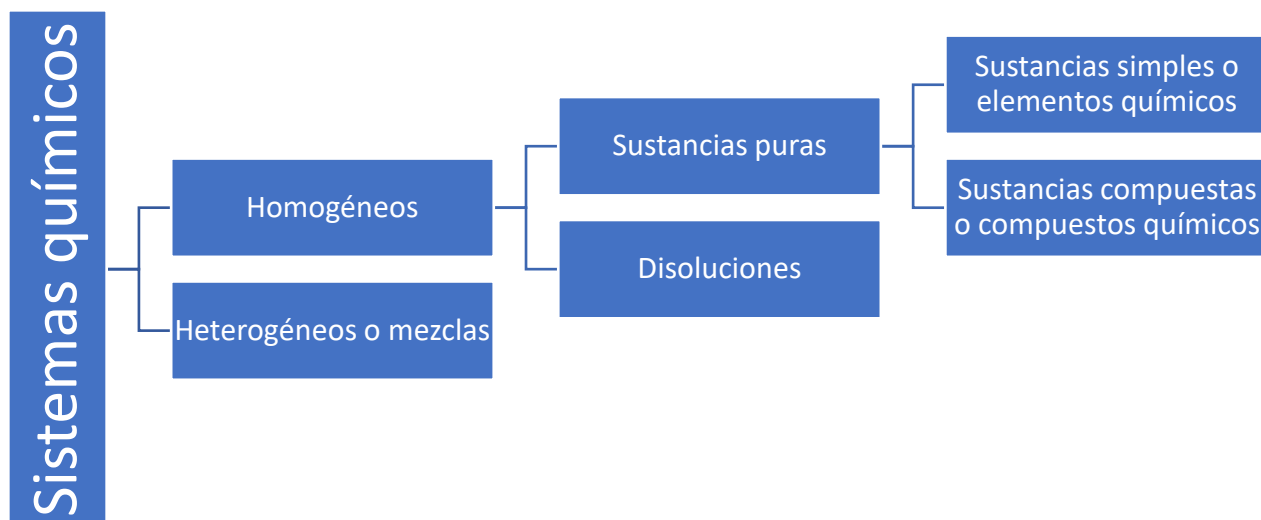
		enlace, se le asigna el localizador 1.
$\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & & & & \text{H} & \\ & & & & & & \\ \text{H}_3\text{C} & - \text{C} & - & \text{C} = & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & & & & \\ & \text{OH} & & \text{H} & \text{H} & & \text{NH}_2 & & & & \end{array}$	6-aminohept-3-en-2-ol	El grupo alcohol, que tiene prioridad sobre la amina y el doble enlace, es el que le dará el nombre al compuesto como función principal. Se numera por la izquierda para que el -OH tenga el localizador más bajo.
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_3\text{C} - \text{C} - \text{COOH} \\ \\ \text{CN} \end{array}$	Ácido 2-cianopropanoico	El grupo ácido tiene prioridad sobre el nitrilo y le da nombre al compuesto como grupo principal. El grupo -CN (-C≡N) cuando es sustituyente se denomina <i>ciano-</i> .
$\begin{array}{ccccccc} & \text{H}_2 & & \text{H}_2 & & \text{O} & & \text{H}_2 & & & \\ & & & & & & & & & & \\ \text{OHC} & - \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{COOH} \\ & 5 & & 4 & & 3 & & 2 & & & 1 \end{array}$	Ácido 5-formil-3-oxopentanoico	El grupo ácido tiene prioridad sobre aldehído y cetona, se le asigna el localizador 1 y dará nombre al compuesto. El grupo -CHO es un sustituyente que va en el carbono 5 y por lo tanto no forma parte de la cadena principal. Hay que tener cuidado para no incluirlo en la cadena principal, que tiene 5 átomos de carbono y no 6. El grupo -CHO cuando es sustituyente se nombra como <i>formil-</i> .
$\begin{array}{ccccccc} & \text{O} & & \text{H}_2 & & \text{O} & & \text{H}_2 & & \text{O} & \\ & & & & & & & & & & \\ \text{H}_3\text{C} & - \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{CH}_3 \\ & 6 & & 5 & & 4 & & 3 & & 2 & & 1 \end{array}$	3,5-dioxohexanoato de metilo	La función éster -COOR tiene prioridad sobre las cetonas y se le asigna el localizador 1, pero no es necesario indicarlo. El grupo cetona -CO- cuando es sustituyente se nombra como <i>oxo-</i> . El prefijo <i>di-</i> indica que hay dos grupos -CO-.

	Ácido 2-carbamoilbenzoico	El grupo ácido -COOH tiene preferencia sobre el de la amida, se le asigna el localizador 1. Se numera en el sentido que se asigne al radical el localizador más bajo. El grupo amida -CONH ₂ cuando es sustituyente se denomina <i>carbamoil-</i> .
---	---------------------------	--

Tema 2. Disoluciones

Sistemas químicos

En esta unidad de trabajo aprenderemos qué es una disolución y las diferentes formas de expresar su concentración. También aprenderemos a preparar las disoluciones y qué material volumétrico debemos utilizar. La exactitud y precisión con que se preparen estas disoluciones, determinará la exactitud y precisión del método analítico que utilicemos, ya que todos los cálculos posteriores dependerán de esta concentración.



Sistemas químicos son porciones de materia que se separan o delimitan de un conjunto para favorecer su estudio experimental. A primera vista podemos diferenciarlos entre **homogéneos** y **heterogéneos**:

1. **Homogéneos** son sistemas de apariencia y propiedades idénticas en los diferentes puntos del sistema estudiado. La composición química se mantiene sea cual sea la porción elegida para el estudio.
2. **Heterogéneos** son sistemas de características variables en función de la porción elegida. También conocidas como **mezclas** y pueden ser descompuestas en sistemas homogéneos más simples aplicando técnicas físicas sencillas:
 - Centrifugación
 - Cristalización
 - Cromatografía
 - Decantación
 - Filtración
 - Separación magnética
 - Tamizado.

En un sistema heterogénea (mezcla) las sustancias que componen la mezcla se diferencian a simple vista las unas de las otras, por ejemplo, sal y virutas de hierro. En un sistema homogénea las sustancias que le componen no están claramente diferenciadas a simple vista, por ejemplo, agua salada o aire.

Sistemas homogéneos

Sistemas homogéneos dependiendo del número de componentes presentes se dividen a:

1. **Sustancias puras**, solo contienen un tipo de sustancia y por tanto una composición fija y determinada. Aquí incluimos:
 - **Sustancias simples** o **elementos químicos**, no se pueden descomponer en sustancias más simples.
 - **Sustancias compuestas** o **compuestos químicos**, se pueden descomponer en sustancias más simples mediante procesos químicos.
2. **Disoluciones**, contienen más de un componente. Estos son los sistemas químicos más utilizados en el área de la química analítica. Presentan dos categorías de propiedades:
 - **Constitutivas** - que dependen de la naturaleza de las partículas disueltas.
 - **Coligativas** - son función únicamente de su **concentración**. Las más notables son el punto de ebullición, el punto de congelación, la presión de vapor y la presión osmótica de la disolución.

Un elemento químico es la sustancia constituida por una sola clase de átomos, por ejemplo, todos los de la tabla periódica. Un compuesto es la sustancia formada por átomos de diferentes elementos en proporción definida y constante, por ejemplo, $NaCl$, $CuSO_4$.

Una disolución se compone de dos o más componentes de composición uniforme, que puede prepararse en una gran variedad de proporciones y los componentes de la cual no pueden distinguirse unos de los otros a simple vista.

Una de las actividades que deberás realizar con frecuencia cuando trabajes en un laboratorio será preparar disoluciones.

Disoluciones binarias

Disoluciones binarias destacan por su simplicidad y utilización. Solo contienen dos componentes:

1. **Soluto**, es la fase dispersa.
2. **Disolvente**, es la fase dispersante.

No siempre está claro cuál es el soluto y cuál el disolvente, así que utilizaremos los siguientes criterios:

- Si las dos sustancias presentan diferentes estados físicos, se considerará disolvente a la sustancia que esté en el mismo estado físico que la disolución resultante.
- Cuando ambas sustancias están en el mismo estado físico, el disolvente será el que se encuentre en mayor proporción en la disolución.

El soluto es la sustancia que se disuelve o dispersa en otra sustancia que es el disolvente. En el caso de disolución *sólido-líquido*, por ejemplo, azúcar en agua, está claro que el soluto es el azúcar. En disolución *líquido-líquido*, por ejemplo, alcohol en agua, se suele tomar como

disolvente el que se encuentra en mayor proporción. Disolvente es el medio de dispersión y se encuentra en mayor cantidad. Soluto es el componente que se disuelve en un medio y se encuentra en menor cantidad.

La disolución es la suma de soluto y disolvente:

$$D = s + d$$

Concentración

Concentración (C) es la relación entre la cantidad de soluto presente y la cantidad de disolvente o disolución.

La forma más habitual de mostrar la concentración es mediante la relación entre el soluto y la disolución ($\frac{s}{D}$), es decir, entre una parte y el total. Sin embargo, para determinados estudios resulta más conveniente estudiar la concentración como la relación entre las partes de la disolución ($\frac{s}{d}$):

$$C = \frac{s}{D}, C = \frac{s}{d}$$

Donde:

- s - soluto,
- d - disolvente,
- D - disolución.

Concentración es la cantidad de soluto disuelto en una cantidad determinada de disolvente o disolución.

Solubilidad

Solubilidad (S) es la cantidad máxima de soluto que se puede disolver hasta completar una determinada cantidad de disolución.

Esta depende de tres factores: la **naturaleza** de soluto y disolvente, la **temperatura** y la **presión**:

- **Disoluciones de sólidos en líquidos:** normalmente la presión ambiental no afecta, pero sí lo hace la temperatura. Como regla podemos decir que aumenta la solubilidad con temperatura.
- **Disoluciones de gases en líquidos:** de manera general un aumento de la presión hace aumentar extraordinariamente la solubilidad (Ley de Henry) y un aumento de temperatura la disminuye.

	Solubilidad	
	Sólidos en líquidos	Gases en líquidos

Temperatura	↑	↓
Preción	-	↑

Para la mayoría de sustancias sólidas, la solubilidad aumenta con la temperatura. En el caso de los gases, su solubilidad en líquidos disminuye al aumentar la temperatura. Un vaso de agua con gas bien fría, va desprendiendo burbujas a medida que va adquiriendo la temperatura ambiente. La solubilidad del gas va disminuyendo con la temperatura y por lo tanto se desprende de la disolución.

Debes tener claro que la cantidad de soluto que admite una disolución dependerá de su solubilidad y que ésta depende de la temperatura.

Clasificación de las disoluciones

Aunque las formas más habituales de disoluciones sean las sólido-líquido y líquido-líquido, recuerda que tanto el soluto como el disolvente se pueden encontrar en cualquier estado físico (sólido, líquido o gas). Podemos clasificarlas según el **estado físico**:

Soluto	Disolvente		
	Sólido	Líquido	Gas
Sólido	<i>C</i> en <i>Fe</i> (acero), aleaciones	Azúcar en agua	<i>I</i> ₂ en aire (partículas en aire)
Líquido	<i>Hg</i> en <i>Au</i> (amalgama)	Etilenglicol en agua (anticongelante)	Agua (vapor) en aire (niebla)
Gas	<i>H</i> ₂ en <i>Pd</i>	<i>O</i> ₂ en agua	<i>O</i> ₂ en <i>N</i> ₂ (aire)

Según las **dimensiones del soluto**:

- **Dispersiones** - son aquellas que podrían llegar en ocasiones a ser observables a simple vista, como en el caso de las conocidas suspensiones. Mediante una adecuada filtración seleccionando el tamaño del poro sería posible la separación de las partículas más grandes de soluto y la obtención de un filtrado limpio. Por ejemplo, agua turbia de un río. Partículas > 0.1µm.
- **Coloides** - en este caso no es posible diferenciar las partículas presentes a simple vista pero si mediante el efecto Tyndall, es decir son capaces de dispersar la luz. Partículas de 1 y 100 µm.

Tipos de coloides			
Soluto (fase dispersa)	Disolvente (fase dispersante)	Denominación	Ejemplos
Sólido	Sólido	Sol sólido	Polímeros pigmentados, aleaciones
Sólido	Líquido	Soles y geles	Pinturas, batidos de leche con cacao

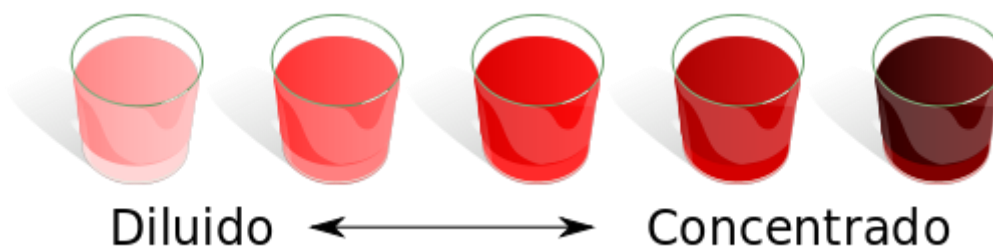
Sólido	Gas	Aerosol sólido	Humo
Líquido	Sólido	Emulsión sólida	Mantequillas, jaleas
Líquido	Líquido	Emulsión	Leche, mayonesa
Líquido	Gas	Aerosol líquido	Niebla, nubes
Gas	Sólido	Espuma sólida	Espuma de poliestireno, goma
Gas	Líquido	Espuma	Espuma de afeitar, espuma de cerveza

Formas de expresar la concentración

Debes tener presente, que al preparar una disolución, puedes añadir el soluto en diferente proporción. En cada disolución, no sólo hay que identificar los componentes, sino también en que proporción se encuentran.

Formas cualitativas

Para estudios cualitativos es suficiente tener una idea aproximada de la concentración y se acude a términos descriptivos y generales. Así es como nos referimos a disoluciones **diluidas** y **concentradas**. Cuando la cantidad de soluto es pequeña, la disolución será diluida. Si el disolvente contiene mucho soluto, la disolución será concentrada.



Puede resultar de interés también relacionar el valor de concentración con la solubilidad, y así podemos distinguir disoluciones:

- **Saturadas:** presentan la máxima solubilidad del soluto en las condiciones de trabajo. Es un equilibrio dinámico, la adición de más soluto supondría la formación de un precipitado correspondiente a la sustancia no disuelta.
- **Insaturadas** (no saturadas): cuando aún es posible disolver más cantidad de soluto.
- **Sobresaturadas:** si en algún momento la cantidad de soluto es superior a la prevista por la solubilidad. Son necesariamente inestables y pueden existir durante un tiempo mientras se forma la forma sólida que al final precipitará. Se usan para procesos de cristalización.

Disolución saturada es aquella en que, a una temperatura determinada, ya no se disuelve más soluto. Para cada temperatura y volumen de disolvente, una disolución saturada contiene una determinada cantidad de soluto, que representa su solubilidad.

Por ejemplo, a una $T=20^{\circ}\text{C}$, $S_{\text{NaCl}}=36$ g de sal/100 ml de agua. Ésto quiere decir que a 20°C , 36 g de sal es el máximo que se disuelve en 100 ml de agua.

Si la solubilidad del cloruro de potasio (KCl) es:

1. $T=20^{\circ}C$, $S_{KCl}=32$ g/100 mL
2. $T=40^{\circ}C$, $S_{KCl}=38$ g/100 mL

A $40^{\circ}C$, disolviendo 38 g de KCl en 100 ml de agua obtendríamos una disolución saturada. Si esta misma disolución la enfriamos a $20^{\circ}C$, la disolución se habrá vuelto sobresaturada, ya que la máxima cantidad de soluto que admite a $20^{\circ}C$ es 32 g y no 38 g.

Disolución sobresaturada es aquella que contiene más soluto, que le corresponde a su solubilidad, y por lo tanto el soluto ya no se dispersa.

Se pueden preparar una gran variedad de disoluciones insaturadas, es decir, que pueden admitir más o menos soluto. Siguiendo con el ejemplo anterior del KCl , a una temperatura de $20^{\circ}C$, se pueden preparar una gran variedad de disoluciones de diferente concentración desde la primera partícula de KCl y hasta llegar a los 32 g.

Formas cuantitativas

En laboratorio se puede expresar la concentración de las disoluciones de distintas maneras, pero lo que siempre nos indicarán estas expresiones es la relación que existe entre las cantidades de soluto y de disolvente que hay en ellas. En los siguientes apartados podrás aprender cómo se expresa la concentración de las disoluciones, todas ellas se utilizan en el trabajo diario de laboratorio.

Formas **cuantitativas** de expresar la concentración:

- En porcentaje
 - Tanto por ciento peso-peso (en peso, $\% \frac{p}{p}$)
 - Tanto por ciento volumen-volumen (en volumen, $\% \frac{v}{v}$)
 - Tanto por ciento peso-volumen ($\% \frac{p}{v}$)
- En gramos por litro (C)
- En partes por millón (ppm)
- Molaridad (M)
- Molalidad (m)
- Fracción molar (X)
- Normalidad (N)

En porcentaje es una manera muy intuitiva y práctica y relaciona las partes de soluto por cada 100 partes de disolución. Esta relación puede ser $\% \frac{p}{p}$, $\% \frac{v}{v}$ y $\% \frac{p}{v}$.

Tanto por ciento peso-peso (en peso)

Si puedes preparar tanto el soluto como el disolvente pesándolos en una balanza, la forma más fácil de expresar su concentración es mediante la concentración el tanto por ciento en peso.

El **tanto por ciento en peso** expresa los gramos de soluto contenidos en 100 gramos de disolución. Tanto el soluto como el disolvente se preparan por peso. Es una unidad de concentración adimensional:

$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s \text{ g}}{m_D \text{ g}} \times 100$$

Los fabricantes a menudo *no indican* las unidades en las que viene referido el porcentaje y debe entenderse que todos estos casos corresponden a relaciones en peso.

Tanto por ciento volumen-volumen (en volumen)

Si por el contrario, tanto el soluto como el disolvente se preparan con material volumétrico, la forma más cómoda de expresar su concentración es el tanto por ciento en volumen.

El **tanto por ciento en volumen** expresa los mililitros de soluto contenidos en 100 mililitros de disolución. Tanto el soluto como el disolvente son líquidos y se preparan con material volumétrico. Igual que el tanto por ciento en peso es una unidad adimensional:

$$\% \frac{v}{v} = \frac{V_s \text{ ml}}{V_D \text{ ml}} \times 100$$

Prácticamente su único uso es para expresar el **grado alcohólico** de las bebidas. En este caso el grado alcohólico corresponde a mililitros de alcohol etílico (etanol, C_2H_5OH) por 100 ml de bebida. Así, un vino de 14° contiene 14 ml de alcohol en 100 ml de la disolución.

A diferencia del peso-peso, la concentración esa puede variar con la **temperatura** debido a la posibilidad de la variación del volumen del soluto y la disolución con la temperatura.

Tanto por ciento peso-volumen

En el caso, de que el soluto sea sólido y se prepare por pesada y el disolvente se añada con un material volumétrico, se puede utilizar la concentración peso-volumen.

El **tanto por ciento peso-volumen** expresa los gramos de soluto contenidos en 100 mililitros de disolución. El soluto es sólido y el disolvente líquido:

$$\% \frac{p}{v} = \frac{m_s \text{ g}}{V_D \text{ ml}} \times 100$$

Aunque se expresa en tanto por ciento, en este caso tiene unidad $\frac{g}{ml}$. Si *no* multiplicar por 100, obtenemos la concentración en $\frac{g}{100 \text{ ml}}$.

Es de los más habituales en laboratorio, son solutos sólidos pesados en balanza y disolventes líquidos controlando el volumen mediante un matraz aforado.

