



Ámbito científico tecnológico

Educación a distancia semipresencial

Módulo 3

Unidad didáctica 8

Los cambios

Índice

1.	Introducción.....	3
1.1	Descripción de la unidad didáctica	3
1.2	Conocimientos previos	3
1.3	Criterios de evaluación	4
2.	Secuencia de contenidos y actividades.....	5
2.1	Formulación de química inorgánica	5
2.1.1	Compuestos binarios.....	6
2.1.2	Compuestos ternarios	11
2.2	Masa atómica, masa molecular. Mol	16
2.3	Leyes ponderales. Reacciones químicas	20
2.3.1	Cálculos estequiométricos	23
2.3.2	Reacciones con gases y con disoluciones	26
2.4	Química del carbono	31
2.5	Trabajo en el laboratorio	41
3.	Actividades finales	52
4.	Solucionario.....	57
4.1.1	Solucionario de las actividades propuestas	57
4.1.2	Solucionario de las actividades finales.....	62
5.	Glosario.....	66
6.	Bibliografía y recursos	67
7.	Anexo. Licencia de recursos.....	68

1. Introducción

1.1 Descripción de la unidad didáctica

Cuando mezclamos dos sustancias, por ejemplo, agua y arena, es posible que no ocurra nada, podremos separar esas sustancias por algún tipo de procedimiento y devolverlas a su estado original. Decimos entonces que estamos ante un *cambio físico*. Sin embargo, en otras ocasiones, al mezclar dos sustancias como el hidrógeno con el oxígeno, ocurre algo extraordinario: se origina una sustancia, en este caso el agua, con propiedades y características completamente diferentes de las sustancias que inicialmente mezclamos. Decimos entonces que estamos ante un cambio que denominamos *químico*.

En este tema vamos a analizar lo que llamamos la *estequiometría* de esos cambios químicos, es decir, la manera de poder establecer proporciones entre las cantidades de sustancias que mezclamos para obtener cantidades de sustancia de productos completamente diferentes. Para eso, primero tendremos que establecer las leyes correspondientes y definir las unidades más útiles para trabajar en el laboratorio, ya que estas leyes nos indicarán como se unen átomos para formar moléculas de tamaños tan microscópicos que nos sería imposible trabajar con ellas.

Para poder trabajar en química y que los resultados puedan tener divulgación científica, es necesario unificar las unidades de medida y la nomenclatura utilizada para denominar las sustancias. Es por eso que un comité de miembros de las sociedades nacionales de química, conocido como la IUPAC, Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (*International Union of Pure and Applied Chemistry*), se encarga de establecer estas normas para toda la comunidad científica. Tendremos, pues, que ver como se nombran las distintas sustancias según estos criterios. Es lo que llamamos **la formulación de química**.

1.2 Conocimientos previos

Es necesario repasar lo aprendido en el módulo 2 de las siguientes unidades:

- De la unidad didáctica 5, *La materia I*:
 - Las leyes de los gases y la relación entre las variables P, V y T de las que dependen.

- De la unidad didáctica 6, *La materia II*:
 - Reconocer los símbolos de los elementos en la tabla periódica.
 - Los conceptos de masa atómica y molecular.
- De la unidad didáctica 7, *Los cambios*:
 - Reacciones químicas, ácido base, combustión.
- De matemáticas, las proporciones.

1.3 Criterios de evaluación

- Reconocer la cantidad de sustancia como magnitud fundamental y el mol como su unidad en el sistema internacional de unidades.
- Realizar cálculos estequiométricos con reactivos puros suponiendo un rendimiento completo de la reacción, partiendo del ajuste de la ecuación química correspondiente.
- Deducir la ley de conservación de la masa y reconocer reactivos y productos a través de experiencias sencillas en el laboratorio o de simulaciones digitales.
- Reconocer los materiales e instrumentos básicos presentes en el laboratorio de Física y de Química; conocer y respetar las normas de seguridad y de eliminación de residuos para la protección del medio ambiente.
- Desarrollar pequeños trabajos de investigación en los que se ponga en práctica la aplicación del método científico y la utilización de las TIC.
- Establecer las razones de la singularidad del carbono y valorar su importancia en la constitución de un elevado número de compuestos naturales y sintéticos.
- Identificar y representar hidrocarburos sencillos mediante las distintas fórmulas, relacionarlas con modelos moleculares físicos o generados por computadora y conocer algunas aplicaciones de especial interés.
- Reconocer los grupos funcionales presentes en moléculas de especial interés.
- Nombrar y formular compuestos inorgánicos ternarios según las normas establecidas por la IUPAC.

2. Secuencia de contenidos y actividades

2.1 Formulación de química inorgánica

A través de los enlaces químicos, los átomos de los distintos elementos se combinan para formar una infinidad de moléculas de compuestos. A estos compuestos es necesario dotarlos de nombre. Para eso, la comunidad científica -a través de la IUPAC- establece un conjunto de reglas. Empezaremos por definir una serie de conceptos previos.

Fórmula química: es una representación simbólica de la molécula de una sustancia química. Contiene el símbolo de los elementos con un subíndice que indica el número de átomos de esa sustancia que contiene el compuesto. Por ejemplo: *el ácido sulfuroso*, H_2SO_3 , contiene 2 átomos de hidrógeno, uno de azufre y tres de oxígeno.

Nomenclatura: conjunto de reglas mediante las cuales se nombran los compuestos. La IUPAC admite tres tipos diferentes llamadas *tradicional*, de *Stock* y *sistemática*.

Valencia: es un número asociado a cada átomo que nos indica el poder que tiene un átomo para combinarse con otros átomos.

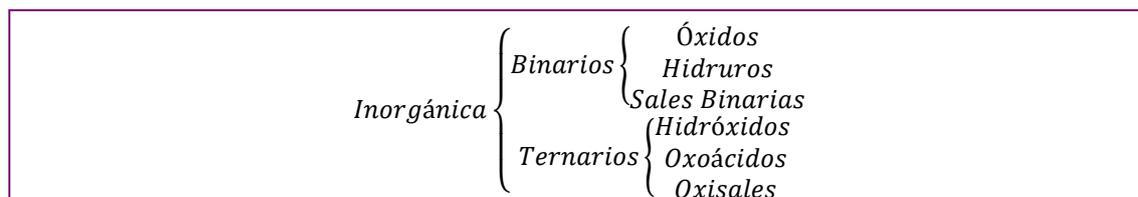
Número de oxidación: es el número de cargas que tendría un átomo si todas las uniones que forma fuesen iónicas, es decir, si se encontrase en forma de ion. Equivale a valencia, pero puede ser positiva o negativa.

En la tabla periódica que va a continuación se exponen los elementos más habituales con los que trabajaremos en esta unidad, con sus respectivas valencias y masa atómica.