Es muy utilizada para determinar la calidad de muchos productos alimentarios, como la **acidez de vinagre** expresado en grados: 1° corresponde a la concentración de 1 g de ácido acético (ácido etanoico, $C_2H_4O_2$) por cada 100 ml de vinagre.

A diferencia del peso-peso, la concentración puede variar con la **temperatura** debido a la posibilidad de la variación del volumen de la disolución con la temperatura.

15 g de cloruro de sodio ($NaCl$) se disuelven en 60 g de agua. Calcular la concentración de la sal en peso.

$$m_D g = m_s g + m_a g = 15 + 60 = 75 g$$
$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s g}{m_D g} \times 100 = \frac{15}{75} \times 100 = 20\% NaCl$$

Calcule el porcentaje en peso de una disolución de sulfato de cobre ($CuSO_4$) en agua si contiene 25 g de soluto y 300 g de disolución.

$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s g}{m_D g} \times 100 = \frac{25}{300} \times 100 = 8,3\% CuSO_4$$

Sabemos que en tanto por cientos en peso de yoduro potasico (KI) en una disolución es de 2%. ¿Cuánto yoduro potasico está disuelto en 25 g de disolución?

$$\left. \begin{array}{l} 100 g D \rightarrow 2 g KI \\ 25 g D \rightarrow x g KI \end{array} \right\} x = \frac{25 \times 2}{100} = 0,5 g KI$$

Calcule porcentaje en peso de una disolución de sulfato de cobre ($CuSO_4$) en agua si contiene 25 g de soluto en 300 g de disolvente.

$$m_D g = m_s g + m_a g = 25 + 300 = 325 g$$
$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s g}{m_D g} \times 100 = \frac{25 \times 100}{325} = 7,7\% CuSO_4$$

Calcule porcentaje en peso si disolvemos 5 g de nitrato de potasio (KNO_3) hasta 200 ml con agua.

$$1 ml H_2O \equiv 1 g H_2O$$
$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s g}{m_D g} \times 100 = \frac{5 \times 100}{200} = 2,5\% KNO_3$$

Calcule la masa de agua que debería ser añadido a 10 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) para obtener una solución de 4% en peso. ¿Cuántos gramos de glucosa abra disueltos en 25 ml de la disolución anterior?

Calculamos la masa de disolución:

$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s g}{m_D g} \times 100 \rightarrow m_D g = \frac{m_s g}{\% \frac{p}{p}} \times 100 = \frac{10}{4} \times 100 = 250 g$$

Calculamos la masa de agua:

$$m_d g = m_D g - m_s g = 250 - 10 = 240 g H_2O$$

Calculamos la masa de glucosa:

$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s g}{m_D g} \times 100 \rightarrow m_s C_6H_{12}O_6 = \frac{\% \frac{p}{p} \times m_D}{100} = \frac{4 \times 25}{100} = 1 g$$

Determina que solución es más concentrada: ¿que tiene un 15% en masa de soluto o que tiene 50 g de soluto disuelto en 350 ml de agua?

Calculamos la masa de segunda disolución:

$$m_D g = m_s g + m_d g = 50 + 350 = 400 g$$

Calculamos la concentración en masa de segunda disolución:

$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s g}{m_D g} \times 100 = \frac{50}{400} \times 100 = 12,5\%$$

La primera disolución está más concentrada.

¿Que porcentaje en volumen tendrá una disolución obtenida disolviendo 80 ml de metanol (CH_4O) en 800 ml de agua destilada?

$$V_D ml = V_s ml + V_d ml = 80 + 800 = 880 ml$$

$$\% \frac{v}{v} = \frac{V_s ml}{V_D ml} \times 100 = \frac{80}{880} \times 100 = 9,1\% CH_4O$$

En la etiqueta de una botella de vino de 75 cl ponen 12°. ¿Qué cantidad de etanol (C_2H_5OH) contiene la botella de vino?

$$\% \frac{v}{v} = 12\% \rightarrow \left. \begin{array}{l} 100 cl D \rightarrow 12 cl C_2H_5OH \\ 75 cl D \rightarrow x cl C_2H_5OH \end{array} \right\} x = \frac{75 \times 12}{100} = 9 cl C_2H_5OH$$

Indica el volumen de vinagre (ácido acético, CH_3COOH) que tienes que disolver en agua para preparar 250 ml de una disolución al 25%.

$$\left. \begin{array}{l} 100 ml D \rightarrow 25 ml CH_3COOH \\ 250 ml D \rightarrow x ml CH_3COOH \end{array} \right\} x = \frac{250 \times 25}{100} = 62,5 ml CH_3COOH$$

En un vaso se añaden 250 g de alcohol etílico (C_2H_5OH) junto con 2 g de yodo (I) que se desuelve completamente. Calcular la concentración en % de masa. ¿Cuántos gramos de

disolución tenemos que coger para que al evaporar el alcohol quedan 0,5 g de yodo? Si tomamos 50 g de disolución, ¿cuántos gramos de yodo quedan si vaporamos el alcohol?

$$m_D g = m_s g + m_d g = 2 + 250 = 252 g$$

$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s g}{m_D g} \times 100 = \frac{2}{252} \times 100 = 0,8\% C_2H_5OH$$

$$\left. \begin{array}{l} 252 g D \rightarrow 2 g I \\ x g D \rightarrow 0,5 g I \end{array} \right\} x = \frac{252 \times 0,5}{2} = 63 g D$$

$$\left. \begin{array}{l} 252 g D \rightarrow 2 g I \\ 50 g D \rightarrow x g I \end{array} \right\} x = \frac{50 \times 2}{252} = 0,4 g I$$

Para medir la concentración de oro (Au) se usa la unidad quilate: 1 quilate=1/24, es decir que 24 g de aleación contienen 1 g de oro puro. ¿Qué % en peso corresponde una aleación de 1 quilate? ¿Qué % en peso contendrá una aleación de 18 quilates? ¿De 24 quilates? ¿Qué cantidad de oro posee un lingote de oro de 18 quilates y 4 kg de masa?

$$(24 g D \rightarrow 1 g Au) \rightarrow \% \frac{p}{p} = \frac{m_s g}{m_D g} \times 100 = \frac{1}{24} \times 100 = 4,17\%$$

$$(24 g D \rightarrow 18 g Au) \rightarrow \% \frac{p}{p} = \frac{m_s g}{m_D g} \times 100 = \frac{18}{24} \times 100 = 75\%$$

$$(24 g D \rightarrow 24 g Au) \rightarrow \% \frac{p}{p} = 100\%$$

$$\left. \begin{array}{l} 24 g D \rightarrow 18 g Au \\ 4000 g D \rightarrow x g Au \end{array} \right\} x = \frac{4000 \times 18}{24} = 3000 g Au$$

Habitualmente en joyerías se vende oro desde 18 (más caro) hasta 9 (más barato) quilates.

El ácido clorídrico (HCl) de laboratorio se encuentra disuelto en agua a una concentración de 35% de masa. Si tengo un recipiente de 1,5 kg de disolución, ¿cuánta cantidad de ácido clorídrico contendrá? ¿Qué cantidad de disolución debo coger para que contenga 6 g de ácido clorídrico puro?

$$\left. \begin{array}{l} 100 g D \rightarrow 35 g HCl \\ 1500 g D \rightarrow x g HCl \end{array} \right\} x = \frac{1500 \times 35}{100} = 525 g HCl$$

$$\left. \begin{array}{l} 100 g D \rightarrow 35 g HCl \\ x g D \rightarrow 6 g HCl \end{array} \right\} x = \frac{100 \times 6}{35} = 17,14 g HCl$$

Gramos por litro, C

Los **gramos por litro** expresan los gramos de soluto contenidos en 1 litro de disolución. El soluto es sólido y el disolvente líquido:

$$C \frac{g}{L} = \frac{m_s g}{V_D L}$$

No son más que 10 veces el $\% \frac{p}{v}$. Se puede expresar como:

$$C \frac{g}{L} = 10 \left(\% \frac{p}{v} \right)$$

Para conocer la nueva concentración de una disolución, se puede utilizar la fórmula:

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

donde el producto $V_1 \times C_1$ corresponde al **número de moles** de la solución inicial y $V_2 \times C_2$ indica el **numero de moles** de la solución final. La expresión indica, por lo tanto, que el número de moles iniciales es igual al número de moles finales.

Tenemos 20 ml de una disolución de alcohol etílico (C_2H_5OH) de 40% en volumen (a 40°) y deluimos añadiendo 60 ml de agua. ¿Qué es la nueva concentración?

$$V_2 = 20 + 60 = 80 \text{ ml D}$$

$$V_1 C_1 = V_2 C_2 \rightarrow C_2 = \frac{V_1 C_1}{V_2} = \frac{20 \times 40}{80} = 10\%$$

Tomamos 5 g de cloruro sodico ($NaCl$) y añadimos agua hasta 250 ml. ¿Cual será la concentración en g/L?

$$C_{NaCl} = \frac{m_s \text{ g}}{V_D \text{ L}} = \frac{5}{0,25} = 20 \frac{g}{L}$$

Calcular concentración en g/L de una disolución disolviendo 25 g de soluto en 100 ml de disolución.

$$C \frac{g}{L} = \frac{m_s \text{ g}}{V_D \text{ L}} = \frac{25}{0,1} = 250 \frac{g}{L}$$

Calcular la masa de soluto necesario para preparar 500 ml de una disolución de asucar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) cuya concentración será 5 g/L.

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L D} \rightarrow 5 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11} \\ 0,5 \text{ L D} \rightarrow x \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11} \end{array} \right\} x = \frac{0,5 \times 5}{1} = 2,5 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}$$

Deseamos preparar una solución de sulfato de hierro ($FeSO_4$) 300 ml de una concentración 12 g/L. ¿Cuánta cantidad de sulfato de hierro necesitamos?

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L D} \rightarrow 12 \text{ g } FeSO_4 \\ 0,3 \text{ L D} \rightarrow x \text{ g } FeSO_4 \end{array} \right\} x = \frac{0,3 \times 12}{1} = 3,6 \text{ g } FeSO_4$$

Para cocinar un caldo de pescado necesito añadir 16 g de sal común ($NaCl$) a 2 L de caldo. ¿Cuál será concentración de sal en g/L? ¿Qué cantidad de sal se contendrán 150 ml de caldo?

$$C_{NaCl} = \frac{m_s \text{ g}}{V_D \text{ L}} = \frac{16}{2} = 8 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L D} \rightarrow 8 \text{ g NaCl} \\ 0,15 \text{ L D} \rightarrow x \text{ g NaCl} \end{array} \right\} x = \frac{8 \times 0,15}{1} = 1,2 \text{ g NaCl}$$

En la etiqueta de una bebida alcoholica leemos: 3,5% alc. ¿Qué significa este? Si botella contiene 700 ml, ¿qué cantidad de alcohol contiene?

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ ml D} \rightarrow 3,5 \text{ ml C}_2\text{H}_5\text{OH} \\ 700 \text{ ml D} \rightarrow x \text{ ml C}_2\text{H}_5\text{OH} \end{array} \right\} x = \frac{700 \times 3,5}{100} = 24,5 \text{ ml C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

Partes por millón (ppm)

Los **partes por millón** son los gramos de soluto por cada 1000000 ml de disolución. Lo que es más habitual, los mg de soluto por cada 1 L de disolución o mg/kg si el disolvente es sólido:

$$ppm \frac{p}{v} = \frac{m_s \text{ mg}}{V_D \text{ L}}; ppm \frac{p}{p} = \frac{m_s \text{ mg}}{m_D \text{ kg}}$$

Por ejemplo, 1 ppm=1 mg/L, 12 ppm=12 mg/L, etc. También correspondería a $\frac{ml}{m^3} \rightarrow \frac{v}{v}$:

$$ppm \frac{v}{v} = \frac{V_s \text{ ml}}{V_D \text{ m}^3}$$

Es la forma de expresar muy común y se usan para concentraciones muy diluidas. Se usa para expresar relación de gases, por ejemplo, para agentes químicos en la atmósfera.

Se definen otras expresiones como:

- *ppb* - partes por billón: 1ppb=1 $\mu\text{g/L}$ = 10^{-6} g/L
- *ppt* - partes por trillón: 1ppt=1 ng/L= 10^{-9} g/L

En etiqueta de un paquete de suelo se dice que es “disolución de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en agua, concentración 55 g/L”. ¿Cuál es disolvente y cuál es el soluto? Ponemos a un plato 50 cm^3 de disolución. Si dejamos que se vapora todo el agua, ¿qué cantidad de glucosa se queda en plato? Un enfermo necesita tomar 40 g de glucosa cada hora, ¿qué volumen de suelo le deben inyectar cada hora?

El soluto sera la glucosa y el disolvente será el agua porque agua se encuentra en lo mismo estado fisico que la disolución final.

$$\left. \begin{array}{l} 1000 \text{ ml D} \rightarrow 55 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \\ 50 \text{ ml D} \rightarrow x \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \end{array} \right\} x = \frac{50 \times 55}{1000} = 2,75 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$\left. \begin{array}{l} 1000 \text{ ml D} \rightarrow 55 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \\ x \text{ ml D} \rightarrow 40 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \end{array} \right\} x = \frac{1000 \times 40}{55} = 727,27 \text{ cm}^3 \text{ D}$$

En anotación de un medicamento contra resfriado leemos la siguiente composición: 40 mg de trimetoprima, 200 mg de sulfametoxazol, 5 mg de sacarina sodica por cada 5 ml de disolución. Calcular la concentración de cada un componente en g/L y ppm.

$$C \text{ trimetoprima} = \frac{m_d \text{ g}}{V_D \text{ L}} = \frac{0,04}{0,005} = 8 \frac{\text{g}}{\text{L}} = 8000 \frac{\text{mg}}{\text{L}} \equiv 8000 \text{ ppm}$$

$$C \text{ sulfametoxazol} = \frac{m_d \text{ g}}{V_D \text{ L}} = \frac{0,2}{0,005} = 40 \frac{\text{g}}{\text{L}} = 40000 \frac{\text{mg}}{\text{L}} \equiv 40000 \text{ ppm}$$

$$C \text{ sacarina sodica} = \frac{m_d \text{ g}}{V_D \text{ L}} = \frac{0,005}{0,005} = 1 \frac{\text{g}}{\text{L}} = 1000 \frac{\text{mg}}{\text{L}} \equiv 1000 \text{ ppm}$$

Tenemos la tabla de concentración de sales en una botella de agua de 1 L. ¿Cuánta cantidad de esas sales contiene la botella de 750 cm³ de agua?

Sal	Ppm (mg/L)
Sodio (Na)	21
Magnesio (Mg)	32
Potasio (K)	64
Bicarbonato (HCO ₃ ⁻)	255

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L D} \rightarrow 21 \text{ mg Na} \\ 0,75 \text{ L D} \rightarrow x \text{ mg Na} \end{array} \right\} x = 21 \times 0,75 = 15,75 \text{ mg Na}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L D} \rightarrow 32 \text{ mg Mg} \\ 0,75 \text{ L D} \rightarrow x \text{ mg Mg} \end{array} \right\} x = 32 \times 0,75 = 24 \text{ mg Mg}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L D} \rightarrow 64 \text{ mg K} \\ 0,75 \text{ L D} \rightarrow x \text{ mg K} \end{array} \right\} x = 64 \times 0,75 = 48 \text{ mg K}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L D} \rightarrow 255 \text{ mg HCO}_3^- \\ 0,75 \text{ L D} \rightarrow x \text{ mg HCO}_3^- \end{array} \right\} x = 255 \times 0,75 = 191,25 \text{ mg HCO}_3^-$$

Hemos preparado una disolución de cloruro de cobre (CuCl₂) disolviendo 12 g de cloruro en 98 g de agua. De forma que una vez completamente disuelto, ocupa un volumen de 100 cm³. Calcule la concentración en % en peso y g/L. ¿Cuánto cloruro se queda si vaporamos toda el agua que hay en una alícuota de 10 cm³?

$$m_D \text{ g} = m_s \text{ g} + m_d \text{ g} = 12 + 98 = 110 \text{ g}$$

$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s \text{ g}}{m_D \text{ g}} \times 100 = \frac{12}{110} \times 100 = 10,9\% \text{ CuCl}_2$$

$$C \text{ CuCl}_2 = \frac{m_s \text{ g}}{V_D \text{ L}} = \frac{12}{0,1} = 120 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1000 \text{ ml } D \rightarrow 120 \text{ g } CuCl_2 \\ 10 \text{ ml } D \rightarrow x \text{ g } CuCl_2 \end{array} \right\} x = \frac{120 \times 10}{1000} = 1,2 \text{ g } CuCl_2$$

Queremos preparar 250 cm³ de disolución de sal común (NaCl) en agua con una concentración de 5 g/L. ¿Qué cantidad de sal necesitamos?

$$C \frac{g}{L} = \frac{m_s g}{V_D L} \rightarrow m_s \text{ NaCl} = C \frac{g}{L} \times V_D L = 5 \times 0,25 = 1,25 \text{ g}$$

Calcular, ¿qué volumen de aceite debemos disolver en 600 ml de gasolina para lograr a una concentración de 15% en volumen?

En la disolución final serán 15% de aceite y 85% de gasolina:

$$\left. \begin{array}{l} 600 \text{ ml } \textit{gasolina} \rightarrow 85\% D \\ x \text{ ml } \textit{aceite} \rightarrow 15\% D \end{array} \right\} x = \frac{600 \times 15}{85} = 105,9 \text{ ml } \textit{aceite}$$

Una disolución de sal común (NaCl) en agua tiene una concentración de 20% en peso y una densidad de 1,15 g/cm³. Calcular la concentración en g/L.

$$1 \text{ ml } D = 1,15 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ L } D = 1150 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g } D \rightarrow 20 \text{ g } NaCl \\ 1150 \text{ g } D \rightarrow x \text{ g } NaCl \end{array} \right\} x = \frac{1150 \times 20}{100} = 230 \frac{g}{L} NaCl$$

Una disolución de yodo (I) en alcohol etílico (C₂H₅OH) tiene una concentración de 5% en peso y una densidad de 0,95 g/ml. Calcular la concentración en g/L.

$$1 \text{ ml } D = 0,95 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ L } D = 950 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g } D \rightarrow 5 \text{ g } I \\ 950 \text{ g } D \rightarrow x \text{ g } I \end{array} \right\} x = \frac{950 \times 5}{100} = 47,5 \frac{g}{L} I$$

Juntamos en lo mismo recipiente 50 ml de una disolución de sal común (NaCl) en agua con una concentración de 20 g/L y 100 ml de otra disolución de sal común con una concentración de 30 g/L. Calcular la concentración final de disolución.

Calculamos la cantidad de sal en cada disolución y en la disolución final:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L } D \rightarrow 20 \text{ g } NaCl \\ 0,05 \text{ L } D \rightarrow x \text{ g } NaCl \end{array} \right\} x = 0,05 \times 20 = 1 \text{ g } NaCl$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L } D \rightarrow 30 \text{ g } NaCl \\ 0,1 \text{ L } D \rightarrow x \text{ g } NaCl \end{array} \right\} x = 0,1 \times 30 = 3 \text{ g } NaCl$$

Sabiendo la cantidad final de sal (4 g) en volumen final de disolución (150 ml), calculamos la concentración final:

$$\left. \begin{array}{l} 0,15 \text{ L D} \rightarrow 4 \text{ g NaCl} \\ 1 \text{ L D} \rightarrow x \text{ g NaCl} \end{array} \right\} x = \frac{1 \times 4}{0,15} = 26,6 \frac{\text{g}}{\text{L}} \text{ NaCl}$$

Molaridad, M

La **molaridad (concentración molar, M)** se define como el número de moles de soluto presentes en 1 litro de disolución. La unidad se expresa como mol/L:

$$M \frac{\text{moles}}{\text{L}} = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D \text{ L}}$$

Molaridad (M) es la manera más **recomendada** por la IUPAC para expresar la concentración. Los moles se calculan con la siguiente fórmula:

$$n \text{ moles} = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

Masa molar (masa de un mol, g/mol) y **masa molecular** (peso de una molécula, uma) tienen los mismos valores numéricos.