1.008 H 1																	He
6.941 Li 1	9.012 Be 2											10.81 B 3	12.01 C 2,4	14 N 3,5	15.99 O 2	18.99 F 1	Ne
22.989 Na 1	24.305 Mg 2											26.98 Al 3	28.08 Si 4	30.97 P 3,5	32.06 S 2,4,6	35.45 Cl 1,3,5,7	Ar
39.098 K 1	40.078 Ca 2	44.95 Sc 3	47.9 Ti 2,3,4	50.94 V 2,3,4,5	51.996 Cr 2,3,6	54.938 Mn 2,3,4,6,7	55.845 Fe 2,3	58.933 Co 2,3	58.693 Ni 2,3	63.546 Cu 1,2	65.39 Zn 2	69.72 Ga 3	72.64 Ge 2,4	74.92 As 3,5	78.96 Se 2,4,6	79.90 Br 1,3,5,7	Kr
85.468 Rb 1	87.62 Sr 2	88.91 Y 3	91.2 Zr 4	92.9 Nb 3,5	96 Mo 6	99 Tc 4,6,7	101.07 Ru 3	102.9 Rh 3	106.7 Pd 2,4	107.87 Ag 1	112.41 Cd 2	114.8 In 3	118.71 Sn 2,4	121.8 Sb 3,5	127.6 Te 2,4,6	126.9 I 1,3,5,7	Xe
132.905 Cs 1	137.33 Ba 2	138.9 La 3	178.49 Hf 4	100.95 Ta 5	183.85 W 6	186.31 Re 4,6,7	190.2 Os 3,4	192.2 Ir 3,4	195.08 Pt 2,4	196.97 Au 1,3	200.59 Hg 1,2	204.38 Tl 1,3	207.2 Pb 2,4	208.98 Bi 3,5	209 Po 2,4	210 At	Rn

Aparecen más claros los elementos poco habituales y que no usaremos en los ejemplos.

La formulación de química inorgánica que desarrollaremos en esta unidad es:



2.1.1 Compuestos binarios

Son moléculas formadas por tan solo dos elementos diferentes, entre ellos están los óxidos, los hidruros y las sales binarias.

Por lo general, para formular un compuesto binario buscamos la valencia de cada uno de los átomos de los correspondientes elementos y las intercambiamos. Por ejemplo, si la valencia del elemento X es a y la valencia del elemento Y es b , el compuesto será X_bY_a . Si los subíndices a y b son divisibles, habrá que simplificarlos. En las fórmulas siempre deberemos escribir a la derecha el elemento menos electronegativo, es decir, el que esté más a la derecha en la tabla periódica. Recuerde que los elementos más a la derecha se llaman también *no metales* y los de la izquierda *metales*. Compruebe en una tabla periódica dónde está la verdadera línea de separación entre unos y otros.

Óxidos

Son combinaciones del oxígeno con otro elemento cualquiera. El oxígeno siempre va con valencia 2, por lo tanto, siempre tendrán la forma X_2O_a .

Nomenclatura

Siempre van precedidos de la palabra óxido. Para indicar las valencias, según la nomenclatura usada, a veces, cuando el elemento X es un no metal, se usa la palabra “*anhídrido*” en lugar de óxido.

Estequiometría

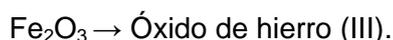
Se usan los prefijos *mono-*, *di-*, *tri-*, *tetra-*, *penta-*, *hexa-* y *hepta-* para indicar los índices de cada elemento. (El prefijo “mono-” por lo general no se pone).

$CuO \rightarrow$ monóxido de cobre o óxido de cobre.

$Fe_2O_3 \rightarrow$ trióxido de dihierro.

Stock

Valencias del metal (entre paréntesis en números romanos).



Tradicional

Usamos, *-oso*, *-ico*, *hipo-*, *per-* dependiendo de la valencia:

1. Si tiene una sola valencia: óxido (...) -ico o de (...)	$\text{Na}_2\text{O} \Rightarrow$ Óxido sódico u óxido de sodio $\text{CaO} \Rightarrow$ Óxido cálcico u óxido de calcio.
2. Con dos valencias: -oso (con la menor) e -ico (con la mayor)	$\text{FeO} \Rightarrow$ Óxido ferroso $\text{Fe}_2\text{O}_3 \Rightarrow$ Óxido férrico
3.- Con tres valencias : hipo -(...)- oso <i>menor</i> (...)- oso <i>intermedia</i> (...)- ico <i>mayor</i>	$\text{Cr}_2\text{O} \Rightarrow$ Óxido hipocromoso . $\text{Cr}_2\text{O}_3 \Rightarrow$ Óxido chromoso . $\text{Cr}_2\text{O}_6 = \text{CrO}_3 \Rightarrow$ Óxido crómico .
4.- Si tiene cuatro valencias: hipo -(...)- oso (...)- oso (...)- ico per -(...)- ico	$\text{Cl}_2\text{O} \Rightarrow$ óxido hipocloroso o anhídrido hipocloroso . $\text{Cl}_2\text{O}_3 \Rightarrow$ óxido cloroso o anhídrido cloroso . $\text{Cl}_2\text{O}_5 \Rightarrow$ óxido clórico o anhídrido clórico . $\text{Cl}_2\text{O}_7 \Rightarrow$ óxido perclórico o anhídrido perclórico .

Algunos ejemplos:

Compuesto	Estequiométrica	Stock	Tradicional
Hg_2O	monóxido de mercurio	óxido de mercurio (I)	óxido mercurioso
HgO	monóxido de mercurio	óxido de mercurio (II)	óxido mercuríco
PtO_2	dióxido de platino	óxido de platino (IV)	óxido platínico
Br_2O	monóxido de dibromo	óxido de bromo (I)	Anhídrido hipobromoso
Br_2O_3	trióxido de dibromo	óxido de bromo (III)	Anhídrido bromoso
Br_2O_5	Pentaóxido de dibromo	óxido de bromo (V)	Anhídrido brómico
Br_2O_7	Heptaóxido de dibromo	óxido de bromo (VII)	Anhídrido perbrómico

Otras combinaciones binarias de oxígeno: los peróxidos

El oxígeno actúa con número de oxidación -1 (en realidad, valencia 1) y siempre debe haber un grupo O_2 en la molécula, así que, si no sale, se puede multiplicar por 2 el óxido normal. Ejemplos:

- *Peróxido de litio*: $\text{LiO} \times 2$, por lo tanto, Li_2O_2
- *Peróxido cuproso*: $\text{CuO} \times 2 = \text{Cu}_2\text{O}_2$
- *Peróxido de bario*: BaO_2
- *Peróxido cúprico*: CuO_2
- Agua oxigenada = *peróxido de hidrógeno* = $\text{HO} \times 2 = \text{H}_2\text{O}_2$

Hidruros e hidrácidos

Son combinaciones de un elemento con hidrógeno, H, de valencia 1, por lo tanto, tendrán siempre la apariencia XH_a , siendo "a" la valencia del elemento X.