1 mol de cualquier sustancia siempre contiene N_A partículas (constante de Amedeo Avogadro):

$$N_A = 6,022 \times 10^{23}$$

Masa de estas partículas es **masa molar** (M_m). Partículas de diferentes elementos pesan diferente (tienen masa molecular diferente), por eso elementos y compuestos tienen diferente masa molar. El término masa molar es más moderno y recomendado.

Masa puede ser calculada sabiendo la **densidad** (δ) de sustancia que habitualmente se presenta en la etiqueta. Esa fórmula se usa frecuentemente para pasar entre masa y volumen, es decir entre gramos y mililitros:

$$\delta \frac{\text{g}}{\text{ml}} = \frac{m \text{ g}}{V \text{ ml}}$$

Aunque usen el mismo símbolo, no confundir ya que presentan diferentes unidades:

- molaridad ($M \frac{\text{mol}}{\text{L}}$);
- masa molar ($M \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ o $M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}$).

Molaridad está relacionado con concentración con siguiente manera:

$$M \frac{\text{moles}}{\text{L}} = \frac{C \frac{\text{g}}{\text{L}}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

Tenemos ácido clorídrico (HCl) de 35% en volumen y de densidad 1,18 g/ml. Calcular la concentración de 29 ml de ácido en 1 L de disolución y su molaridad.

Calculamos la concentración en 1 L de disolución:

$$V_1 = 29 \text{ ml}, C_1 = 35\%, V_2 = 1000 \text{ ml}$$

$$V_1 C_1 = V_2 C_2 \rightarrow C_2 = \frac{V_1 C_1}{V_2} = \frac{29 \times 35}{1000} = 1,015\% \text{ HCl}$$

Calculamos el volumen de ácido clorídrico puro en 1 L de disolución:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L D} \rightarrow 100\% \text{ HCl} \\ x \text{ L D} \rightarrow 1,015\% \text{ HCl} \end{array} \right\} x = \frac{1 \times 1,015}{100} = 0,01015 \text{ L HCl}$$

Calculamos la masa de ácido clorídrico puro en 1 L de disolución:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L HCl} \rightarrow 1180 \text{ g} \\ 0,01015 \text{ L HCl} \rightarrow x \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{0,01015 \times 1180}{1} = 11,977 \text{ g HCl}$$

Calculamos la cantidad de moles de ácido clorídrico en 1 L de disolución:

$$M_m \text{ HCl} = 36,45 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n \text{ HCl} = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{11,977}{36,45} = 0,3286 \text{ moles}$$

$$M \text{ HCl} = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D \text{ L}} = \frac{0,3286}{1} = 0,3286 \text{ M}$$

Disponemos de una solución de concentración comercial de ácido sulfúrico (H_2SO_4). Su etiqueta indica la concentración de 98% y una densidad de 1,84 g/ml. Calcular la concentración de ácido puro en un litro de disolución.

Calculamos la masa de 1 L de disolución:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ ml D} \rightarrow 1,84 \text{ g D} \\ 1000 \text{ ml D} \rightarrow x \text{ g D} \end{array} \right\} x = \frac{1000 \times 1,84}{1} = 1840 \text{ g D}$$

Calculamos la concentración en 1 L de disolución:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g D} \rightarrow 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \\ 1840 \text{ g D} \rightarrow x \text{ g H}_2\text{SO}_4 \end{array} \right\} x = \frac{1840 \times 98}{100} = 1803,2 \frac{\text{g}}{\text{L}} \text{ H}_2\text{SO}_4$$

Se disuelven 127 g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en agua hasta un volumen de 1,35 L de disolución. Calcula la molaridad.

Calculamos la cantidad de moles que proporcionan 127 g de etanol:

$$M_m \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_s \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} = \frac{m_s \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{127}{46} = 2,7609 \text{ moles}$$

$$M \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D \text{ L}} = \frac{2,7609}{1,35} = 2,0451 \text{ M}$$

Calcula, cuantos gramos de sal común ($NaCl$) son necesarios para preparar 250 ml de una disolución 2 M.

$$M \frac{\text{moles}}{L} = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D L} \rightarrow n_s NaCl = M \frac{\text{moles}}{L} \times V_s L = 2 \times 0,25 = 0,5 \text{ moles}$$
$$M_m NaCl = 58,44 \frac{g}{mol}$$
$$n \text{ moles} = \frac{m g}{M_m \frac{g}{mol}} \rightarrow m NaCl = n \text{ moles} \times M_m \frac{g}{mol} = 0,5 \times 58,44 = 29,22 g$$

Calcula, cuantos litros de una disolución 6 M de hidróxido de sodio ($NaOH$) son necesarios para proporcionar 400 g de soluto.

Calculamos los moles que proporcionan 400 g de soluto:

$$M_m NaOH = 39,99 \frac{g}{mol}$$
$$n NaOH = \frac{m g}{M_m \frac{g}{mol}} = \frac{400}{39,99} = 10 \text{ moles}$$
$$M \frac{\text{moles}}{L} = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D L} \rightarrow V_D L = \frac{n_s \text{ moles}}{M \frac{\text{moles}}{L}} = \frac{10}{6} = 1,67 L$$

Calcula la concentración en mol/L de una disolución que contiene 7,2 g/L de glucosa ($C_6H_{12}O_6$).

Calculamos cantidad de moles de glucosa en 1 L de disolución:

$$M_m C_6H_{12}O_6 = 180,06 \frac{g}{mol}$$
$$n C_6H_{12}O_6 = \frac{m g}{M_m \frac{g}{mol}} = \frac{7,2}{180,06} = 0,04 \text{ moles} \equiv 0,04 M$$

¿Qué masa de sal común ($NaCl$) contiene 200 ml de una disolución 2 M?

Calculamos la cantidad de moles de sal en 200 ml de disolución

$$M \frac{\text{moles}}{L} = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D L} \rightarrow n_s NaCl = M \frac{\text{moles}}{L} \times V_s L = 2 \times 0,2 = 0,4 \text{ moles}$$

Calculamos la masa de sal:

$$M_m NaCl = 58,44 \frac{g}{mol}$$
$$n \text{ moles} = \frac{m g}{M_m \frac{g}{mol}} \rightarrow m NaCl = n \text{ moles} \times M_m \frac{g}{mol} = 0,4 \times 58,44 = 23,37 g$$

Se desuelve 60 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) hasta un volumen de 300 ml. Calcula la concentración en g/L y en mol/L.

$$C_{H_2SO_4} = \frac{m_s \text{ g}}{V_D \text{ L}} = \frac{60}{0,3} = 200 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Calculamos la cantidad de moles de ácido sulfúrico que proporcionan 60 gramos:

$$M_m H_2SO_4 = 98,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$
$$n_{H_2SO_4} = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{60}{98,07} = 0,6118 \text{ moles}$$
$$M_{H_2SO_4} = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D \text{ L}} = \frac{0,6118}{0,3} = 2,0394 \text{ M}$$

Calcula la molaridad de una disolución de cloruro de calcio ($CaCl_2$) al 18% sabiendo que su densidad es 1,6 g/ml.

Calculamos masa de 1 L de disolución:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ ml } D \rightarrow 1,6 \text{ g} \\ 1000 \text{ ml } D \rightarrow x \text{ g} \end{array} \right\} x = 1,6 \times 1000 = 1600 \text{ g } D$$

Calculamos la masa de cloruro de calcio en 1 L de disolución:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g } D \rightarrow 18 \text{ g } CaCl_2 \\ 1600 \text{ g } D \rightarrow x \text{ g } CaCl_2 \end{array} \right\} x = \frac{1600 \times 18}{100} = 288 \text{ g } CaCl_2$$

Calculamos la cantidad de moles en 1 L de disolución:

$$M_m CaCl_2 = 110,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$
$$n_{CaCl_2} = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{288}{110,98} = 2,5951 \text{ moles} = 2,5951 \text{ M}$$

Calcula la molaridad de una solución de bromuro de potasio (KBr) al 14% si su densidad es 1,1 kg/L.

Calculamos la masa de 1 L de disolución:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ ml } D \rightarrow 1,1 \text{ g} \\ 1000 \text{ ml } D \rightarrow x \text{ g} \end{array} \right\} x = 1,1 \times 1000 = 1100 \text{ g } D$$

Calculamos la masa de bromuro de potasio en 1 L de disolución:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g } D \rightarrow 14 \text{ g } KBr \\ 1100 \text{ g } D \rightarrow x \text{ g } KBr \end{array} \right\} x = \frac{1100 \times 14}{100} = 154 \text{ g } KBr$$

Calculamos la cantidad de moles en 1 L de disolución:

$$M_m \text{ KBr} = 119 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n \text{ KBr} = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{154}{119} = 1,29 \text{ moles} \equiv 1,29 \text{ M}$$

Tenemos una disolución de azúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en agua de concentración desconocida. Tomamos con una pipeta 10 ml de esa disolución. Dejamos que se vapore el disolvente y obrenemos 0,65 g de azúcar. ¿Qué concentración tenía esa disolución?

$$\left. \begin{array}{l} 10 \text{ ml D} \rightarrow 0,65 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \\ 1000 \text{ ml D} \rightarrow x \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \end{array} \right\} x = \frac{0,65 \times 1000}{10} = 65 \frac{\text{g}}{\text{L}} \text{ C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$$

Si partimos una disolución de ácido clorídrico (HCl) comercial al 36% en peso y $1,18 \text{ g/cm}^3$ de densidad, calcule, ¿qué volumen necesito para obtener 1 mol de soluto? ¿Qué volumen necesito para obren 10 g de soluto?

Pasamos 1 mol a los gramos:

$$M_m \text{ HCl} = 36,45 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n \text{ moles} = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \rightarrow m \text{ HCl} = n \text{ moles} \times M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1 \times 36,45 = 36,45 \text{ g}$$

Calculamos la masa de disolución que contiene 1 mol de soluto:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g D} \rightarrow 36 \text{ g HCl} \\ x \text{ g D} \rightarrow 36,45 \text{ g HCl} \end{array} \right\} x = \frac{36,45 \times 100}{36} = 101,25 \text{ g HCl}$$

Pasamos los gramos a mililitros:

$$\delta \frac{\text{g}}{\text{ml}} = \frac{m \text{ g}}{V \text{ ml}} \rightarrow V \text{ HCl} = \frac{m \text{ g}}{\delta \frac{\text{g}}{\text{ml}}} = \frac{101,25}{1,18} = 85,80 \text{ ml}$$

Calculamos la masa de disolución que contiene 10 g de soluto:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g D} \rightarrow 36 \text{ g HCl} \\ x \text{ g D} \rightarrow 10 \text{ g HCl} \end{array} \right\} x = \frac{10 \times 100}{36} = 27,78 \text{ g HCl}$$

Pasamos los gramos a mililitros:

$$\delta \frac{\text{g}}{\text{ml}} = \frac{m \text{ g}}{V \text{ ml}} \rightarrow V \text{ ml} = \frac{m \text{ g}}{\delta \frac{\text{g}}{\text{ml}}} = \frac{27,78}{1,18} = 23,54 \text{ ml HCl}$$

Molalidad, m

La **molalidad** (m) se define como el número de moles de soluto presentes por cada kilo de disolvente:

$$m \frac{\text{moles}}{\text{kg}} = \frac{n_s \text{ moles}}{m_d \text{ kg}}$$

Molalidad (m) establece una relación entre soluto y *disolvente*.

No confundir su símbolo con el de masa que son conceptos diferentes y sus unidades también:

- m – molalidad, moles/kg
- m – masa, g

Fracción molar, X

La **fracción molar** (X) son los moles de cada componente que forma parte de la disolución dividido por los moles totales. Es una unidad adimensional:

$$X_s = \frac{n_s \text{ moles}}{n_D \text{ moles}}; X_d = \frac{n_d \text{ moles}}{n_D \text{ moles}}$$

Corresponde a la fracción, en tanto por uno, entre los moles de soluto y de disolución o de disolvente y de disolución.

Su uso está limitado a unos casos particulares como el estudio de la mezcla de gases (Ley de Dalton). Puede demostrarse fácilmente que para un sistema homogéneo constituido por n componentes la suma de todas las fracciones molares individuales corresponde con la unidad:

$$n_{total} \text{ moles} = n_a + n_b + \dots + n_n$$

$$X_a = \frac{n_a}{n_{total}}; X_b = \frac{n_b}{n_{total}}; X_n = \frac{n_n}{n_{total}}$$

$$X_a + X_b + \dots + X_n = \sum X = 1$$

Se mezclan 5 g de cloruro de hidrógeno (HCl) con 35 g de agua formándose una disolución cuya densidad es $1,06 \text{ g/cm}^3$. Calcule % en peso, g/L, molaridad, molalidad y fracción molar.

$$m_D \text{ g} = m_s \text{ g} + m_d \text{ g} = 5 + 35 = 40 \text{ g}$$

$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s \text{ g}}{m_D \text{ g}} \times 100 = \frac{5}{40} \times 100 = 12,5\% HCl$$

Calculamos la masa de 1 L de disolución:

$$1 \text{ L D} \equiv 1060 \text{ g}$$

Calculamos la masa de cloruro de hidrógeno en 1 L de disolución, es decir, la concentración en g/L:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g D} \rightarrow 12,5 \text{ g HCl} \\ 1060 \text{ g D} \rightarrow x \text{ g HCl} \end{array} \right\} x = \frac{12,5 \times 1060}{100} = 132,5 \frac{\text{g}}{\text{L}} HCl$$

Calculamos moles de soluto en 1 L de disolución:

$$M_m \text{ HCl} = 36,45 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n \text{ HCl} = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{132,5}{36,45} = 3,6351 \text{ moles}$$

Calculamos la masa de disolvente:

$$m_d \text{ g} = m_D \text{ g} - m_s \text{ g} = 1060 - 132,5 = 927,5 \text{ g} = 0,93 \text{ kg H}_2\text{O}$$

$$m \frac{\text{moles}}{\text{kg}} = \frac{n_s \text{ moles}}{m_d \text{ kg}} = \frac{3,6351}{0,93} = 3,9087 \frac{\text{moles}}{\text{kg}}$$

Calculamos moles de disolvente en 1 L de disolución:

$$M_m \text{ H}_2\text{O} = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n \text{ H}_2\text{O} = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{927,5}{18} = 51,5278 \text{ moles}$$

Calculamos moles total de disolución:

$$n_{total} \text{ moles} = n_s \text{ moles} + n_d \text{ moles} = 51,5278 + 3,6351 = 55,1629 \text{ moles}$$

Calculamos fracciones molares:

$$X_s = \frac{n_s \text{ moles}}{n_{total} \text{ moles}} = \frac{3,6351}{55,1629} = 0,0659; X_d = \frac{n_d \text{ moles}}{n_{total} \text{ moles}} = \frac{51,5278}{55,1629} = 0,9341$$

$$X_s + X_d = 0,0659 + 0,9341 = 1$$

Tenemos una disolución de sulfato de cobre (II) (CuSO_4) en agua de concentración 15 g/L. Si su densidad es 1,1 g/cm³, calcule su concentración en % en peso.

Calculamos la masa de 1 L de disolución:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ ml D} \rightarrow 1,1 \text{ g} \\ 1000 \text{ ml D} \rightarrow x \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{1000 \times 1,1}{1} = 1100 \text{ g D}$$

Calculamos la concentración en peso:

$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s \text{ g}}{m_D \text{ g}} \times 100 = \frac{15}{1100} \times 100 = 1,3637\% \text{ CuSO}_4$$

Se disuelve 20 g de hidróxido sodico (NaOH) en 560 g de agua. Calcule % en peso y molalidad.

$$m_D \text{ g} = m_s \text{ g} + m_d \text{ g} = 20 + 560 = 580 \text{ g}$$

$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s \text{ g}}{m_D \text{ g}} \times 100 = \frac{20}{580} \times 100 = 3,4483\% \text{ NaOH}$$

Calculamos los moles que proporcionan 20 gramos de hidróxido sodico:

$$M_m \text{ NaOH} = 39,99 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_s \text{ NaOH} = \frac{m_s \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{20}{39,99} = 0,5001 \text{ moles}$$

$$m \text{ NaOH} = \frac{n_s \text{ moles}}{m_d \text{ kg}} = \frac{0,5001}{0,56} = 0,8931 \text{ moles}$$

Partimos 500 cm³ de disolución de cloruro de potasio (KCl) en agua a una concentración de 35 g/L. Si añadimos 250 cm³ de agua, ¿cuál será la nueva concentración?

Calculamos la cantidad de cloruro de potasio en 0,5 L de disolución:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L D} \rightarrow 35 \text{ g KCl} \\ 0,5 \text{ L D} \rightarrow x \text{ g KCl} \end{array} \right\} x = 0,5 \times 35 = 17,5 \text{ g KCl}$$

Calculamos el volumen de disolución final:

$$V_D \text{ L} = 0,5 + 0,25 = 0,75 \text{ L}$$

Calculamos la concentración final:

$$\left. \begin{array}{l} 0,75 \text{ L D} \rightarrow 17,5 \text{ g KCl} \\ 1 \text{ L D} \rightarrow x \text{ g KCl} \end{array} \right\} x = \frac{1 \times 17,5}{0,75} = 23,3333 \frac{\text{g}}{\text{L}} \text{ KCl}$$

¿Qué cantidad de glucosa (C₆H₁₂O₆) se necesita para preparar 100 ml de disolución de 0,2 M?

Calculamos la cantidad de moles de glucosa en 100ml:

$$M \frac{\text{moles}}{\text{L}} = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D \text{ L}} \rightarrow n_s \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = M \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times V_D \text{ L} = 0,2 \times 0,1 = 0,02 \text{ moles}$$

Calculamos la masa de glucosa:

$$M_m \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180,18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n \text{ moles} = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \rightarrow m \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = n \text{ moles} \times M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,02 \times 180,18 = 3,6036 \text{ g}$$

Se dispone a un ácido nítrico (HNO₃) comercial a 96,73% en pesos y una densidad de 1,5 g/ml.

¿Cuántos ml de ácido necesitaré para preparar 0,2 L de disolución 1,5 M?

$$M \frac{\text{moles}}{\text{L}} = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D \text{ L}} \rightarrow n_s \text{ HNO}_3 = M \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times V_D \text{ L} = 1,5 \times 0,2 = 0,3 \text{ moles}$$

Calculamos la cantidad de ácido nítrico puro:

$$M_m \text{ HNO}_3 = 63,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n \text{ moles} = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \rightarrow m \text{ HNO}_3 \text{ puro} = n \text{ moles} \times M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,3 \times 63,02 = 18,906 \text{ g}$$

Calculamos la masa de disolución:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g D} \rightarrow 96,73 \text{ g HNO}_3 \\ x \text{ g D} \rightarrow 18,906 \text{ g HNO}_3 \end{array} \right\} x = \frac{100 \times 18,906}{96,73} = 19,5451 \text{ g D}$$

Pasamos gramos a mililitros:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ ml D} \rightarrow 1,5 \text{ g} \\ x \text{ ml D} \rightarrow 19,5451 \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{1 \times 19,5451}{1,5} = 13,03 \text{ ml D}$$

¿Cómo prepararías 0,5 L de disolución 0,1M de ácido clorídrico (HCl) si disponemos de una solución concentrada de 36% y una densidad de 1,19 g/ml?

$$M \frac{\text{moles}}{\text{L}} = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D \text{ L}} \rightarrow n_s \text{ HCl} = M \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times V_D \text{ L} = 0,1 \times 0,5 = 0,05 \text{ moles}$$

Calculamos gramos de ácido clorídrico puro:

$$M_m \text{ HCl} = 36,46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n \text{ moles} = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \rightarrow m \text{ g} = n \text{ moles} \times M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,05 \times 36,46 = 1,823 \text{ g HCl puro}$$

Calculamos la masa de disolución:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g D} \rightarrow 36 \text{ g HCl} \\ x \text{ g D} \rightarrow 1,823 \text{ g HCl} \end{array} \right\} x = \frac{100 \times 1,823}{36} = 5,0639 \text{ g D}$$

Pasamos gramos a mililitros:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ ml D} \rightarrow 1,19 \text{ g} \\ x \text{ ml D} \rightarrow 5,0639 \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{1 \times 5,0639}{1,19} = 4,2554 \text{ ml D}$$

Se disuelve el agua 30,5 g de cloruro amónico (NH₄Cl) hasta obtener 0,5 L de disolución. Sabiendo que la densidad de la misma es 1027 kg/m³, calcula %p/p, molaridad, molalidad y fracciones molares.

Calculamos la masa de disolución:

$$\delta \frac{\text{g}}{\text{ml}} = \frac{m \text{ g}}{V \text{ ml}} \rightarrow m \text{ D} = \delta \frac{\text{g}}{\text{ml}} \times V \text{ ml} = 1,027 \times 500 = 513,5 \text{ g}$$

$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s \text{ g}}{m_D \text{ g}} \times 100 = \frac{30,5 \times 100}{513,5} = 5,9396\% \text{ NH}_4\text{Cl}$$

Calculamos moles de cloruro amónico:

$$M_m \text{ NH}_4\text{Cl} = 53,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{NH_4Cl} = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{30,5}{53,5} = 0,57 \text{ moles}$$

$$M_{NH_4Cl} = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D \text{ L}} = \frac{0,57}{0,5} = 1,14 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Calculamos la masa de disolvente:

$$m_d \text{ kg} = m_D \text{ kg} - m_s \text{ kg} = 0,5135 - 0,0305 = 0,483 \text{ kg } H_2O$$

$$m \frac{\text{moles}}{\text{kg}} = \frac{n_s \text{ moles}}{m_d \text{ kg}} = \frac{0,57}{0,483} = 1,1801 \frac{\text{moles}}{\text{kg}}$$

Calculamos moles de disolvente:

$$M_m H_2O = 18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{H_2O} = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{483,3}{18,02} = 26,8202 \text{ moles}$$

Calculamos moles de disolución:

$$n \text{ moles} = n_s \text{ moles} + n_d \text{ moles} = 0,57 + 26,8202 = 27,3902 \text{ moles}$$

$$X_s = \frac{n_s \text{ moles}}{n_D \text{ moles}} = \frac{0,57}{27,3902} = 0,0208$$

$$X_d = 1 - X_s = 1 - 0,0208 = 0,9792$$

Normalidad, N

La **normalidad** (N) es el número de equivalentes-gramos (eq-g) de soluto presentes por cada litro de disolución. La unidad se expresa como eq-g/L:

$$N \frac{\text{eq-g}}{\text{L}} = \frac{\text{eq-g}}{V_D \text{ L}}$$

Para poder realizar el cálculo del número de equivalentes-gramos, es necesario definir el **peso equivalente** que se mide en g/equivalente. El peso equivalente (P_{eq}) corresponde a la masa molar (M_m) dividida por el **número de equivalentes por mol**, que dependerá del tipo de reacción:

- En el caso de las reacciones **ácido-base** se toma el número de protones (H^+) o hidroxilos (OH^-) que participan en la reacción:

HCl	1 mol=1equivalente
H₂SO₄	1 mol=2equivalentes
H₃PO₄	1 mol=3 equivalentes
NaOH	1 mol=1equivalente
Ca(OH)₂	1 mol=2equivalentes
Al(OH)₃	1 mol=3equivalentes.
- En el caso de las reacciones de **oxidación-reducción** se toma el número de electrones que se ganan o pierden durante la reacción.

3. En el caso de las **sales** se toma la carga iónica del catión:
- | | |
|---------------------------|----------------------|
| Na Cl | 1 mol=1equivalente |
| Ca Cl ₂ | 1 mol=2equivalentes |
| Al Cl ₃ | 1 mol=3equivalentes. |

El número de equivalentes por mol equivale a valencia del elemento:

$$\frac{eq}{mol} \equiv valencia$$

$$P_{eq} \frac{g}{eq} = \frac{M_m \frac{g}{mol}}{\frac{eq}{mol}} \equiv \frac{M_m \frac{g}{mol}}{valencia}$$

Por ejemplo, calcular peso equivalente del ácido clorhídrico, *HCl*. Como el clorídrico tiene un sólo protón y sabiendo que su peso molecular es de 36,45 g/mol, entonces:

$$P_{eq} HCl = \frac{M_m \frac{g}{mol}}{\frac{eq}{mol}} = \frac{36,45}{1} = 36,45 \frac{g}{eq}$$

En el caso del hidróxido de magnesio, *Mg(OH)₂*, éste tiene dos hidroxilos, por tanto:

$$P_{eq} Mg(OH)_2 = \frac{M_m \frac{g}{mol}}{\frac{eq}{mol}} = \frac{58,33}{2} = 29,165 \frac{g}{eq}$$

Equivalentes-gramos se calculan con la siguiente manera:

$$eq-g = \frac{m g}{P_{eq} \frac{g}{eq}}$$

La normalidad (*N*) está relacionada con la molaridad (*M*) con siguiente manera:

$$N = \frac{eq-g}{V} = \frac{m}{P_{eq}} \times \frac{1}{V} = \frac{m}{1} \times \frac{eq}{M_m} \times \frac{1}{V}$$

Donde:

$$\frac{m}{M_m} = n \rightarrow \frac{n}{V} = M$$

De esta manera:

$$N = eq \times M \equiv valencia \times M$$

La IUPAC recomienda su progresiva eliminación ya que la normalidad puede ser sustituida en muchos casos por la molaridad. A pesar de ello su amplia utilización en la industria, libros de texto y procedimientos oficiales de análisis recomiendan su conocimiento aunque no su difusión. También verás que en muchas etiquetas de reactivos comerciales sigue apareciendo junto a la molaridad.

El uso de la *N* simplifica en ocasiones los cálculos analíticos pero presenta como gran inconveniente que su valor no solo depende de la disolución preparada, sino que también de la reacción en la que participa la sustancia, lo cual a menudo lleva a confusión.

Calcular peso equivalente de nitrato de potasio (KNO_3), fluoruro de bario (BaF_2), hidróxido de aluminio $Al(OH)_3$ y ácido sulfúrico (H_2SO_4).

$$P_{eq} KNO_3 = \frac{M_m \frac{g}{mol}}{\frac{eq}{mol}} = \frac{39,10 + 14,01 + 16 \times 3}{1} = 101,11 \frac{g}{eq}$$

$$P_{eq} BaF_2 = \frac{M_m \frac{g}{mol}}{\frac{eq}{mol}} = \frac{137,33 + 19 \times 2}{2} = 87,665 \frac{g}{eq}$$

$$P_{eq} Al(OH)_2 = \frac{M_m \frac{g}{mol}}{\frac{eq}{mol}} = \frac{26,98 + (16 + 1,01) \times 3}{3} = 26,0033 \frac{g}{eq}$$

$$P_{eq} H_2SO_4 = \frac{M_m \frac{g}{mol}}{\frac{eq}{mol}} = \frac{1,01 \times 2 + 32,07 + 16 \times 4}{2} = 48,54 \frac{g}{eq}$$

Tenemos 100 g de cada una sustancia. Calcular equivalentes-gramos.

$$eq-g KNO_3 = \frac{m \ g}{P_{eq} \frac{g}{eq}} = \frac{100}{101,11} = 0,989 \text{ equivalentes}$$

$$eq-g BaF_2 = \frac{m \ g}{P_{eq} \frac{g}{eq}} = \frac{100}{87,665} = 1,1407 \text{ equivalentes}$$

$$eq-g Al(OH)_2 = \frac{m \ g}{P_{eq} \frac{g}{eq}} = \frac{100}{26,0033} = 3,8457 \text{ equivalentes}$$

$$eq-g H_2SO_4 = \frac{m \ g}{P_{eq} \frac{g}{eq}} = \frac{100}{48,54} = 2,0602 \text{ equivalentes}$$

Supongamos que tenemos un volumen de 250 ml. ¿Cuál sería la normalidad de estos soluciones?

$$N KNO_3 = \frac{eq-g}{V_D \ L} = \frac{0,989}{0,25} = 3,956 \frac{eq-g}{L}$$

$$N BaF_2 = \frac{eq-g}{V_D \ L} = \frac{1,1407}{0,25} = 4,5628 \frac{eq-g}{L}$$

$$N Al(OH)_2 = \frac{eq-g}{V_D \ L} = \frac{3,8457}{0,25} = 15,3828 \frac{eq-g}{L}$$

$$N H_2SO_4 = \frac{eq-g}{V_D \ L} = \frac{2,0602}{0,25} = 8,2408 \frac{eq-g}{L}$$

¿Cuál es normalidad del ácido fosfórico (H_3PO_4) cuya etiqueta dice 35% en peso y densidad 1,38 g/ml?

$$N \frac{eq-g}{L} = \frac{eq-g}{V_D L}; eq-g = \frac{m g}{P_{eq} \frac{g}{eq}}; P_{eq} \frac{g}{eq} = \frac{M_m \frac{g}{mol}}{\frac{eq}{mol}}$$

$$M_m H_3PO_4 = 98 \frac{g}{mol}; \frac{eq}{g} = 3$$

$$P_{eq} H_3PO_4 = \frac{M_m \frac{g}{mol}}{\frac{eq}{g}} = \frac{98}{3} = 32,66 \frac{g}{eq}$$

Sabemos que 100 g disolución contienen 35 g de ácido puro:

$$eq-g = \frac{35}{32,66} = 1,07 eq$$

Calculamos el volumen de 100 g de disolución:

$$\left. \begin{array}{l} 1 ml \rightarrow 1,38 g \\ x ml \rightarrow 100 g \end{array} \right\} x = \frac{1 \times 100}{1,38} = 72,46 ml = 0,07 L$$

$$N H_3PO_4 = \frac{1,07}{0,07} = 15,29 \frac{eq-g}{L}$$

¿Cuántos milímetros de ácido clorídrico (HCl) al 37% y una densidad 1,18 g/ml necesitaría para preparar 250 ml de una solución 0,1 M y 0,1 N de ácido clorídrico?

$$M \frac{moles}{L} = \frac{n_s moles}{V_D L} \rightarrow n_s HCl = M \frac{moles}{L} \times V_D L = 0,1 \times 0,25 = 0,025 moles$$

Calculamos la masa de ácido clorídrico puro:

$$M_m HCl = 36,46 \frac{g}{mol}$$

$$n moles = \frac{m g}{M_m \frac{g}{mol}} \rightarrow m HCl = n moles \times M_m \frac{g}{mol} = 0,025 \times 36,46 = 0,91 g$$

Calculamos la masa de disolución que proporciona 0,91 g de ácido puro:

$$\left. \begin{array}{l} 100 g D \rightarrow 37 g HCl \\ x g D \rightarrow 0,91 g HCl \end{array} \right\} x = \frac{100 \times 0,91}{37} = 2,46 g D$$

Pasamos de gramos a mililitros:

$$\delta \frac{g}{ml} = \frac{m g}{V ml} \rightarrow V D = \frac{m g}{\delta \frac{g}{ml}} = \frac{2,46}{1,18} = 2,09 ml$$

$$N = eq-g \times M = 1 \times 2,09 = M$$

¿Cuántos gramos de cloruro de bario ($BaCl_2$) se requieren para preparar 125 ml de disolución de 0,25 N?

$$N \frac{eq-g}{L} = \frac{eq-g}{V_D L} \rightarrow eq-g BaCl_2 = N \frac{eq-g}{L} \times V_D L = 0,25 \times 0,125 = 0,03$$

$$eq-g = \frac{m g}{P_{eq} \frac{g}{eq}} \rightarrow m g = eq-g \times P_{eq} \frac{g}{eq}; P_{eq} \frac{g}{eq} = \frac{M_m \frac{g}{mol}}{\frac{eq}{mol}}; \frac{eq}{mol} = 2$$

$$M_m BaCl_2 = 208,23 \frac{g}{mol}$$

$$P_{eq} BaCl_2 = \frac{208,23}{2} = 104,12 \frac{g}{eq}$$

$$m BaCl_2 = 0,03 \times 104,12 = 3,12 g$$

¿Cuál será N de 250 ml de una solución que se prepara disolviendo 16 g de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) en agua?

$$N \frac{eq-g}{L} = \frac{eq-g}{V_D L}; eq-g = \frac{m g}{P_{eq} \frac{g}{eq}}; P_{eq} \frac{g}{eq} = \frac{M_m \frac{g}{mol}}{\frac{eq}{mol}}; \frac{eq}{mol} = 2$$

$$M_m K_2Cr_2O_7 = 294,2 \frac{g}{mol}$$

$$P_{eq} K_2Cr_2O_7 = \frac{294,2}{2} = 147,1 \frac{g}{eq}; eq-g = \frac{16}{147,1} = 0,11; N K_2Cr_2O_7 = \frac{0,11}{0,25} = 0,44 \frac{eq-g}{L}$$

Casos especiales

Debes tener en cuenta, que muchas disoluciones se pueden comprar comercialmente, ya preparadas, de una determinada concentración. Sin embargo, deberás adaptar esta concentración a la requerida para tu análisis. Para ello sólo tendrás que diluirlas.

A menudo se preparan disoluciones por dilución, añadiendo una cantidad determinada de disolvente a una solución concentrada disponible. Esta situación es muy común en la preparación de series de patrones para la realización de calibraciones instrumentales.

Preparación de disoluciones por dilución

Si diluimos una solución, el volumen de la misma aumentará, al mismo tiempo que disminuye su concentración, mientras que la cantidad de soluto permanece constante. Por eso, dos soluciones de diferente concentración, pueden contener la misma cantidad de soluto, y estarán relacionadas de la siguiente manera:

$$V_1 C_1 = V_2 C_2$$

Donde:

- V_1 es el volumen de la solución concentrada,
- C_1 es la concentración de la solución concentrada,
- V_2 es el volumen de la solución diluida,
- C_2 es la concentración de la solución diluida.

Recuerda que para aplicar esta fórmula, deben coincidir las unidades a ambos lados de la igualdad. Normalmente el volumen se expresa en mililitros.

Preparar 50 ml de HNO_3 0,1 M a partir de una solución concentrada de HNO_3 1 M.

$$V_1 \times 1 M = 50 ml \times 0,1 M \rightarrow V_1 = \frac{50 \times 0,1}{1} = 5 ml$$

Medir 5 ml de la solución concentrada y 45 ml de agua.

Preparación de disoluciones por mezcla

Mezclamos dos disoluciones de diferentes concentraciones para obtener la que nos interesa. Hay dos formas de hacerlo:

1. Regla de mezclas
2. Balance de masas, la que se recomienda en la actualidad:

$$m_s + m_d = m_D$$

Donde:

- m_s, m_d son masas de soluto y disolvente iniciales,
- m_D es masa de disolución final.

Calcule el volumen de ácido puro para preparar 100 cm³ de disolución de HNO_3 al 5% en volumen. Para resolver el problema recuerda que los cm³ equivalen a los ml.

$$V_1 C_1 = V_2 C_2 \rightarrow V_1 = \frac{V_2 C_2}{C_1} = \frac{100 ml \times 5\%}{100\%} = 5 ml HNO_3$$

Pipetear 5 cm³ de ácido puro con una pipeta aforada y añadir a un matraz aforado que contenga agua destilada. Completar hasta 100 cm³ con agua destilada.

Preparar 250 cm³ de ácido clorídrico (HCl) 3 M a partir del ácido concentrado de 38% de pureza en p/p y densidad 1,19 g/cm³. Para resolver el problema recuerda que los cm³ equivalen a los ml y que la densidad resulta muy útil para poder transformar los gramos de una disolución en ml de ésta o al revés.

Calculamos los moles del clorídrico puro que hay en nuestra disolución final:

$$M \frac{\text{moles}}{L} = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D L} \rightarrow n_s \text{ HCl} = M \frac{\text{moles}}{L} \times V_d L = 3 \times 0,25 = 0,75 \text{ moles}$$

Calculamos los gramos de HCl puro que hay en nuestra disolución final:

$$M_m \text{ HCl} = 36,5 \frac{g}{mol}$$

$$n_s \text{ moles} = \frac{m_s g}{M_m \frac{g}{mol}} \rightarrow m_s \text{ HCl} = n_s \text{ moles} \times M_m \frac{g}{mol} = 0,75 \times 36,5 = 27,38 g$$

Aplicamos la pureza, así calculamos los gramos de ácido concentrado de 38% que tenemos que coger:

$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s g}{M_D g} \times 100 \rightarrow m_D \text{ HCl} = \frac{m_s g}{\% \frac{p}{p}} \times 100 = \frac{27,375}{38} \times 100 = 72 g$$

Aplicamos la densidad para ver el volumen que representa ese peso:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ ml} \rightarrow 1,19 \text{ g} \\ x \text{ ml} \rightarrow 72 \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{72}{1,19} = 60,55 \text{ ml HCl } 38\%$$

Medir con una probeta de 60,5 ml del ácido concentrado. Poner un poco de agua destilada en un vaso de precipitados y añadir el ácido. Cuando la disolución esté a temperatura ambiente, trasvasarlo al matraz aforado de 250 cm³ y completar con agua.

Preparar 100 ml de disolución de cloruro de sodio (NaCl) al 5% (p/v).

$$\% \frac{p}{v} = \frac{m_s g}{V_D \text{ ml}} \times 100 \rightarrow m_s \text{ NaCl} = \frac{\% \frac{p}{v} \times V_D \text{ ml}}{100} = \frac{5 \times 100}{100} = 5 g$$

Se pesan 5 g de NaCl. Disolver el sólido en agua, en un vaso de precipitados. Trasvasarlo a un matraz aforado de 100 ml. Añadir agua al vaso (para arrastrar el sólido que haya podido quedar), y trasvasarlo al matraz. Repetir el proceso. Completar con agua hasta el volumen del matraz.

Preparar 500 ml de solución de cloruro de calcio (CaCl₂) 0,3 N.

Calculamos moles de CaCl₂ equivalentes a 0,3 N (por 1 litro):

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol CaCl}_2 \rightarrow 2 \text{ eq} \\ x \text{ moles CaCl}_2 \rightarrow 0,3 \text{ eq} \end{array} \right\} x = \frac{1 \times 0,3}{2} = 0,15 \text{ moles CaCl}_2$$

Calculamos peso en gramos de CaCl₂ equivalente a 0,15 moles (por 1 litro):

$$M_m \text{ CaCl}_2 = 111 \frac{g}{mol}$$

$$n_s \text{ moles} = \frac{m_s g}{M_m \frac{g}{mol}} \rightarrow m_s \text{ CaCl}_2 = n_s \text{ moles} \times M_m \frac{g}{mol} = 0,15 \times 111 = 16,65 g$$

Calculamos peso en gramos de $CaCl_2$ para el volumen dado:

$$m_s CaCl_2 = 16,65 \times 0,5 = 8,325 \text{ g}$$

Pesar 8,325 g de cloruro de calcio ($CaCl_2$). Disolver el sólido en agua, en un vaso de precipitados. Trasvasarlo a un matraz aforado de 500 ml. Añadir agua al vaso (para arrastrar el sólido que haya podido quedar), y trasvasarlo al matraz. Repetir el proceso. Completar con agua hasta el volumen del matraz.