Hidruros: se nombran siempre precedidos de la palabra "hidruro" y, para indicar la valencia del elemento, según la nomenclatura:

Estequiométrica:

Mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hexa- y hepta-.

CuH → monohidruro de cobre.

FeH₃ → trihidruro de hierro.

Stock:

Valencia del metal (entre paréntesis en números romanos).

CuH → hidruro de cobre (I)

FeH₃ → hidruro de hierro (III).

Tradicional:

-oso, -ico, hipo- (...) -oso, per- (...) -co.

CuH → hidruro cuproso

FeH₃ → hidruro férrico.

Algunos ejemplos:

Compuesto	Estequiométrica	Stock	Tradicional
NaH	hidruro de sodio	hidruro de sodio	hidruro sódico
CuH	monohidruro de cobre	hidruro de cobre (I)	hidruro cuproso
FeH ₃	trihidruro de hierro	hidruro de hierro (III)	hidruro férrico

Hidrácidos:

Cuando el hidrógeno va en disolución acuosa con los elementos químicos: **S, Se, Te** (de valencia 2); y **F, Cl, Br, I** (de valencia 1) *forma ácidos*. Para estos casos se nombran primero estos elementos seguidos de *-uro de hidrógeno*. En la nomenclatura tradicional se nombra el elemento con la palabra ácido y acabado en -hídrico.

Algunos ejemplos:

Compuesto	Estequiométrica	Stock	Tradicional en disolución acuosa
HCl	cloruro de hidrógeno	cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
H ₂ S	sulfuro de hidrógeno	sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico

Sales binarias

Son combinaciones de un metal con un no metal quedando de la forma X_bY_a , con "a" valencia de X o no metal y "b" la del metal.

El no metal siempre va con el número de oxidación negativo, es decir, con las siguientes valencias:

F, Cl, Br, I	valencia	= 1
S, Se, Te	valencia	= 2
N, P, As, Sb	valencia	= 3
C, Si	valencia	= 4
B	valencia	= 3

La nomenclatura: se nombran todos con "*no metal + -uro de metal*" y se indica la valencia según la nomenclatura:

Estequiométrica:

Mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hexa- y hepta-.

Stock

Valencia del metal entre paréntesis en números romanos.

Tradicional

-oso, -ico, hipo-(...)-oso, per-(...)-ico.

Algunos ejemplos:

Compuesto	Estequiométrica	Stock	Tradicional
$CuBr_2$	dibromuro de cobre	bromuro de cobre (II)	bromuro cúprico
$CuBr$	monobromuro de cobre	bromuro de cobre (I)	bromuro cuproso
Na_2S	monosulfuro de sodio	sulfuro de sodio	sulfuro sódico.
Mg_3N_2	dinitruro de trimagnesio	nitruro de magnesio	nitruro magnésico

También pueden darse combinaciones de no metal + no metal (Y_aX_b). El segundo no metal de la fórmula, el X, siempre con las valencias más bajas.

La nomenclatura es la misma que en el apartado anterior, pero se nombra primero el elemento que aparece en segundo lugar de la siguiente lista:

B, Si, C, Sb, As, P, Te, Se, I, Br, Cl, F

Algunos ejemplos:

Compuesto	Estequiométrica	Stock	Tradicional
BrF	monofluoruro de bromo	fluoruro de bromo	fluoruro hipobromoso
ClF ₃	trifluoruro de cloro	fluoruro de cloro (III)	fluoruro cloroso
NO ₂	dióxido de nitrógeno	cloruro de nitrógeno (V)	cloruro nítrico
C ₃ N ₄	tetranitruro de tricarbóno	nitruro de carbono (IV)	nitruro carbónico

Actividades propuestas

S1. Formule los siguientes compuestos:

▪ óxido de litio	
▪ óxido (anhídrido) fosfórico	
▪ óxido de oro (I)	
▪ trióxido de dibromo	
▪ dióxido de silicio	

S2. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
CO ₂			
I ₂ O			
As ₂ O ₅			
Na ₂ O			
CrO			

S3. Formule los siguientes compuestos:

hidruro de sodio	
bromuro de hidrógeno	
hidruro de cobalto (III)	
hidruro de calcio	
hidruro de plomo (IV)	

S4. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
FeH ₃			
H ₂ Te			
BaH ₂			
PH ₃			
HgH			

S5. Formule los siguientes compuestos:

cloruro de bario	
sulfuro férrico	
dibromuro de cobre	
ioduro de mercurio (I)	
seleniuro de magnesio	

S6. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
CaCl ₂			
FeS			
BrF			
KBr			
FeB			

2.1.2 Compuestos ternarios

Son compuestos ternarios los que están formados por átomos de tres elementos diferentes, entre ellos vamos a ver los hidróxidos, los oxoácidos y los oxisales. Para estos dos últimos, como la nomenclatura de Stock ya va casi integrada en la sistemática, tan solo veremos esta y la tradicional.

Hidróxidos

Son compuestos formados por un metal más el grupo (OH), que siempre va con valencia 1, así que, la forma general será X(OH)_n, donde X es el metal y "n" su valencia.

La nomenclatura: se nombran todos con la palabra "*hidróxido*" y se indica la valencia según la nomenclatura:

Estequiométrica:

Mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hexa- y hepta.

Stock

Valencia del metal entre paréntesis en números romanos.

Tradicional

-oso, -ico, hipo-(...)-oso, per-(...)-ico.

Algunos ejemplos:

Compuesto	Estequiométrica	Stock	Tradicional
Ba(OH) ₂	dihidróxido de bario	hidróxido de bario	hidróxido de bario
Fe(OH) ₃	trihidróxido de hierro	hidróxido de hierro (III)	hidróxido férrico
En la(OH)	monohidróxido de sodio	hidróxido de sodio	hidróxido de sodio
Cu(OH)	monohidróxido de cobre	hidróxido de cobre (I)	hidróxido cuproso

Oxoácidos

Son compuestos de la **forma H_nXO_a** , con hidrógeno, oxígeno y X, el elemento central que, por lo general, es un no metal. El índice “n” puede ser 1 o 2, y el “a” puede ir desde 1 hasta 4. El elemento central, X, nunca llevará índice. Se pueden formular de varios modos. Aquí expondremos dos métodos:

Formulación:

1.- Primer método. Se formula el anhídrido (óxido) y se le añade agua. Este método no les gusta mucho a los químicos, ya que da lugar a reacciones químicas que no existen en realidad.