Preparar 500 ml de etanol (C_2H_6O) al 40% (p/v) a partir de etanol del 70% (p/v).

$$V_1 C_1 = V_2 C_2 \rightarrow V_1 = \frac{V_2 C_2}{C_1} = \frac{500 \times 40}{70} = 285,714 \text{ ml } C_2H_6O$$

Medir con una probeta 285,7 ml de etanol (C_2H_6O) al 70% y completar con agua hasta 500 ml.

Preparar 250 g de disolución de hidróxido de sodio ($NaOH$) al 10% a partir de un reactivo al 80% de pureza.

Calculamos gramos de $NaOH$ en 250 g de disolución:

$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s \text{ g}}{m_D \text{ g}} \times 100 \rightarrow m_s NaOH = \frac{\% \frac{p}{p} \times m_D \text{ g}}{100} = \frac{10 \times 250}{100} = 25 \text{ g}$$

$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s \text{ g}}{m_D \text{ g}} \times 100 \rightarrow m_D NaOH = \frac{m_s \text{ g}}{\% \frac{p}{p}} \times 100 = \frac{100 \times 25}{80} = 31,25 \text{ g } 80\%$$

Pesar 31,25 g de $NaOH$ en una balanza granataria, pesar el agua hasta 250 g y disolverlo.

Preparar 250 ml de una solución de $NaH_2PO_4 \cdot 3H_2O$ 1 M.

Calculamos los moles de $NaH_2PO_4 \cdot 3H_2O$ que hay en nuestra disolución final:

$$M \frac{\text{moles}}{L} = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D L} \rightarrow n_s NaH_2PO_4 \cdot 3H_2O = M \frac{\text{moles}}{L} \times V_D L = 1 \times 0,25 = 0,25 \text{ moles}$$

Calculamos los gramos de $NaH_2PO_4 \cdot 3H_2O$ que hay en nuestra disolución final:

$$M_m NaH_2PO_4 \cdot 3H_2O = 174 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_s \text{ moles} = \frac{m_s \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \rightarrow m_s NaH_2PO_4 \cdot 3H_2O = n_s \text{ moles} \times M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,25 \times 174 = 43,5 \text{ g}$$

Pesar 43,5 g de $NaH_2PO_4 \cdot 3H_2O$. Disolver el sólido en agua, en un vaso de precipitados. Trasvasarlo a un matraz aforado de 250 ml. Añadir agua al vaso (para arrastrar el sólido que haya podido quedar), y trasvasarlo al matraz. Repetir el proceso. Completar con agua hasta el volumen del matraz.

Calcular la molaridad de una solución comercial de ácido clorídrico (HCl) del 38% (en p/p) de pureza y densidad $1,19 \text{ g/cm}^3$.

Calculamos masa de 1 L de disolución:

$$\left. \begin{array}{l} 1,19 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ ml} \\ x \text{ g} \rightarrow 1000 \text{ ml} \end{array} \right\} x = \frac{1,19 \times 1000}{1} = 1190 \text{ g}$$

Calculamos cantidad del ácido puro en 1 kg (1 L) de disolución:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g } D \rightarrow 38 \text{ g } HCl \\ 1190 \text{ g } D \rightarrow x \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{1190 \times 38}{100} = 452,2 \text{ g } HCl \text{ puro}$$

Sabiendo masa en gramos por 1 kg (1 L), calculamos cantidad de moles:

$$M_m HCl = 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n HCl = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{452,2}{36,5} = 12,389 \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

Determina que volumen de una disolución de etanol (C_2H_5OH) de 96% en peso y que volumen de una disolución de etanol de 10% en peso debería mezclarse para conseguir 0,5 L de una concentración de 80%.

Para la forma más precisa, necesitamos saber densidades de soluciones, son calculados:

$$\delta_{10\%} = 0,9819 \frac{\text{g}}{\text{ml}}; \delta_{80\%} = 0,8436 \frac{\text{g}}{\text{ml}}; \delta_{96\%} = 0,8036 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$$

Masa de disolución:

$$m_1 + m_2 = m_D$$

Masa de etanol:

$$0,96 \times m_1 + 0,10 \times m_2 = 80 \times m_D$$

$$\delta_{80\%} = \frac{m_s \text{ g}}{V_D L} \rightarrow m_s C_2H_5OH = \delta_{80\%} \times V_D L = 0,8436 \times 0,5 = 0,4218 \text{ g}$$

$$m_1 + m_2 = 0,4218 \rightarrow m_1 = 0,4218 - m_2$$

$$0,96(0,4218 - m_2) + 0,10m_2 = 0,33744$$

$$0,40493 - 0,96m_2 + 0,10m_2 = 0,33744$$

$$0,40493 - 0,86m_2 = 0,33744$$

$$0,86m_2 = 0,067488$$

$$m_2 = 0,0785 \text{ g}, m_1 = 0,4218 - 0,0785 = 0,3433 \text{ g}$$

Hay una forma más grosera, que no utiliza las densidades de soluciones:

$$V_1 C_1 = V_2 C_2 \rightarrow V_1 C_1 + V_2 C_2 = V_D C_D$$

$$10V_1 + 96(500 - V_1) = 500 \times 80$$

$$86V_1 = 8000 \rightarrow V_1 = 93 \text{ ml}, V_2 = 500 - 93 = 407 \text{ ml}$$

Se toma 200 ml de cloruro de magnesio ($MgCl_2$) de concentración a 1 M, se mezcla con 400 cm^3 de la otra a 2,5 M. Finalmente se añaden al conjunto 400 ml de agua. Suponiendo que volúmenes son aditivos y la densidad final es 1,02 g/ml, calcular, ¿cuál será la M resultante? ¿cuál será la m resultante? ¿cuál será la N resultante?

$$M \frac{\text{moles}}{L} = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D L} \rightarrow n_s \text{ moles} = M \frac{\text{moles}}{L} \times V_D L$$

$$n_s 1 M = 1 \times 0,2 = 0,2 \text{ moles}, n_s 2,5 M = 2,5 \times 0,4 = 1 \text{ mol}$$

$$V_D = 200 + 400 + 400 = 1 L$$

$$M MgCl_2 = \frac{0,2 + 1}{1} = 1,2 \frac{\text{moles}}{L}$$

Otro camino, más corto, es:

$$V_1 C_1 + V_2 C_2 = V_3 C_3$$

$$200 \times 1 + 400 \times 2,5 = 1000 \times C_3$$

$$C_3 = \frac{1200}{1000} = 1,2 M$$

$$N \frac{\text{eq-g}}{L} = \text{eq} \times M \frac{\text{moles}}{L}; \text{eq} = 2 \rightarrow N MgCl_2 = 2 \times 1,2 = 2,4 \frac{\text{eq-g}}{L}$$

$$m \frac{\text{moles}}{kg} = \frac{n_s \text{ moles}}{m_d \text{ kg}}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ ml } D \rightarrow 1,02 \text{ g} \\ 1000 \text{ ml } D \rightarrow x \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{1000 \times 1,02}{1} = 1020 \text{ g} \equiv 1,2 \text{ moles } MgCl_2$$

$$M_m MgCl_2 = 95,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m_D = m_s + m_d \rightarrow m_d = m_D - m_s = 1020 - (1,2 \times 95,2) = 905,76 \text{ g}$$

$$m = \frac{1,2}{0,90564} = 1,326 \frac{\text{moles}}{kg}$$

Tenemos ácido nítrico (HNO_3) al 25% en peso y una densidad de 1,40 g/ml. ¿Cuántos ml deben tomarse de esta disolución para preparar 5 L de una disolución 0,01 M?

Calculamos gramos del ácido puro en 1 L de disolución:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ ml } D \rightarrow 1,40 \times 0,25 \rightarrow 0,35 \text{ g } HNO_3 \\ 1000 \text{ ml } \rightarrow x \text{ g } HNO_3 \end{array} \right\} x = \frac{1000 \times 0,35}{1} = 350 \text{ g } HNO_3$$

$$M_m HNO_3 = 63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n \text{ HNO}_3 \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{350}{63} = 5,5 \text{ moles}; M = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D \text{ L}} = \frac{5,5}{1} = 5,5 \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

$$V_1 C_1 = V_2 C_2 \rightarrow V_1 = \frac{V_2 C_2}{C_1} = \frac{5000 \times 0,01}{5,5} = 9 \text{ ml}$$

Otra forma, calculamos la molaridad para 100 g de disolución del ácido:

$$\delta \frac{\text{g}}{\text{ml}} = \frac{m \text{ g}}{V \text{ ml}} \rightarrow V = \frac{m \text{ g}}{\delta \frac{\text{g}}{\text{ml}}} = \frac{100}{1,40} = 71,43 \text{ ml}$$

$$100 \text{ g D} \rightarrow 25 \text{ g HNO}_3; n \text{ HNO}_3 = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{25}{63} = 0,397 \text{ moles}$$

$$M \frac{\text{moles}}{\text{L}} = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D \text{ L}} = \frac{0,397}{71,43 \times 10^{-3}} = 5,57 = C_1$$

$$V_1 C_1 = V_2 C_2 \rightarrow V_1 = \frac{V_2 C_2}{C_1} = \frac{0,01 \times 5}{5,57} = 0,009 \text{ L} = 9 \text{ ml}$$

Un ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado de densidad 1,8 g/ml tiene una riqueza de 90,5%. Calcular la concentración en g/L, M, N y el volumen necesario para preparar 0,25 L de disolución 0,2 M.

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ ml D} \rightarrow 18 \text{ g HNO}_3 \\ 1000 \text{ ml D} \rightarrow x \text{ g HNO}_3 \end{array} \right\} x = \frac{1000 \times 1,8}{1} = 1800 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g D} \rightarrow 90,5 \text{ g HNO}_3 \\ 1800 \text{ g D} \rightarrow x \text{ g HNO}_3 \end{array} \right\} x = \frac{1800 \times 90,5}{100} = 1629 \frac{\text{g}}{\text{L}} = C \text{ H}_2\text{SO}_4$$

$$M_m \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M \text{ H}_2\text{SO}_4 = \frac{C \frac{\text{g}}{\text{L}}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{1629}{98} = 16,62 \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

$$N \text{ H}_2\text{SO}_4 = eq \times M = 2 \times 16,62 = 33,22 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}}$$

$$V_1 C_1 = V_2 C_2 \rightarrow V_1 = \frac{V_2 C_2}{C_1} = \frac{250 \times 0,2}{16,62} = 3 \text{ ml}$$

En 40 g de agua se disuelve 5 g de ácido sulfídrico (H_2S), la densidad de disolución formada es 1,08 g/cm³. Calcule % $\frac{p}{p}$, m, M y N.

$$m_D = m_s + m_d = 40 + 5 = 45 \text{ g}$$

$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s \text{ g}}{m_D \text{ g}} \times 100 = \frac{5}{45} \times 100 = 11,11\%$$

$$M_m \text{ H}_2\text{S} = 34,08 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{H_2S} = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{5}{34,08} = 0,15 \text{ moles}$$

$$m_{H_2S} = \frac{n_s \text{ moles}}{m_d \text{ kg}} = \frac{0,15}{40 \times 10^{-3}} = 3,67 \frac{\text{moles}}{\text{kg}}$$

Calculamos el volumen de disolución:

$$\delta \frac{\text{g}}{\text{ml}} = \frac{m \text{ g}}{V \text{ ml}} \rightarrow V = \frac{m \text{ g}}{\delta \frac{\text{g}}{\text{ml}}} = \frac{0,15}{1,08} = 41,66 \text{ ml}$$

$$M_{H_2S} = \frac{n_s \text{ moles}}{V_D \text{ L}} = \frac{0,15}{0,04166} = 3,53 \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

$$N_{H_2S} = eq \times M \frac{\text{moles}}{\text{L}} = 2 \times 3,53 = 7,06 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}}$$

Juntamos 60 g de una disolución de sal común ($NaCl$) en agua de 40% en peso con 100 g de otra disolución de 25% en peso. ¿Qué cantidad de la sal tenemos en disolución final? ¿Qué es la concentración de disolución final?

$$\left. \begin{array}{l} 60 \text{ g de } 40\% \rightarrow 24 \text{ g } NaCl \\ 100 \text{ g de } 25\% \rightarrow 25 \text{ g } NaCl \end{array} \right\} 49 \text{ g } NaCl \text{ en total}$$

$$m_D = m_s + m_d = 60 + 100 = 160 \text{ g}$$

$$\% \frac{p}{p} = \frac{m_s \text{ g}}{m_D \text{ g}} \times 100 = \frac{49}{160} \times 100 = 30,625\%$$

¿Cuál es la N de una disolución que se prepara agregando 50 ml de agua a 25 ml de permanganato potasico ($KMnO_4$) de 0,5 N?

$$V_1 N_1 = V_2 N_2 \rightarrow N_2 = \frac{V_1 N_1}{V_2} = \frac{0,025 \times 0,5}{0,075} = 0,17 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}}$$

Calcule la N de una solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) de 1,4 M.

$$N_{H_2SO_4} = eq \times M \frac{\text{moles}}{\text{L}} = 2 \times 1,4 = 2,8 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}}$$

Se desea preparar 1 L de disolución de ácido clorídrico (HCl) de 0,5 M. Para ella disponemos las disoluciones A y B. Calcular la M de disolución A y el volumen necesario de disoluciones A y B para tomar la nueva. La disolución A está a 5% y tiene una densidad 1,095 g/ml. La disolución B tiene concentración 0,1 M.

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ ml } A \rightarrow 1,095 \text{ g} \\ 1000 \text{ ml } A \rightarrow x \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{1,095 \times 1000}{1} = 1095 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g D} \rightarrow 5 \text{ g HCl} \\ 1095 \text{ g D} \rightarrow x \text{ g HCl} \end{array} \right\} x = \frac{1095 \times 5}{100} = 54,75 \text{ g HCl}$$

$$M_m \text{ HCl} = 36,46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n \text{ HCl} = \frac{m \text{ g}}{M_m \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{54,75}{36,46} = 1,5 \text{ moles} = M$$

$$V_A C_A + V_B C_B = V_C C_C$$

$$1,5V_A + 0,1V_B = 0,5 \times 1 \text{ L}$$

$$V_A + V_B = 1 \text{ L} \rightarrow V_A = 1 - V_B$$

$$1,5V_A + 0,1(1 - V_A) = 0,5$$

$$1,5V_A + 0,1 - 0,1V_A = 0,5$$

$$1,4V_A = 0,4 \rightarrow V_A = 0,286 \text{ L}, V_B = 0,714 \text{ L}$$

Tema 3. Estequiometría. Análisis cualitativo

Tema 4. Velocidad de reacción. Equilibrio químico

Tema 5. Teoría ácido-base

Tema 6. Volumetrías de neutralización

Tema 7. Compuestos de coordinación. Volumetrías de formación de complejos

Tema 8. Equilibrios de solubilidad

Tema 9. Volumetrías de precipitación

Tema 10. Reacciones oxidación-reducción

Software de laboratorio

PerkinElmer ChemOffice

ChemOffice es un programa integrado de herramientas que permite a los científicos e investigadores capturar, almacenar, recuperar y compartir datos e información sobre compuestos, reacciones, materiales y sus propiedades. Herramienta de gran uso y difusión en química y biología, siendo un estándar a nivel mundial, para el dibujo y análisis de estructuras químicas.

Las estructuras creadas con ChemOffice se integran fácilmente a documentos de Microsoft Office, dejando posibilidad modificarles a cualquier momento.

ChemOffice se compone de tres aplicaciones:

- *ChemDraw* – para crear (dibujar) las estructuras químicas.
- *Chem3D* – para visualizar en 3D las estructuras químicas.
- *ChemFinder* – para buscar las estructuras químicas.

<https://revvitysignals.com/products/research/chemdraw>

ChemDraw

La mayor ventaja de ChemDraw es su flexibilidad que ofrece dibujar fácilmente compuestos con enlaces de cualquier tipo orientados en el espacio con cualquier manera. Es decir que la estructura se dibuja exactamente como queremos, sin ningunas correcciones obligatorias de la parte del software.

Dibujaremos la molécula de propileno, la fórmula semidesarrollada de cual es $H_2C=CH-CH_3$ y la fórmula molecular es C_3H_6 .

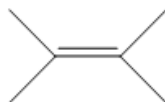
Dibujamos el enlace doble entre de los átomos de C. Para eso vamos a utilizar las siguientes herramientas en el panel *Tools*:



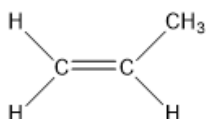
Elegimos la herramienta *Multiple Bonds* y dibujamos el doble enlace:



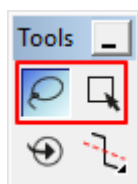
Elegimos la herramienta *Solid Bond* y añadimos enlaces simples con los átomos de H y el grupo CH₃:



Elegimos la herramienta *Text Tool* y añadimos signos de elementos:



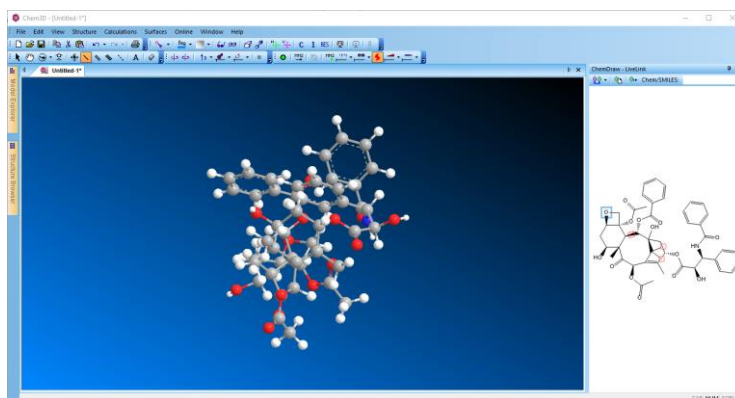
Para incluir la estructura creada a un documento de Microsoft Office tenemos que elegirla con las herramientas *Lasso* o *Marquee*:



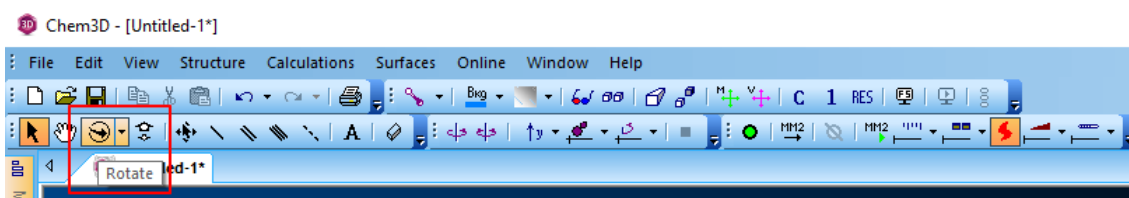
Y copiar al documento necesario pulsando *Ctrl + C*/*Ctrl + V*.

Chem3D

Veamos el camino más fácil visualizar en 3D un compuesto químico complicado. Visitamos PubChem y encontramos la sustancia deseada, por ejemplo, *taxol*, sea lo que sea. El resultado de búsqueda será parecido a lo siguiente:



Para dar vueltas a la molécula en la ventana 3D, en la barra de herramientas tenemos que elegir *Rotate*:



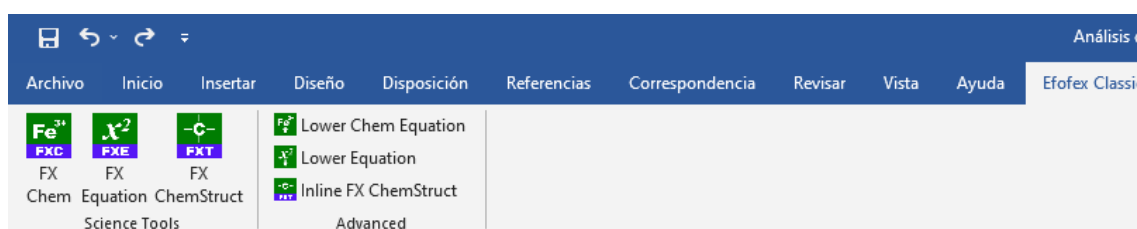
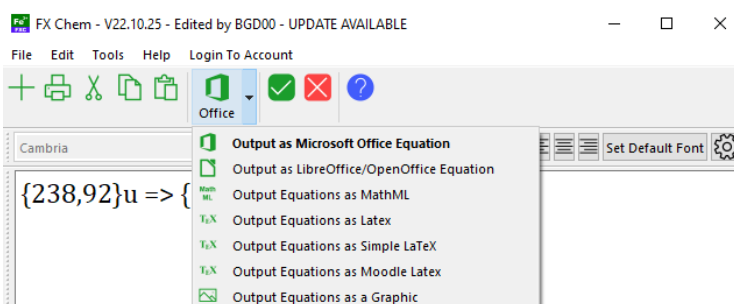
ChemFinder

Efofex FX Science Tools

FX Science Tools es la manera más sencilla añadir ecuaciones y estructuras químicas a reportes de laboratorio, bases de conocimientos, etc. Para la química se ofrecen:

- *FX Chem* para crear ecuaciones químicas.
- *FX ChemStruct* para crear estructuras químicas.

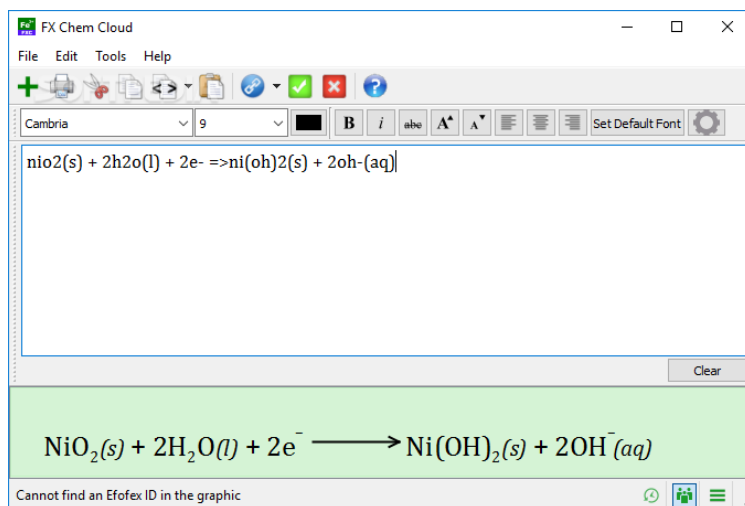
El software tiene muy buena integración con Microsoft Office, LibreOffice y OpenOffice:



<https://www.efofex.com/fxsciencepack.php>

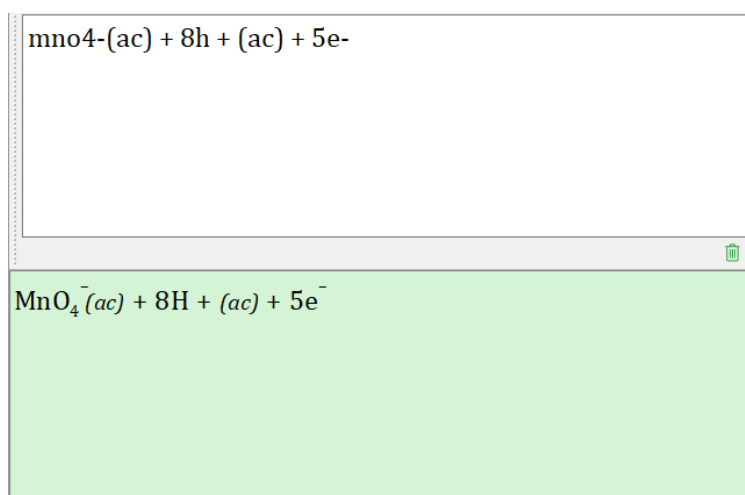
FX Chem

La idea es que en la parte superior de la ventana escribimos una ecuación química con signos simples que tenemos en cualquier teclado y en la parte inferior se aparece la ecuación lista para insertarla a cualquier documento:

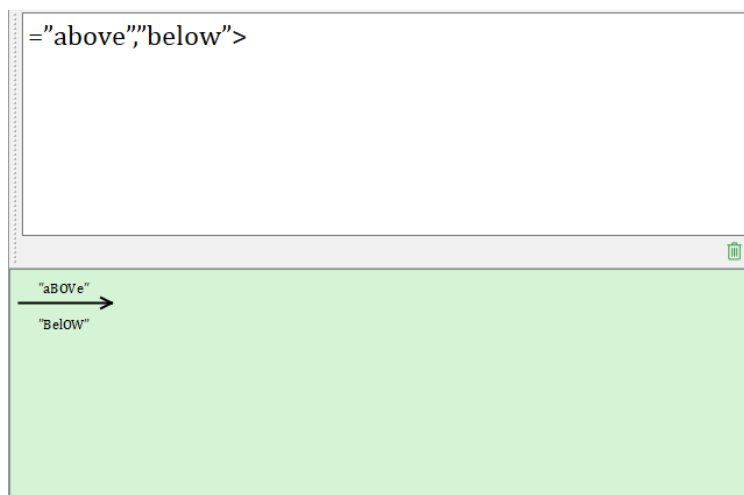


Como escribir diferentes tipos de ecuaciones y estructuras describe el documento de una sola página, disponible del menú principal: *Help > Read Quick Reference (PDF)*.

Ingresa la ecuación sin poner en mayúscula los elementos. Por ejemplo:

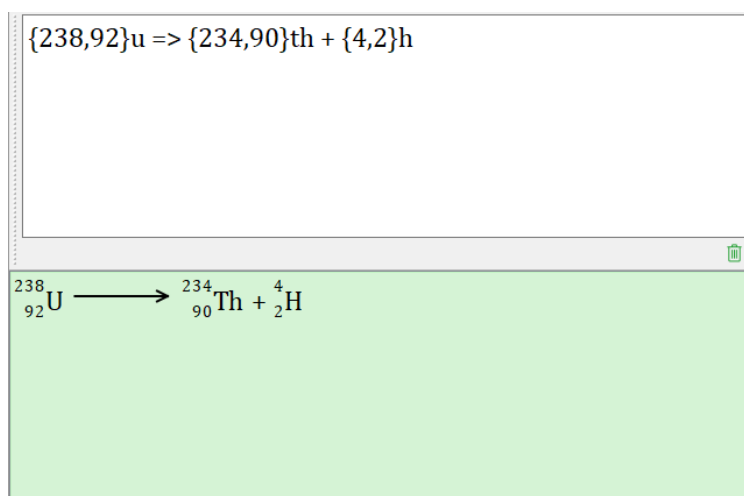


Flechas de reacción => produce una flecha de reacción en blanco. El texto se puede colocar encima y debajo de la flecha colocándolo entre los signos = y >. El texto de arriba y de abajo están separados por una coma. Por ejemplo:

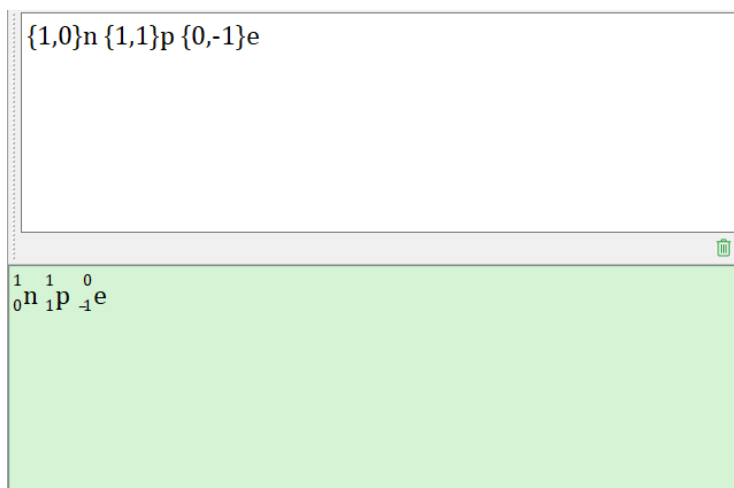


El ejemplo anterior muestra el uso de comillas para producir texto sin formato. Flechas <> producen una flecha de equilibrio. Las flechas de equilibrio pueden tener texto colocado encima y debajo de ellas de la misma manera que las flechas de reacción.

FX Chem utiliza las llaves {} para ingresar números másicos y atómicos para la química nuclear. Por ejemplo:

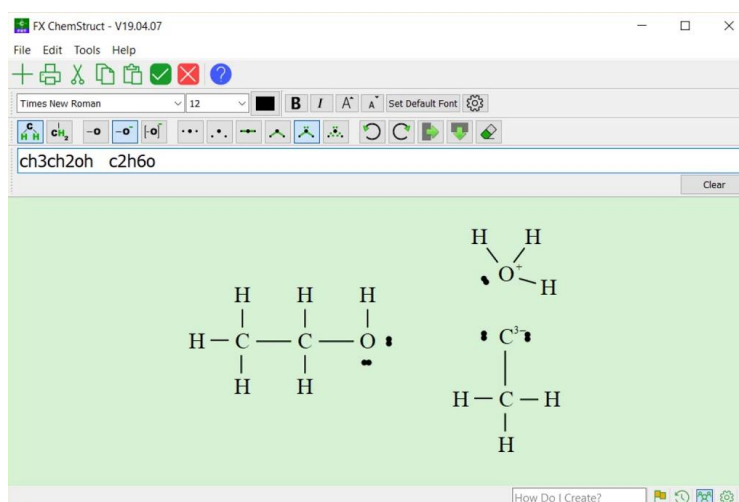


FX Chem entiende de neutrones, protones y electrones:



FX ChemStruct

La idea es la misma, con signos simples describimos una sustancia y conseguimos su estructura de cualquier complejidad gráfica:



ChemToolBox

ChemToolBox es la navaja suiza de un técnico de laboratorio, contiene numerosos datos científicos muy útiles en un laboratorio. Gracias a su propia base de datos, ChemToolBox sustituirá fácilmente el uso prolongado de libros científicos (como manuales) o bases de datos.

Es un software destinado a una amplia audiencia (estudiantes de cualquier nivel, doctorados o incluso científicos experimentados). Más precisamente, será el socio ideal de químicos (química orgánica, química analítica o química de polímeros), biólogos y bioquímicos.

<http://chemtoolbox.free.fr/>

Elements


Se ofrece la tabla periódica de elementos bastante básica:

The screenshot displays the ChemToolBox application window. The main area features a periodic table of elements. A central image shows a glass beaker. To the right, a 'Properties' window is open for Hydrogen (H), displaying the following data:

Property	Value
Atomic Weight	1.00794
Melting Point (K)	-259.34
Boiling Point (K)	-252.87
Density (g/cm³)	0.0899
Electronegativity	2.20
Atomic Number	13.598
Half-life (y)	0.32 / - / 1.2
Electron Configuration	1s¹
Classification	Nonmetals, Gas
Crystal Structure	Hexagonal <input type="checkbox"/>
Radioactive isotope(s)	3* 12.32 y β-

Para cada un elemento se muestra una información básica y foto, que se aumenta en una nueva ventana:



Al pulsar botón  se aparece la ventana de ayuda:

Hydrogen

OK

λ = wavelength
 d = deuterium
 p = proton
 m = minute
 s = second
 H = half-life time

φ = spontaneous fission
 I = isomeric transition
 ε = electron capture
 β+ = positron
 β- = negative electron
 α = alpha particle

Recombination mode(s)

Atomic number: 1

Name: Hydrogene

Hexagonal
 Non-metallic

Crystal structure
 State
 Family

Symbol: H

Oxidation number: +1

Atomic number: 1

Electronic configuration: 1s¹

Mass (A): 1.00794

Covalent metallic Van der Waals radii (Å): 37.7, 120.0, 120.0

Electronegativity: 2.20

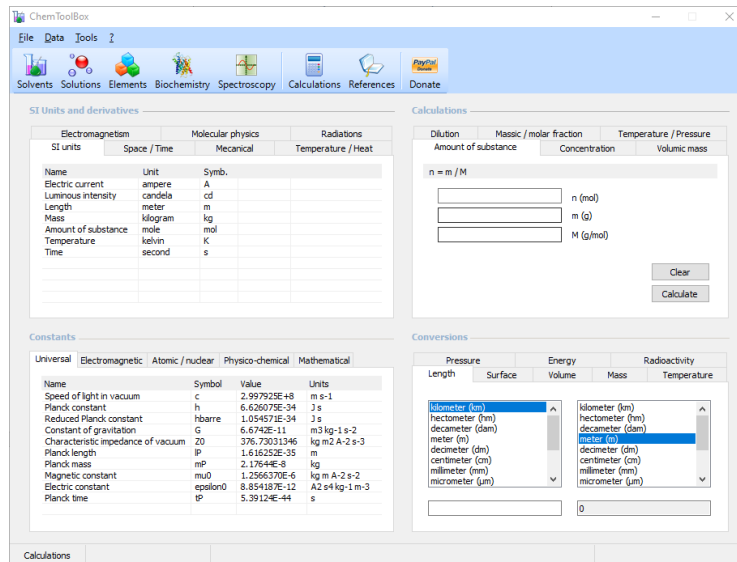
Density: 0.08989

Boiling point (°C): -252.87

Melting point (°C): -259.14

Atomic mass (u): 1.00794

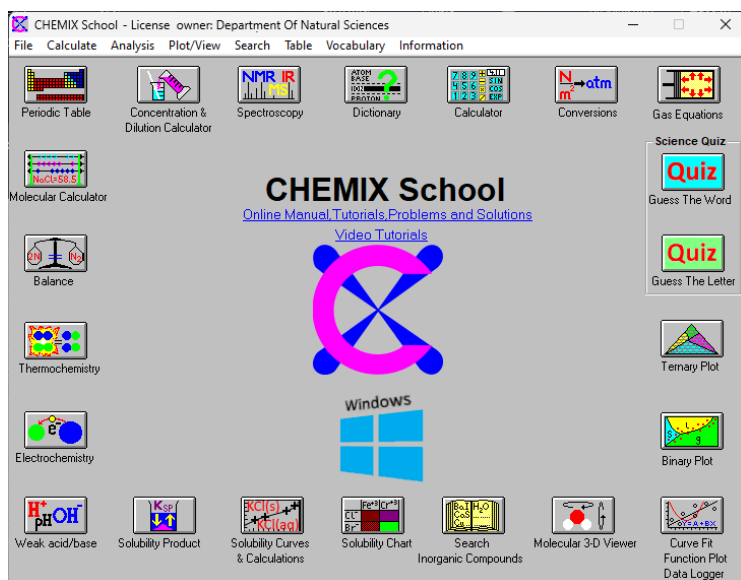
Calculations



La sección *Constants* ofrece los significados de muchas constantes agrupadas en diferentes áreas de conocimiento.

CHEMIX School

CHEMIX School es una herramienta educativa para aprender química. Se centra en la química de nivel universitario, pero también puede resultar útil para químicos e ingenieros.



Ofrece la tabla periódica de los elementos, visor de modelos moleculares 3D, ajuste de curvas, tabla de conversión, diccionario y calculadoras avanzadas para modelación molecular, termoquímica, electroquímica, ácido/base/tampón débil, solubilidad, ecuaciones de gases, espectroscopia, estequiometría y más.

<https://www.chemix-chemistry-software.com/>

Periodic Table

Se ofrece la tabla periódica de elementos con posibilidad de cambiar los datos mostrados. En lugar de mostrar todas las propiedades de un elemento elegido, la tabla muestra una sola propiedad para todos los elementos que es muy cómodo para observar las tendencias:

CHEMIX School - PERIODIC TABLE

Properties - Plot

- Home (standard color coding)
- Atomic number
- Relative atomic mass a_r
- Boiling point $^{\circ}\text{C}$
- Density g cm^{-3}
- Covalent radius \AA
- Atomic radius \AA
- Atomic volume $\text{cm}^3\text{mol}^{-1}$ (293K)
- First ionization potential V
- Specific heat capacity $\text{J kg}^{-1}\text{K}^{-1}$

Electrical conductivity $\text{10}^6\text{ohm}^{-1}\text{cm}^{-1}$

Thermal conductivity $\text{Wcm}^{-1}\text{K}^{-1}$

Electronegativity Pauling

Heat of fusion kJmol^{-1}

Heat of vaporization kJmol^{-1}

Number of stable isotopes

Acid-base properties of Oxides

Oxidation states

Phase (293K)

Crystal structure

Electron confg. (standard color coding)

Framing of Groups / Blocks

- OFF
- Alkal metals
- Alkaline earth metals
- Lanthanides
- Actinides
- Transition metals
- Post-transition metals
- Metalloids
- Other nonmetals
- Halogenes
- Noble gases

View options

- Properties - Trends by color
- Properties Pop-Up
- Properties text
- Symbols

1	1H	2He											18VIIIA																														
2	3Li	4Be	5B	6C	7N	8O	9F	10Ne											18VIIIA																								
3	11Na	12Mg	13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar											18VIIIA																								
4	19K	20Ca	21Sc	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe	27Co	28Ni	29Cu	30Zn	31Ga	32Ge	33As	34Se	35Br	36Kr											18VIIIA														
5	37Rb	38Sr	39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc	44Ru	45Rh	46Pd	47Ag	48Cd	49In	50Sn	51Sb	52Te	53I	54Xe											18VIIIA														
6	55Cs	56Ba	57La	58Ce	59Pr	60Nd	61Pm	62Sm	63Eu	64Gd	65Tb	66Dy	67Ho	68Er	69Tm	70Yb	71Lu	72Hf	73Ta	74W	75Re	76Os	77Ir	78Pt	79Au	80Hg	81Tl	82Pb	83Bi	84Po	85At	86Rn											18VIIIA
7	87Fr	88Ra	89Ac																					18VIIIA																			

NOTES:
 *Trendset enabled; Trendset only prepared
 Black (nobel); Bold
 Blue (nobel); Liquid
 Red (nobel); Gas

La propiedad deseada se elige en la sección *Properties*, lo más interesantes son *First ionization potential* (energía de ionización):

CHEMIX School - PERIODIC TABLE

Properties - Plot

- Home (standard color coding)
- Atomic number
- Relative atomic mass a_r
- Boiling point $^{\circ}\text{C}$
- Density g cm^{-3}
- Covalent radius \AA
- Atomic radius \AA
- Atomic volume $\text{cm}^3\text{mol}^{-1}$ (293K)
- First ionization potential V
- Specific heat capacity $\text{J kg}^{-1}\text{K}^{-1}$

Electrical conductivity $\text{10}^6\text{ohm}^{-1}\text{cm}^{-1}$

Thermal conductivity $\text{Wcm}^{-1}\text{K}^{-1}$

Electronegativity Pauling

Heat of fusion kJmol^{-1}

Heat of vaporization kJmol^{-1}

Number of stable isotopes

Acid-base properties of Oxides

Oxidation states

Phase (293K)

Crystal structure

Electron confg. (standard color coding)

Framing of Groups / Blocks

- OFF
- Alkal metals
- Alkaline earth metals
- Lanthanides
- Actinides
- Transition metals
- Post-transition metals
- Metalloids
- Other nonmetals
- Halogenes
- Noble gases

View options

- Properties - Trends by color
- Properties Pop-Up
- Properties text
- Symbols

1	1H	2He											18VIIIA																														
2	3Li	4Be	5B	6C	7N	8O	9F	10Ne											18VIIIA																								
3	11Na	12Mg	13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar											18VIIIA																								
4	19K	20Ca	21Sc	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe	27Co	28Ni	29Cu	30Zn	31Ga	32Ge	33As	34Se	35Br	36Kr											18VIIIA														
5	37Rb	38Sr	39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc	44Ru	45Rh	46Pd	47Ag	48Cd	49In	50Sn	51Sb	52Te	53I	54Xe											18VIIIA														
6	55Cs	56Ba	57La	58Ce	59Pr	60Nd	61Pm	62Sm	63Eu	64Gd	65Tb	66Dy	67Ho	68Er	69Tm	70Yb	71Lu	72Hf	73Ta	74W	75Re	76Os	77Ir	78Pt	79Au	80Hg	81Tl	82Pb	83Bi	84Po	85At	86Rn											18VIIIA
7	87Fr	88Ra	89Ac																					18VIIIA																			