Ejemplo:

- Óxido clórico $\Rightarrow Cl_2O_5$, si se puede simplificar, habría que hacerlo.
- Añadimos agua $Cl_2O_5 + H_2O \rightarrow H_2Cl_2O_6$. Recuerde que el elemento central no puede llevar número.
- Se simplifica dividiendo entre 2: $HClO_3$

2.- El segundo método consiste en saber la columna que pone “FÓRMULA” en la siguiente tabla:

VALENCIA	FÓRMULA	EJEMPLO
1	HXO	HClO ácido hipocloroso
2	H_2XO_2	H_2SO_2 ácido hiposulfuroso
3	HXO_2	$HClO_2$ ácido cloroso
4	H_2XO_3	H_2SO_3 ácido sulfuroso
5	HXO_3	$HClO_3$ ácido clórico
6	H_2XO_4	H_2SO_4 ácido sulfúrico
7	HXO_4	$HClO_4$ ácido perclórico

La columna que pone valencia se refiere a la del elemento central, X, sabiendo la valencia, se pone la fórmula directamente substituyendo la X por el elemento correspondiente.

La nomenclatura:

1.- **Tradicional:** es la más aceptada.

- 1 valencia.....→ ácido **hipo-(...)-oso**
- 2 valencias.....→ ácido **...-oso**
- 3 valencias.....→ ácido **...-ico**
- 4 valencias.....→ ácido **per-(...)-ico**

2.- Sistemática:

En esta nomenclatura, indicaremos el elemento central, terminado en “ato” siempre, y su número de oxidación entre paréntesis con números romanos. El número de oxígenos con los prefijos: **di-, tri-, tetra-**, etc, delante del lexema “**oxo**”, acabamos la frase con la secuencia **de hidrógeno** con el prefijo correspondiente al número de ellos que tenga. La frase entera quedaría:

Prefijo + oxo + ELEMENTO CENTRAL + ato (valencia del elemento central) + de + prefijo + hidrógeno.

Ejemplo: H_2SO_4 = tetraoxosulfato (VI) de dihidrógeno.

Aunque el nombre resulta largo y complicado, en el momento de formular un compuesto es mucho más sencillo, ya que ni siquiera tenemos que saber la valencia del elemento. El inconveniente que tiene es que para escribir el nombre de un compuesto tenemos que poner entre paréntesis la valencia (número de oxidación) del elemento central y tenemos que determinarlo a partir de la fórmula. Esto se puede hacer aplicando lo que se llama **método del número de oxidación**.

Método del número de oxidación

Queremos saber la valencia del Mn en el compuesto H_2MnO_4 .

El número de oxidación del hidrogeno es siempre +1 y el del oxígeno -2. Además, la suma de los números de oxidación de todos los elementos tiene que ser cero. Por lo tanto, tenemos:

$$\text{H}_2\text{MnO}_4 \quad (+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0 \quad \text{luego, } x = 6$$

El nombre del compuesto será **Tetraoxomanganato (VI) de dihidrógeno**.

Algunos ejemplos:

Compuesto	Sistemática	Tradicional
H_2SO_4	tetraoxosulfato (VI) de dihidrógeno	ácido sulfúrico
HBrO_2	dioxobromato (III) de monohidrógeno	ácido bromoso
HIO	(mon)oxoyodato (I) de (mono)hidrógeno	ácido hipoyodoso
HNO_3	trioxonitrato(V) de hidrógeno	ácido nítrico
H_2CO_3	trioxocarbonato (IV) de dihidrógeno	ácido carbónico

Oxisales

Consideramos aquí tan solo las sales ternarias que provienen de la sustitución de uno o varios hidrógenos de los oxoácidos por un catión (generalmente un metal). Por ejemplo, si tenemos el ácido bromoso, HBrO_2 , le quitamos el H y lo sustituimos por el cobre, Cu, de valencia 2, nos queda $\text{Cu}(\text{BrO}_2)_2$, la valencia del cobre se la ponemos al resto del compuesto, que es el anión BrO_2 .

La nomenclatura:

1.-**Tradicional:** se nombran igual que el ácido del que provienen, pero substituyendo las terminaciones “-ico” por “-ato” y las “-oso” por “-ito”. La valencia del metal va con las terminaciones de siempre.

Ejemplo: si en el ácido clórico (HClO_3) sustituimos el H por potasio, K, tenemos el KClO_3 y lo nombraremos como **Clorato potásico**.

2.-**Sistemática:**

Es el mismo que para los oxoácidos, pero ahora puede ocurrir que el anión vaya entre paréntesis con un índice. Para indicarlo usaremos los prefijos *bis-*, *tris-*, *tetrakis-*, *pentakis-*, etc., delante de un corchete.

Ejemplo: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ será: **Tris[tetraoxosulfato(VI)] de dihierro**.

Para determinar el número de oxidación del elemento central se puede usar el método del número de oxidación directamente, pero recomendamos recuperar el ácido del que provenga y aplicarlo.

En el ejemplo anterior: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ viene del ácido H_2SO_4 , si aplicamos el método del número de oxidación, sale $x = 6$ para el azufre, S.

Algunos ejemplos:

Compuesto	Sistemática	Tradicional
$\text{Ca}(\text{BrO}_3)_2$	bis[trioxobromato (V)] de calcio	bromato calcico
NaClO	oxoclorato (I) de sodio	hipoclorato sódico
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	tris[tetraoxosulfato (VI)] de dialuminio	sulfato aluminico
$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	tris[trioxonitrato (V)] de hierro (III)	nitrato férrico

Actividades propuestas

S7. Formule los siguientes compuestos.

Hidróxido de bario	
Hidróxido de hierro (III)	
Hidróxido crómico	
Hidróxido de cobre (I)	
Hidróxido cobaltoso	

S8. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
$\text{Al}(\text{OH})_3$			
AuOH			
$\text{Zn}(\text{OH})_2$			
$\text{Cd}(\text{OH})_2$			
$\text{Ba}(\text{OH})_2$			

S9. Formule los siguientes compuestos.

ácido clórico	
ácido nitroso	
tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno	
ácido periódico	
dioxoclorato (III) de hidrógeno	

S10. Nombre los siguientes compuestos.

Fórmula	TRADICIONAL	SISTEMÁTICA
H ₂ SO ₄		
HClO ₄		
HNO ₂		
HIO		
HMnO ₄		

S11. Formule los siguientes compuestos.

tetraoxoclorato (VII) de potasio.	
nitrate de litio	
cromato de bario	
hipoclorito de sodio	
tetraoxosulfato (VI) de hierro (II)	

S12. Nombre los siguientes compuestos.

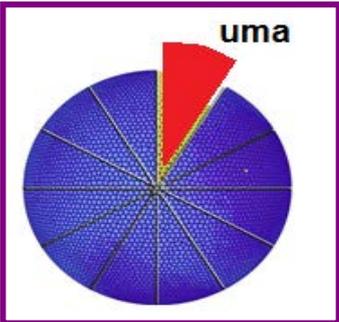
Fórmula	TRADICIONAL	SISTEMÁTICA
Cu ₂ SO ₄		
LiIO ₃		
Fe ₂ (SO ₃) ₃		
Ni(ClO ₂) ₂		
KNO ₂		

2.2 Masa atómica, masa molecular. Mol

Como ya sabemos, los compuestos químicos están formados de moléculas que, a su vez, están formadas por átomos, ambos son tan pequeños que es imposible medirlos en el laboratorio, así que, necesitamos establecer magnitudes y unidades que nos permitan hacer cálculos y poder ponderar las combinaciones entre las distintas sustancias.