NOTES:
 *Trendset enabled; Trendset only prepared

Electronegativity Pauling (electronegatividad):

CHEMIX School - PERIODIC TABLE

Properties - Plot

- Home (standard color coding)
- Atomic number
- Relative atomic mass a_r
- Boiling point $^{\circ}\text{C}$
- Density g cm^{-3}
- Covalent radius \AA
- Atomic radius \AA
- Atomic volume $\text{cm}^3\text{mol}^{-1}$ (293K)
- First ionization potential V
- Specific heat capacity $\text{J kg}^{-1}\text{K}^{-1}$

Electrical conductivity $\text{10}^6\text{ohm}^{-1}\text{cm}^{-1}$

Thermal conductivity $\text{Wcm}^{-1}\text{K}^{-1}$

Electronegativity Pauling

Heat of fusion kJmol^{-1}

Heat of vaporization kJmol^{-1}

Number of stable isotopes

Acid-base properties of Oxides

Oxidation states

Phase (293K)

Crystal structure

Electron confg. (standard color coding)

Framing of Groups / Blocks

- OFF
- Alkal metals
- Alkaline earth metals
- Lanthanides
- Actinides
- Transition metals
- Post-transition metals
- Metalloids
- Other nonmetals
- Halogenes
- Noble gases

View options

- Properties - Trends by color
- Properties Pop-Up
- Properties text
- Symbols

1	1H	2He											18VIIIA																														
2	3Li	4Be	5B	6C	7N	8O	9F	10Ne											18VIIIA																								
3	11Na	12Mg	13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar											18VIIIA																								
4	19K	20Ca	21Sc	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe	27Co	28Ni	29Cu	30Zn	31Ga	32Ge	33As	34Se	35Br	36Kr											18VIIIA														
5	37Rb	38Sr	39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc	44Ru	45Rh	46Pd	47Ag	48Cd	49In	50Sn	51Sb	52Te	53I	54Xe											18VIIIA														
6	55Cs	56Ba	57La	58Ce	59Pr	60Nd	61Pm	62Sm	63Eu	64Gd	65Tb	66Dy	67Ho	68Er	69Tm	70Yb	71Lu	72Hf	73Ta	74W	75Re	76Os	77Ir	78Pt	79Au	80Hg	81Tl	82Pb	83Bi	84Po	85At	86Rn											18VIIIA
7	87Fr	88Ra	89Ac																					18VIIIA																			

NOTES:
 *Trendset enabled; Trendset only prepared

Oxidation states (números de oxidación):

CHEM School - PERIODIC TABLE

Properties - Plot

- Name (standard color coding)
- Atomic number
- Relative atomic mass
- Melting point °C
- Boiling point °C
- Density g/cm³
- Covalent radius *10⁻¹⁰m
- Atomic radius *10⁻¹⁰m
- Atomic volume cm³/mol (298K) *
- First ionization potential/V
- Specific heat capacity Jg⁻¹ K⁻¹
- Electrical conductivity *10⁶ Ohm⁻¹cm⁻¹
- Thermal conductivity Wcm⁻¹ K⁻¹
- Electronegativity Pauling
- Heat of fusion kJ/mol
- Heat of vaporization kJ/mol
- Number of stable isotopes
- Acid-base properties of Oxides
- Oxidation states
- Phase (298K)
- Crystal structure
- Electron config. (standard color coding)

Framing of Groups/Blocks

- OFF
- All metals
- All alkali earth metals
- Lanthanides
- Actinides
- Transition metals
- Post transition metals
- Metalloids
- Other nonmetals
- Halogens
- Noble gases
- s-block elements
- d-block elements
- p-block elements
- f-block elements

View options

- Properties - Trends by colors
- Properties Pop-Up
- Properties text
- Symbols

1	1IA	2IIA											13IIIA	14IVA	15VA	16VIA	17VIIA	18VIIIA															
1	H												B	C	N	O	F	Ne															
2	Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar															
3	Na	Mg											K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr															
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe															
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn															
7	Fr	Ra	Ac	Lanthanides															108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118				
				Actinides															104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118

NOTES:
Underlined symbols: Synthetically prepared

Electron config. (configuración electrónica):

CHEM School - PERIODIC TABLE

Properties - Plot

- Name (standard color coding)
- Atomic number
- Relative atomic mass
- Melting point °C
- Boiling point °C
- Density g/cm³
- Covalent radius *10⁻¹⁰m
- Atomic radius *10⁻¹⁰m
- Atomic volume cm³/mol (298K) *
- First ionization potential/V
- Specific heat capacity Jg⁻¹ K⁻¹
- Electrical conductivity *10⁶ Ohm⁻¹cm⁻¹
- Thermal conductivity Wcm⁻¹ K⁻¹
- Electronegativity Pauling
- Heat of fusion kJ/mol
- Heat of vaporization kJ/mol
- Number of stable isotopes
- Acid-base properties of Oxides
- Oxidation states
- Phase (298K)
- Crystal structure
- Electron config. (standard color coding)

Framing of Groups/Blocks

- OFF
- All metals
- All alkali earth metals
- Lanthanides
- Actinides
- Transition metals
- Post transition metals
- Metalloids
- Other nonmetals
- Halogens
- Noble gases
- s-block elements
- d-block elements
- p-block elements
- f-block elements

View options

- Properties - Trends by colors
- Properties Pop-Up
- Properties text
- Symbols

1	1IA	2IIA											13IIIA	14IVA	15VA	16VIA	17VIIA	18VIIIA															
1	H												B	C	N	O	F	Ne															
2	Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar															
3	Na	Mg											K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr															
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe															
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn															
7	Fr	Ra	Ac	Lanthanides															108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118				
				Actinides															104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118

NOTES:
Underlined symbols: Synthetically prepared
Black symbol: Solid
Star symbol: Liquid
Red symbol: Gas

Al elegir una u otra opción en la sección *Framing of Groups/Blocks* podemos contornear los elementos que pertenecen al este grupo, por ejemplo, todos *Halogenes*.

Al pulsar un elemento aparece la ventana con sus propiedades y descripción:

CHEMIX School - PERIODIC TABLE - PROPERTIES

Name:	Hydrogen	Symbol:	H
Relative atomic mass:	1.0079	Atomic number:	1
Melting point:	-259.1400 °C	Boiling point:	-252.8700 °C
Density:	0.0710 g/cm ³	Electronegativity:	2.2000 (Pauling)
Covalent radius:	0.3200 *10 ⁻¹⁰ m	Atomic radius:	0.7900 *10 ⁻¹⁰ m
Atomic volume:	14.4000 cm ³ /mol	First ionization potential:	13.5980 V
Electron configuration:	1s ¹	Specific heat capacity:	14.3040 J g ⁻¹ K ⁻¹
Heat of vaporization:	0.4494 kJ/mol	Heat of fusion:	0.0587 kJ/mol
Thermal conductivity:	0.0018 W cm ⁻¹ K ⁻¹	Electrical conductivity:	*10 ⁶ Ohm ⁻¹ cm ⁻¹
Acid-base properties:	Amphot.	Crystal structure:	Hexagonal
Oxidation states:	1,-1	Number of stable isotopes:	2

History
 Stable isotopes
 Unstable isotopes
 Decay
 Susceptibility

History

Hydrogen-(Gr. hydro, water, and genes, forming)Hydrogen was prepared many years before it was recognized as a distinct substance by Cavendish in 1776. Named by Lavoisier, hydrogen is the most abundant of all elements in the universe, and it is thought that the heavier elements were, and still are, being built from hydrogen and helium. Hydrogen is estimated to make up more than 90% of all the atoms or three quarters of the mass of the universe. This element is found in the sun and most stars, and plays an important part in the proton-proton reaction and carbon-nitrogen cycle, which accounts for the energy of the sun and stars. Hydrogen is thought to be a major component of Jupiter and that at some depth in the planet's interior the pressure is so great that solid molecular hydrogen is converted to solid metallic hydrogen. In 1973, a group of Russian experimenters may have produced metallic hydrogen at a pressure of 2.8 Mbar. At the transition the density changed from 1.08 to 1.3 g/cm³. Earlier, in 1972, a Livermore, California, a

Se muestran *separados* los isotopos estables (naturales) e inestables (artificiales, obtenidos como el resultado de una síntesis) del elemento.

Molecular 3D Viewer

Ofrece observar forma y estructura de moléculas de varios compuestos inorgánicos:

CHEMIX School - MOLECULAR 3-D VIEWER - amino_acids_alanine.pdb

Size

Dark mode

Molecule Atom

- amino_acids_arginine.pdb
- amino_acids_asparagine.pdb
- amino_acids_aspartic_acid.pdb
- amino_acids_cysteine.pdb
- amino_acids_glutamic_acid.pdb
- amino_acids_glutamine.pdb
- amino_acids_glycine.pdb
- amino_acids_histidine.pdb
- amino_acids_isoleucine.pdb
- amino_acids_serine.pdb
- amino_acids_valine.pdb
- amino_acids_threonine.pdb
- amino_acids_phenylalanine.pdb
- amino_acids_proline.pdb
- amino_acids_glutathione.pdb
- amino_acids_serine.pdb
- amino_acids_tryptophan.pdb
- amino_acids_tyrosine.pdb
- amino_acids_valine.pdb
- chemix.pdb
- drug_adrenaline.pdb
- drug_asterin.pdb
- drug_azi.pdb
- drug_benfluride.pdb
- drug_caffeine.pdb
- drug_ciklantan.pdb
- drug_bupropion.pdb
- drug_nicotine.pdb
- drug_tamoxifen.pdb
- drug_tu.pdb

Statistics File info

C = 3 (White)
O = 1 (Light Grey)
N = 1 (Blue)
H = 2 (Red)
TOTAL = 13

Con botones del grupo *Size* se puede cambiar el tamaño de moléculas y átomos. Se puede copiar la molécula a portapapeles o imprimir.

Nuevas moléculas se pueden crear con cualquier software que trabaja con formato PDB (*Protein Data Bank*):

[https://en.wikipedia.org/wiki/Protein_Data_Bank_\(file_format\)](https://en.wikipedia.org/wiki/Protein_Data_Bank_(file_format))

Search Inorganic Compounds

La base de datos local de compuestos inorgánicos con posibilidad de buscar por su nombre, formula, código GAS o su apariencia (por ejemplo, *white hexagonal crystals*).

CHEMIX School - SEARCH INORGANIC COMPOUNDS

Name: Actinium bromide
Formula:
CAS:
Appearance:
 Numeric Search +/- 0.5
Formula Weight: g/mol
Melting point: °C
Boiling point: °C
Density: g/mL
Solubility in water: g/100mL
Qual. solubility:
Misc.(1):
Misc.(2):
Search

Name - Compounds Help
Actinium
Actinium bromide
Actinium chloride
Actinium fluoride
Actinium iodide
Actinium oxalate decahydrate
Actinium oxide
Actinium oxybromide
Actinium sulfide
Aluminum
Aluminum ammonium sulfate
Aluminum ammonium sulfate dodecahydrate
Aluminum antimonide
Aluminum arsenide
Aluminum borate
Aluminum boride
Aluminum borohydride
Aluminum bromate nonahydrate
Aluminum bromide
Aluminum bromide hexahydrate

Search results Compressed search result view Case sensitivity Edit Compounds
***** Search results match: Viewed = 1 / Total = 1 *****
Name: Actinium bromide
Formula: AcBr3
CAS: 33689-81-5
Appearance: white hexagonal crystals
FW (g/mol): 467
MP (C): 800 subl
BP (C): 800 subl
Density (g/mL): 5.85
Solu. per 100g water:
Qual. solubility: soluble in H2O
Misc.(1):
Misc.(2):

La base de datos es editable. Al pulsar el botón *Edit Compounds*, se puede editar y agregar las entradas:

CHEMIX School - SEARCH INORGANIC COMPOUNDS - EDIT COMPOUNDS

Name: Actinium bromide
Formula: AcBr3
CAS: 33689-81-5
Appearance: white hexagonal crystals
Erase text

Name - Compounds
Actinium
Actinium bromide
Actinium chloride
Actinium fluoride
Actinium iodide
Actinium oxalate decahydrate
Actinium oxide
Actinium oxybromide
Actinium sulfide
Aluminum
Aluminum ammonium sulfate
Aluminum ammonium sulfate dodecahydrate
Aluminum antimonide
Aluminum arsenide
Aluminum borate
Aluminum boride
Aluminum borohydride
Aluminum bromate nonahydrate
Aluminum bromide
Aluminum bromide hexahydrate
Aluminum carbide
Aluminum chlorate nonahydrate
Aluminum chloride
Aluminum chloride hexahydrate
Register Now to search thousands of compound
Register Now to search thousands of compound
Register Now to search thousands of compound
Register Now to search thousands of compound
Register Now to search thousands of compound
Register Now to search thousands of compound
Register Now to search thousands of compound
Register Now to search thousands of compound
Edit list box
Save
Before After Replace Delete

Numerical search data
Form.Weight(aut.): 467 g/mol
Melting point: °C
Boiling point: 800 subl °C
Density: 5.85 g/mL
Solubility in water: g/100mL
Qual. solubility: soluble in H2O
Misc.(1):
Misc.(2):

Balance

En el campo *Unbalanced equation* se escribe la ecuación no balanceada. Los signos de elementos se escriben con mayúsculas, el signo de ecuación se sustituye con el signo más (>). Al pulsar el botón *Calculate* en el campo *Balanced equation* se aparece la ecuación balanceada con coeficientes:

The screenshot shows the CHEMIX School - BALANCE software interface. The window is titled "CHEMIX School - BALANCE". It displays the unbalanced equation $\text{H}_2 + \text{O}_2 > \text{H}_2\text{O}$ and the balanced equation $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$. A table shows the compounds, moles, and masses:

Compound	Mol	Mass (g)
H2	2	4.03176
O2	1	31.9988
H2O	2	36.0306

The interface also includes a "Calculate" button, an "Edit list box" with "Save", "Before", "After", "Replace", "Delete", "Clear", and "Help" options, and a list of common chemical equations. The bottom section shows the matrix of coefficients:

Unbalanced equation: $\text{H}_2 + \text{O}_2 > \text{H}_2\text{O}$

	H2	O2	H2O
H	2	0	-2
O	0	2	-1

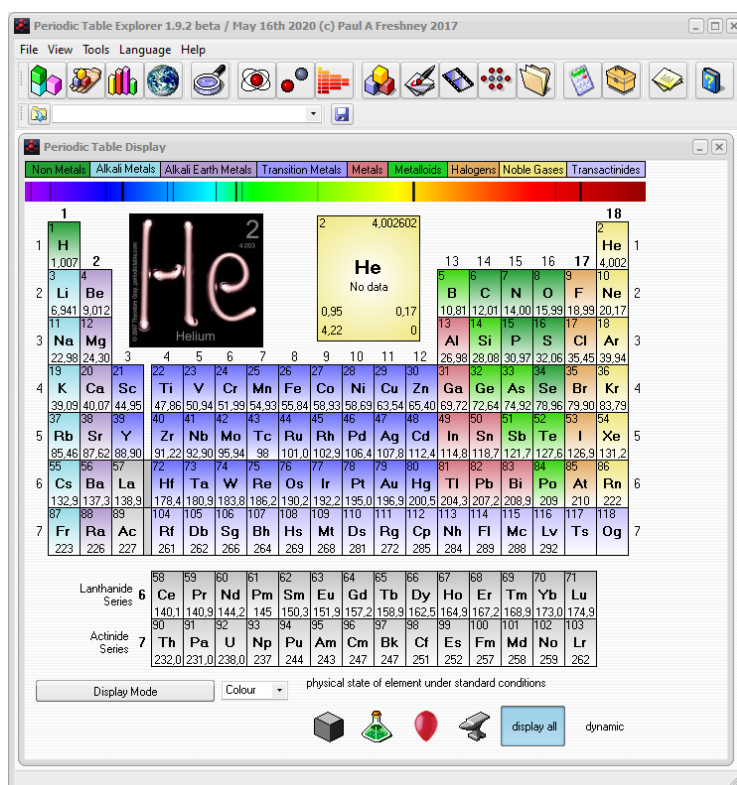
COEFFS: 1 0.5 1
INTEG: 2 1 2
The integer coefficients were obtained by multiplying the 'COEFFS' by 2
Balanced equation: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$

En la sección *Name/equation* se ofrecen algunas ecuaciones más comunes en el estudio de la química.

Periodic Table Explorer

Periodic Table Explorer es la aplicación de la tabla periódica de elementos más informativa y detallada, ofrece más de 1400 páginas de información de referencia con imágenes, videos, diagramas y animaciones, esto sin contar la información que se muestra de forma interactiva.

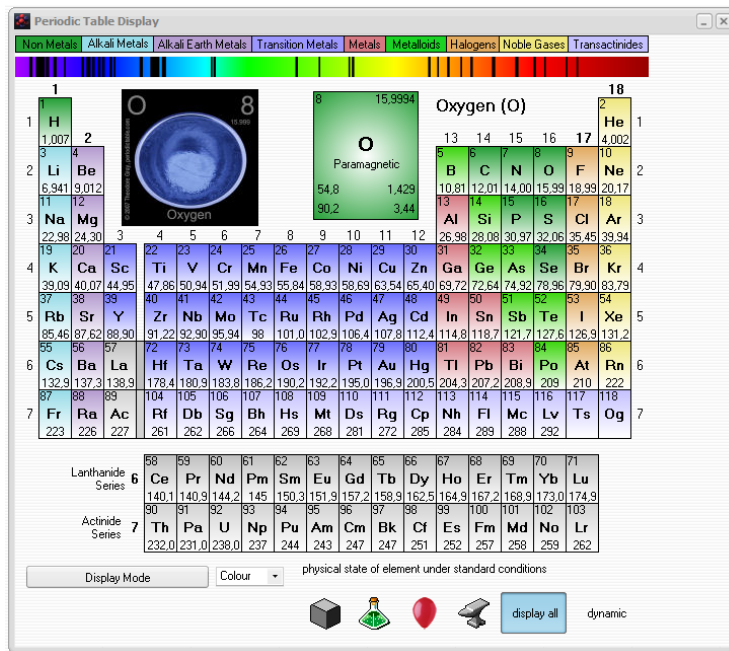
En la parte superior de la ventana principal se encuentran los botones que abren varias ventanas con información, como la tabla periódica:



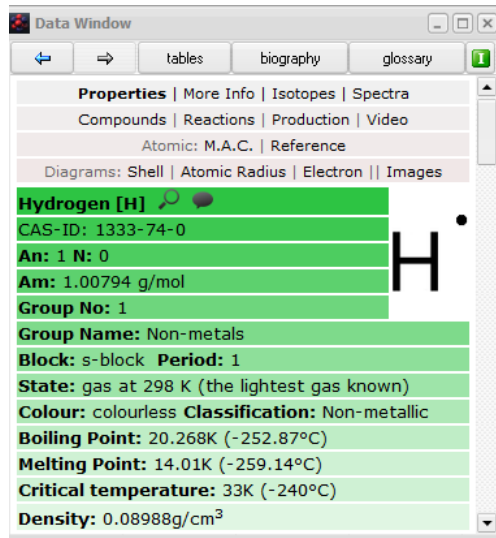
Por desgracia, Periodic Table Explorer está fuera de desarrollo activo, la última versión fue presentado en el mayo de 2020.