Masa atómica

El tamaño de un átomo es de la orden de 10^{-10} m y su masa de 10^{-27} kg, es evidente que estas magnitudes no son, de ningún modo, idóneas para hacer cálculos. Si queremos tener cantidades más apropiadas, lo primero que tenemos que hacer es definir una unidad de medida adecuada. Como no tenemos nada que sea tan pequeño como un átomo, el mejor patrón que podemos coger para establecer comparaciones entre átomos es otro átomo; y así se ha hecho, primero se tomó como patrón el átomo de oxígeno, después, el de hidrógeno y en la actualidad se ha cogido como patrón una parte del átomo de carbono.



Unidad de masa atómica (uma) = es la doceava parte del átomo de carbono 12.

Tenemos el átomo de carbono 12, lo dividimos en doce partes y una de ellas será la que tomemos como patrón, le llamaremos uma.

Por lo tanto, cuando tengamos que pesar cualquier átomo lo que haremos será compararlo con nuestro patrón. Podremos decir que la masa del átomo de oxígeno es 15,99 veces la masa de ese pedazo al que llamamos uma. La del hierro, 55,845 uma, la del sodio 22,989, y así con todos los elementos que están recogidos en la tabla periódica.

En la actualidad ya tenemos experimentos científicos que nos permiten determinar la masa de un átomo, así que podemos expresar la *uma* en kilogramos.

$$1 \text{ uma} = \frac{\text{masa de 1 átomo de } C^{12}}{12} = \frac{19,9240 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{12} = 1,66033 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Masa molecular

Las moléculas están formadas por átomos unidos entre sí por medio de enlaces químicos, el número de átomos viene indicado en la fórmula por el subíndice correspondiente, así, por ejemplo, el ácido sulfúrico H_2SO_4 está formado por 2 átomos de hidrógeno, uno de azufre y cuatro de oxígeno.

La masa molecular de un compuesto es la suma de las masas atómicas de cada uno de los átomos que lo componen.

La masa molecular M_m , del ácido sulfúrico será:

$$M_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times 1,008 + 32,06 + 4 \times 15,989 = 98,032 \text{ uma}$$

Mol

El mol es la unidad de cantidad de materia en el sistema internacional de unidades y equivale al número de Avogadro, $6,02 \times 10^{23}$ unidades de materia sea cual sea. Así, si hablamos de un mol de átomos de hierro estamos diciendo $6,02 \times 10^{23}$ átomos de hierro, si hablamos de patatas y decimos un mol de patatas, estamos hablando de $6,02 \times 10^{23}$ patatas.

¿Por qué los científicos decidieron coger esta cantidad? La respuesta es que, si tomamos esta cantidad de átomos de cualquier elemento y la pesamos, el resultado es la masa atómica del elemento puesto en gramos, por consiguiente, si nos fijamos en la tabla periódica, podemos establecer:

1 mol de Fe = $6,02 \times 10^{23}$ átomos de hierro = 55,845 g de hierro.

1 mol de C = $6,02 \times 10^{23}$ átomos de carbono = 12,01 g de carbono.

1 mol de CO_2 = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de dióxido de carbono = 43,99 g de CO_2 .

Con esta definición podemos establecer la relación entre el número de moles de un elemento, su masa en gramos y la masa atómica, quedándonos:

$$n = \frac{m(g)}{M_{at}}$$

- n es el número de moles del elemento.
- $m(g)$ la masa en gramos del elemento.
- M_{at} la masa atómica del elemento.

La misma fórmula vale si, en lugar de tener un elemento, lo que tenemos es un compuesto. Tan solo tendríamos que substituir la masa atómica por la masa molecular, M_{mol} , quedando

$$n = \frac{m(g)}{M_{mol}}$$

Ahora ya podemos establecer que, cuando uno se refiere a la masa de un solo átomo del elemento, las unidades que debe utilizar son *umas* y, cuando se refiere a la masa de un mol del elemento, las unidades que se deben usar son *g/mol*. Luego:

Masa de 1 átomo de Cadmio (Cd) = 112,41 umas; masa de 1 mol de Cd = 112,41 g/mol.

Actividades resueltas

Determine cuántos moles son 252,72 g de silicio.

La masa atómica del silicio, Si, es de 28,08 g/mol, por lo tanto:

$$n = \frac{m(g)}{M_{at}} = \frac{252,72}{28,08} = 9 \text{ moles}$$

Determine la masa de 15 moles de aluminio:

La masa atómica del aluminio, Al, es de 26,98 g/mol, por lo tanto:

$$15 = \frac{m(g)}{26,98} \rightarrow m(g) = 404,7g$$

Determine cuántos moles son un litro de agua.

$M_{mol}(H_2O) = 1,008 \times 2 + 15,99 = 18,006 \text{ g/mol}$, como un litro de agua es un kilogramo = 1000 g tenemos:

$$n = \frac{m(g)}{M_{mol}} = \frac{1000}{18,006} = 55,54 \text{ moles}$$

Determine la masa de 20 moles de sal común, cloruro de sodio, NaCl.

$M_{mol}(NaCl) = 22,989 + 35,45 = 58,439 \text{ g/mol}$, por lo que, tendremos:

$$20 = \frac{m(g)}{58,439} \rightarrow m(g) = 1168,78g$$

¿Cuántos átomos de hierro tenemos en 1116,9 g de ese metal?

Sabemos que 1 mol del elemento son $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos, así que, hay que determinar cuántos moles tenemos:

$$n = \frac{m(g)}{M_{mol}} = \frac{1116,9}{55,845} = 20 \text{ moles}$$

Luego, tendremos: $20 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 1,204 \cdot 10^{25}$ átomos de Fe.

¿Cuántos átomos de oxígeno tendremos en 395,91 g de gas CO₂?

Sabemos que una molécula de CO₂ tiene 2 átomos de oxígeno, luego, tenemos que calcular el número de moléculas y, como en un mol tenemos $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas, lo primero será determinar el número de moles: $M_{mol}(CO_2) = 12,01 + 15,99 \times 2 = 43,99 \text{ g/mol}$.

$$n = \frac{m(g)}{M_{mol}} = \frac{395,91}{43,99} = 9 \text{ moles de } CO_2$$

Por lo tanto, hay $9 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 5,418 \cdot 10^{24}$ moléculas de CO₂ y, en cada molécula, dos átomos de oxígeno:

$$5,418 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \times 2 \text{ átomos} = 1,084 \cdot 10^{25} \text{ átomos de oxígeno.}$$

Actividades propuestas

- S13. ¿Cuántos moles de aluminio son 216 g de este metal? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{Al}) = 27$ g/mol).
- S14. Determine cuántos gramos de calcio serán $1,204 \times 10^{25}$ átomos de este elemento. (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{Ca}) = 40$ g/mol).
- S15. ¿Cuántos moles de sodio tendremos que usar si queremos disponer de $9,03 \times 10^{24}$ átomos de este material? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{En a}) = 23$ g/mol).
- S16. Determine la masa molecular del Tetraoxoclorato (VII) de potasio. (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16$ g/mol; $M_{\text{at}}(\text{K}) = 39$ g/mol; $M_{\text{at}}(\text{Cl}) = 35,5$ g/mol).
- S17. ¿Cuántos moles de cloruro sódico son 526,5 g de ese compuesto? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{En a}) = 23$ g/mol; $M_{\text{at}}(\text{Cl}) = 35,5$ g/mol).
- S18. ¿Cuántos átomos de oxígeno habrá en 500 g de carbonato de calcio [Trioxocarbonato (IV) de calcio]? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{Ca}) = 40$; $M_{\text{at}}(\text{C}) = 12$; $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16$).
- S19. ¿Cuántos gramos de óxido férrico son $4,816 \times 10^{24}$ moléculas de este compuesto? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16$ g/mol; $M_{\text{at}}(\text{Fe}) = 55,8$ g/mol).
- S20. Calcule: a) ¿cuántos átomos de oxígeno hay en 20 moléculas de ácido carbónico [Trioxocarbonato (IV) de dihidrógeno]? b) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 10 moles de ácido carbónico? c) ¿Cuántos gramos son 10 moles de ácido carbónico? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16$ g/mol; $M_{\text{at}}(\text{C}) = 12$ g/mol; $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1$ g/mol).
- S21. ¿Cuántos moles son 100 g de hidróxido de sodio? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16$ g/mol; $M_{\text{at}}(\text{En a}) = 23$ g/mol; $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1$ g/mol).
- S22. ¿Cuántas moléculas de hidruro cúprico habrá en 655 g de dicho compuesto? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1$ g/mol; $M_{\text{at}}(\text{Cu}) = 63,5$ g/mol).
- S23. ¿Cuántos átomos de silicio hay en 1409 g de silicato de aluminio [Tris(trioxosilicato (IV) de dialuminio)]? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16$ g/mol; $M_{\text{at}}(\text{Si}) = 28$ g/mol; $M_{\text{at}}(\text{Al}) = 27$ g/mol).

2.3 Leyes ponderales. Reacciones químicas

Cuando dos sustancias se mezclan puede ocurrir que el resultado sea una sustancia con propiedades completamente diferentes a las de las sustancias iniciales, decimos entonces que se ha producido una reacción química. Nuestro objetivo ahora es establecer relaciones entre las sustancias que se mezclan para poder predecir las cantidades de sustancia que se pueden obtener como producto.

Leyes ponderales

a) Ley de conservación de la masa. Ley de Lavoisier

En toda reacción química, la masa de los productos que se forman tiene que ser la misma que la masa de los reactivos que desaparecen.



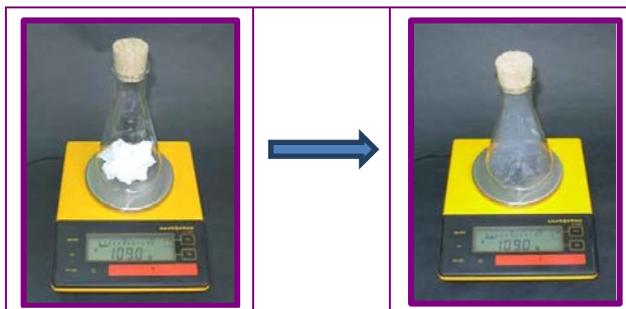
Antoine-Laurent de Lavoisier (París, Francia, 1743-1794)

Considerado el creador de la química moderna, junto a su mujer, la científica Marie-Anne Pierrette Paulze.

Fue guillotinado el 8 de mayo de 1794, cuando tenía 50 años. Lagrange dijo al día siguiente: «Fue suficiente un instante para cortarle la cabeza, pero Francia necesitará un siglo para que aparezca otra que se le pueda comparar».

Exonerado por el nuevo gobierno, hoy es uno de los 72 científicos cuyo nombre figura inscrito en la Torre Eiffel.

Si quemamos un papel en un frasco cerrado y no dejamos escapar el dióxido de carbono, CO_2 , y el agua (gases) producidos, entonces comprobaremos que los gramos antes y después de la combustión son los mismos:



b) Ley de proporciones definidas. Ley de Proust (Francia, 1754-1826)

Cuando dos o más elementos se combinan para dar un compuesto determinado, lo hacen siempre en una relación de masas constantes.

Ejemplo: 12 g de Carbono se combinan con 32 g de oxígeno para formar 44 g de dióxido de carbono y siempre lo harán en la misma proporción. Así, podremos tener:

C	+	O ₂	→	CO ₂
12		32		44
6		18		22
36		96		132

c) Ley de proporciones múltiples o Ley de Dalton (Reino Unido, 1766-1844)

Cuando un elemento se combina con otro para dar más de un compuesto, se cumple que las masas del que se combina con la masa fija del otro se encuentran en una relación de números enteros sencillos.

Un ejemplo de esto es el oxígeno cuando se combina con el carbono para formar monóxido de carbono, CO, y dióxido de carbono, CO₂.

Masa de O que se combina con 12 g de C en el CO: 16 g

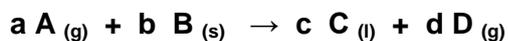
Masa de O que se combina con 12 g de C en el CO₂: 32 g

Si dividimos uno entre el otro 32 : 16 = 2 número entero y sencillo.

Reacciones químicas

Representan la combinación de reactivos (izquierda) para dar productos (derecha).

De manera general se representan como:



Por ejemplo: $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (l)} + 2 \text{ NaOH }_{(s)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ (s)} + 2 \text{ H}_2\text{O }_{(l)}$

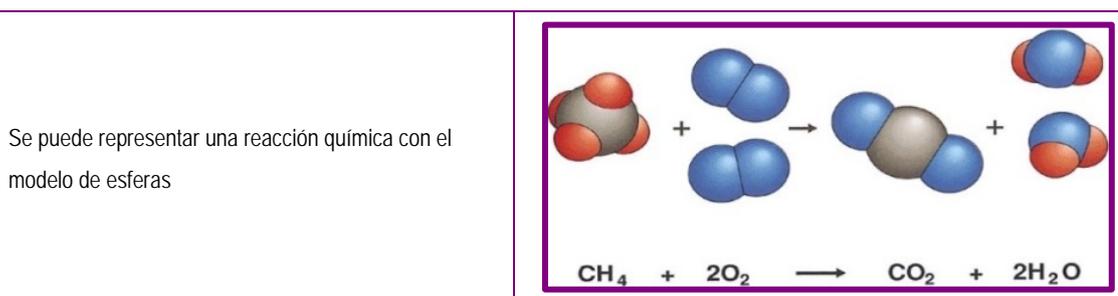
Donde:

A y B representan los reactivos.