<https://sourceforge.net/projects/periodic-table-explorer/>

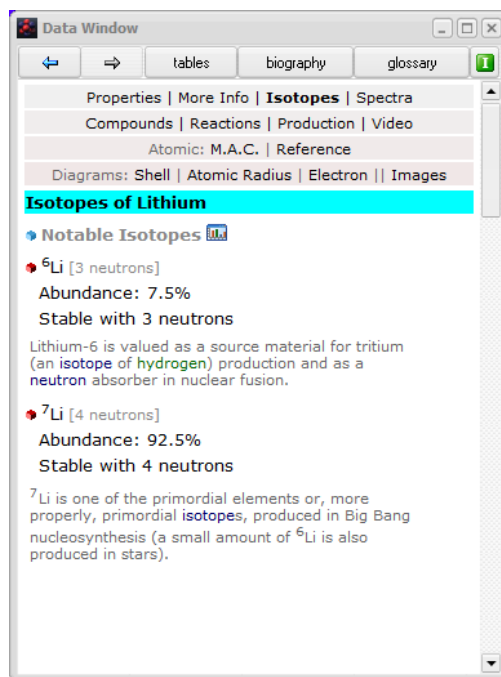
Periodic Table



Al pulsar un elemento se aparece la ventana con su descripción:

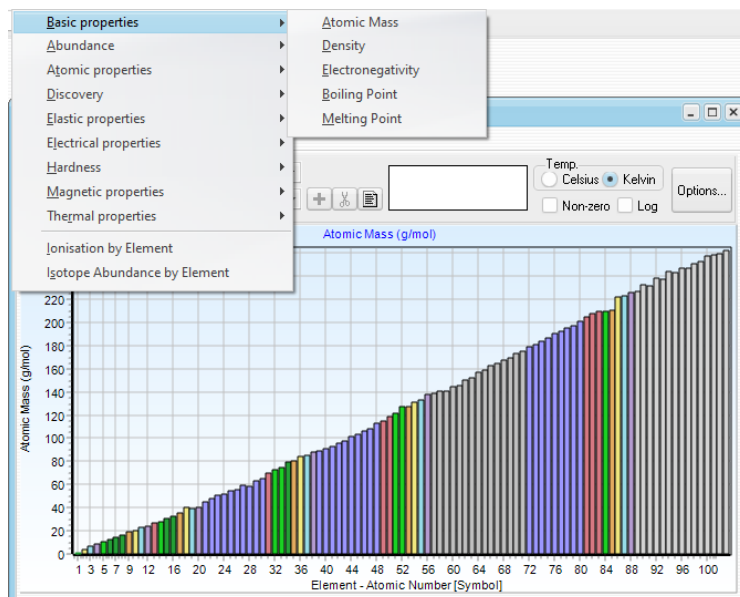


La pestaña *Isotopes* también muestra una descripción corta de cada un isotopo:

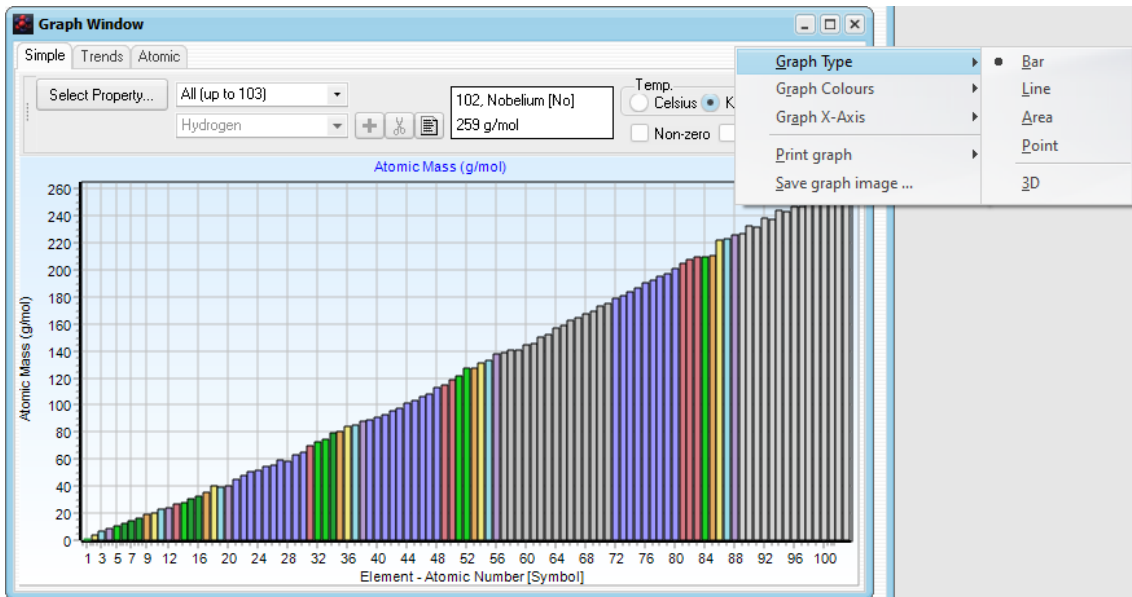


Graph

Graph es la herramienta para observar las relaciones periódicas entre los elementos de la forma gráfica. Se ofrece un listado largo de propiedades atómicas organizado en varias categorías:

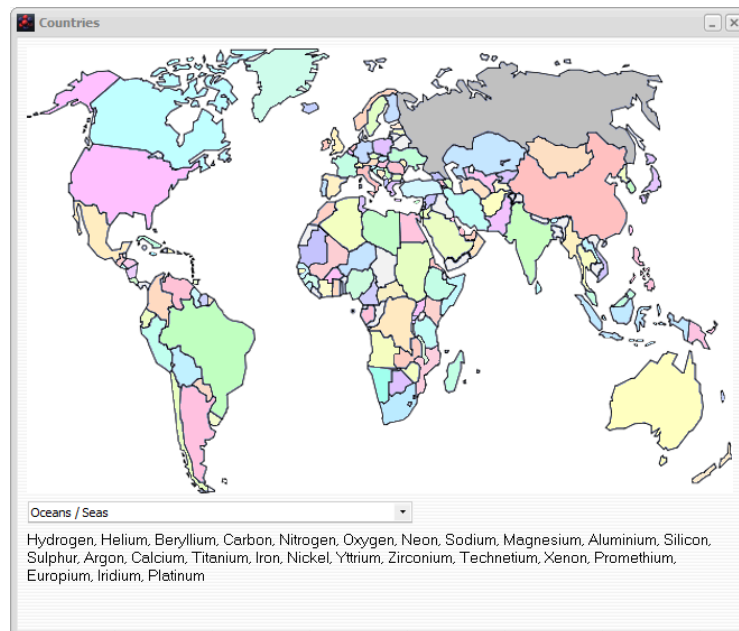


También podemos elegir tipo de grafico para representar unos u otros datos:



Countries

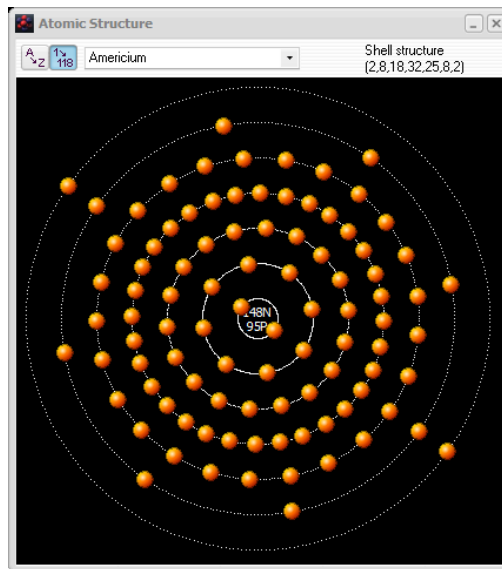
El mapa mundial político. Al colocar el ratón encima de una u otra país en la parte inferior de la ventana se aparecen los elementos que forman su geología:



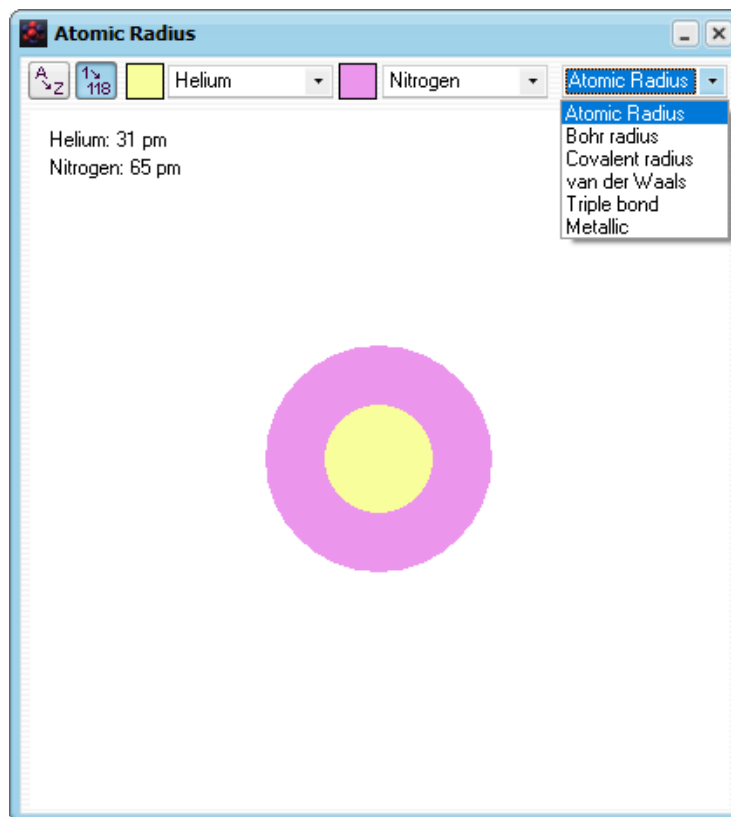
Atomic Structure, Atomic Radius, Electron Configuration

Información completa sobre estructura y configuración electrónica de un átomo.

Atomic Structure en la forma gráfica animada muestra las orbitales de electrones del elemento elegido (número cuántico principal) pero no muestra su forma (número cuántico del momento angular):

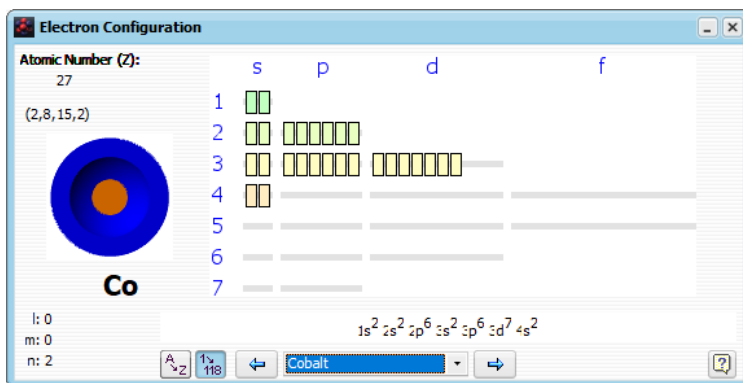


Atomic Radius permite comparar en la forma gráfica los radios de dos átomos:



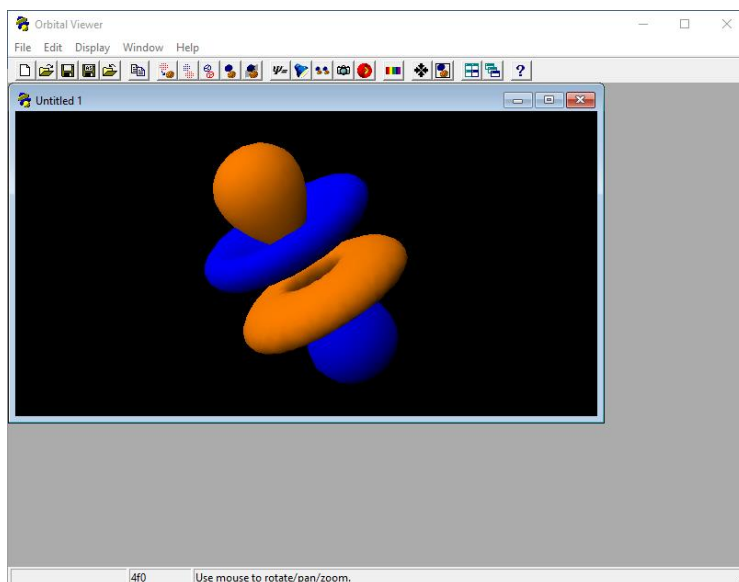
En el listado que se encuentra en la parte superior de la ventana podemos elegir cuales radios exactamente vamos a comparar.

Electron Configuration muestra en detalle la configuración electrónica de elemento incluso formas de orbitales:

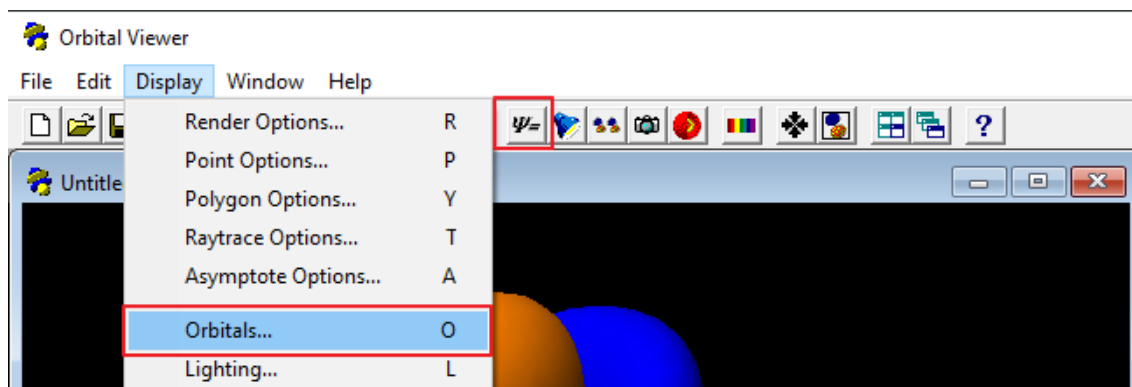


Orbital Viewer

El programa muy útil para estudiar la teoría cuántica. Visualiza los orbitales atómicos basándose en números cuánticos introducidos para $n \leq 30$. Se puede visualizar como átomos separados así moléculas complejas:



Para introducir los números cuánticos hay que abrir el dialogo *Orbitals*, utilizando el menú principal o la barra con botones:



Podemos introducir el número cuántico principal, del momento angular y el magnético:



La imagen o animación creada puede ser guardada con su propio formato para modificaciones posteriores (ORB) o exportada con varios formatos, incluso video (AVI), gráfico (BMP, TIFF, PPM), estereoscópico.

Por desgracia, está fuera de desarrollo activo desde el año 2004 y en Windows 11 trabaja no muy estable.

<https://orbitals.com/orb/ov.htm>

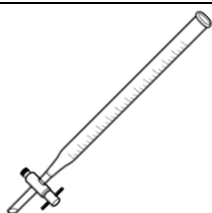
Vidrio y equipos de laboratorio



Balanza analítica es un instrumento para medir masa con una precisión comprendida entre 0,1 y 0,05 mg.

Balanza granataria es un instrumento para medir masa con una precisión comprendida entre 0,1 y 0,001 g.

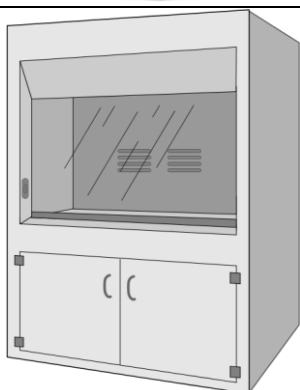
Recuerda que en ambos casos debes calibrarlas y hacer la tara del recipiente que contenga el sólido. Asegúrate que tenga las puertas cerradas para evitar corrientes de aire.



Bureta



Bureta de titulación digital



Campana extractora



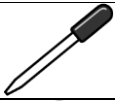
Cápsula de porcelana



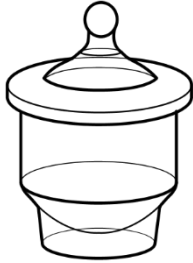
Cristal de reloj



Cubeta



Cuentagotas



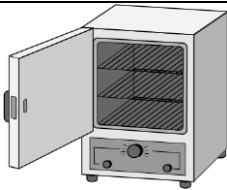
Desecador



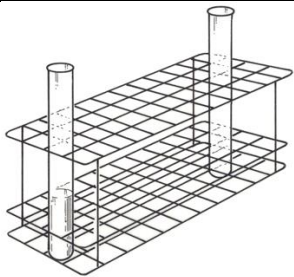
Embudo



Espátula-cuchara



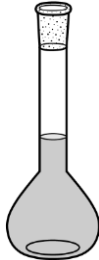
Estufa



Gradilla



Horno mufla sirve para carbonizar muestras, conseguir cenizas insolubles. Se usa para pretratamiento de muestras para estudios como la extracción.



Matraz aforado es un recipiente en forma de pera y con fondo plano, con marca para indicar su capacidad. Contiene un volumen exactamente conocido cuando se enrasa hasta la marca a una temperatura preestablecida.



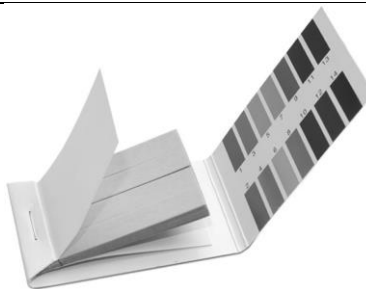
Matraz Erlenmeyer no se usan para medición de material volumétrico, solo para trabajo como mezclar los líquidos.



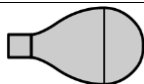
Mortero con postilo



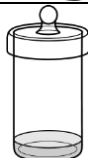
Pala



Papel indicador, también llamado como *papel de litmus* o *papel tornasol*.



Pera de goma utilizan con pipetas volumétricas.



Pesafiltro o *pesasustancia* es un frasco de vidrio con tapa esmerilada que se utiliza para introducir en la balanza las sustancias a ser pesadas. Puedes utilizar también un vidrio de reloj o un vaso de precipitados.



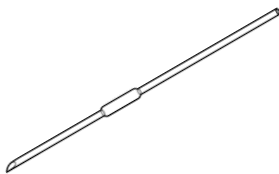
pH-metro o potenciómetro



Frasco lavador

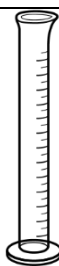


Pinzas metálicas

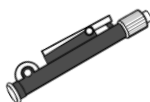


Pipeta aforada es un tubo de vidrio calibrado, con una o dos marcas de enrase, que sirve para medir el volumen del líquido que se vierte. Asegúrate cuántas marcas de enrase tiene tu pipeta aforada.

Pipeta graduada es un tubo de vidrio graduado, que sirve para medir una cantidad variable del líquido que se vierte.



Probeta es un vaso cilíndrico de forma tubular, con pie, normalmente graduado. Mide el volumen de manera aproximada.



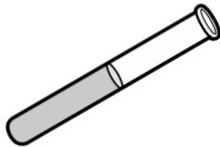
Propipeta es más exacta que pera de goma, se usan con pipetas volumétricas.



Tamizadora vibratoria



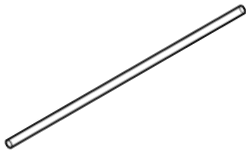
Tamices



Tubo de ensayos



Vaso de precipitados graduado utilizan para medición aproximada de material volumétrico. Está menos exacto que probeta.



Varilla de agitación

Creditos

Fungimur – Cultivador Murciano de Setas

www.fungimur.es

<https://www.linkedin.com/company/fungimur/>

<https://www.instagram.com/felizkatus/>

La página de soporte del libro:

<http://fungimur.es/consultas-y-formacion.html>

HAPPY GROWING, MAGIC PEOPLE 😊