C y D representan los productos.

a, b, c y d son los coeficientes estequiométricos. Dan el número de moléculas o de moles de cada uno de los compuestos que intervienen en la reacción.

(s), (l) y (g) representan los estados de agregación de cada componente sólido, líquido o gaseoso.



Ajuste de reacciones químicas:

Consiste en modificar (ajustar) los coeficientes estequiométricos de una reacción química de manera que se cumpla la ley de conservación de la masa, es decir, que el número de átomos de un elemento en el lado de los reactivos sea el mismo que del lado de los productos.

El método se realiza por tanteo, por lo que es importante seguir unas sencillas reglas:

- Nunca modificar los índices de los compuestos: tenemos H_2O , si modificamos a H_3O , la sustancia ya no es agua.
- Comenzar, si es posible, ajustando los componentes con elementos que aparecen solo una vez, tanto en reactivos como en productos.
- Dejar para el final los elementos que están libres, que no aparezcan en moléculas.

Ejemplo: ajústese la siguiente reacción de neutralización del ácido sulfúrico con una base.



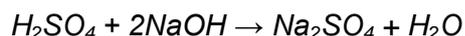
E

Lo primero que hacemos es comprobar el número de átomos de cada elemento en cada lado de la reacción:

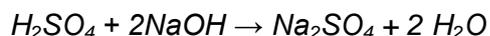
	Reactivos	Productos
Hidrógeno H	3	2
Azufre S	1	1
Oxígeno O	5	5
Sodio Na	1	2

Vemos que el hidrógeno y el sodio no están ajustados, no tienen el mismo número de átomos en los reactivos que en los productos.

Comenzamos ajustando el Na, como hay 2 en los productos, ponemos un 2 en los reactivos:



Tenemos un total de 4 H en los reactivos y solo 2 H en los productos, así que ponemos un 2:



Observamos que hay $4 + 2 = 6$ oxígenos en los reactivos y $4 + 2 = 6$ en los productos, el O está; de S tenemos 1 en los reactivos y 1 en los productos, por lo tanto, la reacción está ajustada.

Actividades propuestas

S24. Indique qué reacciones están mal ajustadas y corrijalas.

- a) $2\text{KIO}_3 + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{O}_2 + 2\text{KOH}$.
- b) $3\text{O}_2 + 4\text{NH}_3 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$.
- c) $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 3\text{H}_2$.
- d) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} + 4\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$.
- e) $2\text{HI} + 2\text{HNO}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.
- f) $\text{C}_6\text{H}_6 + 6\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.

S25. Ajuste las ecuaciones químicas siguientes.

- a) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$
- b) $\text{C}_6\text{H}_{12} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{N}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
- d) $\text{AgNO}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{AgCl} + \text{O}_2 + \text{N}_2\text{O}_5$
- e) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- f) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$
- g) $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$

2.3.1 Cálculos estequiométricos

Estequiometría: establece la relación cuantitativa que hay entre las cantidades de reactivos y los productos de una reacción química.

Una ecuación química ajustada es como una ecuación matemática, establece la proporción entre las sustancias y se puede interpretar a nivel microscópico (átomos y moléculas) o a nivel macroscópico (moles y masas).

Para hacer los cálculos con una reacción química, será recomendable seguir los siguientes pasos:

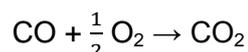
- Escribir la ecuación química y ajustarla.
- Ver las proporciones según los coeficientes estequiométricos obtenidos.
- Identificar en cada sustancia las cantidades que se conocen y las que tenemos que determinar.
- Establecer las proporciones correspondientes y resolverlas.

Ejemplo: *determinar la cantidad de oxígeno gas que es necesario emplear para quemar completamente 140 g de monóxido de carbono y transformarlo en dióxido de carbono. (Tomar las masas atómicas redondeadas: $M_{at}(O) = 16$; $M_{at}(C) = 12$).*

1.º Escribir la reacción química y ajustarla: siempre que se trate de quemar o de la combustión de una sustancia, se trata simplemente de mezclarla con oxígeno gas; cuando se trata de elementos en estado gaseoso, tiene que estar en su forma molecular, es decir, en este caso $O_2(g)$. Así, la reacción queda:



Vemos que en los reactivos tenemos 3 oxígenos y en los productos 2, así que tenemos que ajustarla.



Así quedaría ajustada, pero como no queremos trabajar con fracciones, multiplicamos toda la ecuación por 2, así nos queda:



2.º Las proporciones indican que 2 de CO se combinan con 1 de O_2 para dar 2 de CO_2 . En el siguiente cuadro vemos como podemos interpretarlo:

Recuerde que $M_{mol}(CO) = 12 + 16 = 28g/mol$; $M_{mol}(O_2) = 16 \times 2 = 32$; $M_{mol}(CO_2) = 12 + 16 \times 2 = 44g/mol$.

Formas de interpretación			
	2 CO	+ O ₂	→ CO ₂
Nivel molecular	2 moléculas de CO	1 molécula de O ₂	1 molécula de CO ₂
Nivel molar	2 moles de CO	1 mol de O ₂	1 mol de CO ₂
Nivel de masa	2 x 28 g de CO	1 x 32 g de O ₂	44 g de CO ₂

3.º En el enunciado nos dicen que queremos quemar 140 g de CO, por lo tanto, en este caso debemos trabajar a nivel de masa y establecer la proporción entre los $2 \times 28 = 56$ g de CO y los 32 g de O_2 .

4.º Si establecemos la proporción según una regla de tres, nos queda:

$$\left. \begin{array}{l} 56 \text{ g de CO} \text{ ---} \rightarrow 32 \text{ g de } O_2 \\ 140 \text{ g de CO} \text{ ---} \rightarrow x \text{ g de } O_2 \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{140 \cdot 32}{56} = 80 \text{ g de } O_2$$

Luego, precisamos 80 g de oxígeno para quemar 140 g de monóxido de carbono.

También podríamos haber interpretado la reacción en términos de moles. En este caso, lo primero sería pasar los 140 g de CO a moles conforme:

$$n = \frac{m(g)}{M_{mol}} = \frac{140}{28} = 5 \text{ moles de CO}$$

Si establecemos la proporción en correspondencia a los números de moles con una regla de tres:

$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ moles de CO} \text{ --- } \rightarrow 1 \text{ mol de O}_2 \\ 5 \text{ moles de CO} \text{ --- } \rightarrow x \text{ moles de O}_2 \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{1 \cdot 5}{2} = 2,5 \text{ moles de O}_2$$

Como el enunciado del problema nos da gramos de CO, debemos contestar dando gramos de O₂. Así que, pasamos a gramos los 2,5 moles:

$$n = \frac{m(g)}{M_{mol}} \Rightarrow 2,5 = \frac{m(g)}{32} \Rightarrow m(g) = 80 \text{ g de O}_2$$

Actividad resuelta

Cuando mezclamos un metal con un ácido se desprende hidrógeno a la atmósfera y se forma una sal del metal correspondiente. Si hacemos reaccionar 200 g de cinc con ácido clorhídrico (cloruro de hidrógeno), a) ¿cuántos gramos de cloruro de cinc (ZnCl₂) se producirán? b) ¿Cuántos moles de hidrógeno gas (H₂) recogeremos?

La reacción correspondiente será: $\text{HCl (l)} + \text{Zn (s)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \text{ (s)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$

La ajustamos: $2 \text{ HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

Masas atómicas y moleculares redondeadas: $M_{mol}(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$; $M_{at}(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$; $M_{mol}(\text{ZnCl}_2) = 65,4 + 35,5 \times 2 = 136,4 \text{ g/mol}$.

a) Establecemos la proporción entre el Zn y el ZnCl₂, en masa:

$$\left. \begin{array}{l} 65,4 \text{ g de Zn} \text{ --- } \rightarrow 136,4 \text{ g de ZnCl}_2 \\ 200 \text{ g de Zn} \text{ --- } \rightarrow x \text{ g de ZnCl}_2 \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{136,4 \cdot 200}{65,4} = 417,13 \text{ g de ZnCl}_2$$

b) Ahora establecemos la relación entre el Zn y el H₂, pero en moles, por lo tanto, pasamos los 200 g de Zn a moles:

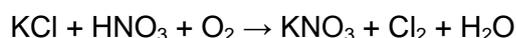
$$n = \frac{m(g)}{M_{mol}} = \frac{200}{65,4} = 3,06 \text{ moles de Zn} \quad \text{luego,}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Zn} \text{ --- } \rightarrow 1 \text{ mol de H}_2 \\ 3,06 \text{ moles de Zn} \text{ --- } \rightarrow x \text{ moles de H}_2 \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{1 \cdot 3,06}{1} = 3,06 \text{ moles de H}_2$$

Actividades propuestas

S26. Para fabricar nitrato amónico en los fertilizantes se usa el amoníaco, NH₃, que se produce a partir del nitrógeno del aire y de hidrógeno: $\text{N}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{NH}_3 \text{ (g)}$. a) Ajuste la ecuación. b) ¿Cuántos gramos de hidrógeno tienen que reaccionar para producir 1000 kg de amoníaco? c) Con 500 kg de H₂ y todo el nitrógeno que sea necesario, ¿cuántos moles de NH₃ se pueden producir? $M_{at}(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$; $M_{at}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$.

- S27. La reacción entre el cloruro de amonio (NH_4Cl) y el hidróxido de sodio produce amoníaco (NH_3), cloruro de sodio y agua. Calcular las masas de cloruro de amonio necesarias para obtener 20 g de amoníaco. $M_{\text{at}}(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$. $M_{\text{at}}(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$.
- S28. La reacción del aluminio con el cloro produce cloruro de aluminio. a) ¿Qué masa de cloruro de aluminio se obtiene al hacer reaccionar 23 g de Al con un exceso de Cl_2 ? b) ¿Qué masa de aluminio y de cloro se necesitarán para obtener 145 g de cloruro de aluminio? $M_{\text{at}}(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$.
- S29. La oxidación del hierro produce trióxido de dihierro. Si en un recipiente cerrado tenemos un tornillo de hierro de 32 g y 20 g de oxígeno, ¿habrá suficiente oxígeno para oxidar completamente el hierro? $M_{\text{at}}(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$.
- S30. El cloro se puede obtener según la reacción:



Calcule qué masa de Cl_2 se podrá obtener a partir de 30 g de KCl.

$M_{\text{at}}(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{K}) = 39 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$

2.3.2 Reacciones con gases y con disoluciones

En los laboratorios de química es muy habitual encontrar los reactivos, bien en estado gaseoso, bien en disolución, como en el caso de los ácidos, ya que para poder mantenerlos dentro de los recipientes es normal rebajarlos con agua, evitando así su gran poder corrosivo. Veamos cómo podemos encontrar la cantidad de sustancia en una reacción química cuando los componentes están en cualquiera de estos estados.

Reacciones químicas con gases.

Para describir el estado de un gas, los parámetros que utilizamos son la presión P, la temperatura T y el volumen V. Se puede demostrar experimentalmente que, manteniendo uno de estos parámetros constante, los otros dos mantendrían una proporción fija, es lo que llamamos las leyes de los gases ideales. Si combinamos estas leyes y pensamos en un gas que pasa de un estado donde sus parámetros valen V_1 , T_1 y P_1 a otro estado donde valen V_2 , T_2 y P_2 , se puede comprobar que se cumple:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

De modo general, podemos pensar que el estado 2 es un estado fijo que llamaremos estado normal de un gas, $T_2 = 0\text{ }^{\circ}\text{C} = 273\text{ K}$, $P_2 = 1\text{ atm}$ y $V_2 = 22,4\text{ l}$, y al estado 1 ya no tenemos que ponerle el subíndice, así tenemos:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{1\text{ atm} \cdot 22,4\text{ l}}{273\text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K}}$$

A esta cantidad la llamamos constante de los gases ideales y la denotamos con la letra R, además, tenemos que tener en cuenta la cantidad de masa que pueda tener el gas y, como la masa se relaciona con el número de moles, n, de la sustancia, podemos escribir esta ecuación como:

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, que es la conocida ecuación de Clapeyron para los gases ideales.

Obsérvese que las unidades que acompañan a la constante de los gases, R, son litros, atmosferas y Kelvin, así que el volumen, la presión y la temperatura tendrán que ir siempre en estas unidades.

Cuando queremos establecer proporciones entre los componentes gaseosos de una reacción química, podemos tener en cuenta la ley de volúmenes de combinación de Gay-Lussac (1778-1850):

“Los volúmenes de sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, guardan entre sí una relación de números enteros sencillos”.

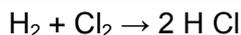
Gay-Lussac demostraba experimentalmente que, cuando se combina un volumen de hidrógeno con un volumen de cloro, el resultado es dos volúmenes de cloruro de hidrógeno. Este resultado era muy importante, ya que la teoría desarrollada por Dalton en esa época era incapaz de explicar este resultado, 50 años después se reconoció la hipótesis de un científico italiano llamado Avogadro y pudieron darle una explicación teórica:

Según la teoría de Dalton los gases tienen que ser monoatómicos, ya que dos átomos iguales no podían juntarse, incluso se repelían. Así que, la formación del agua para Dalton era:

$\text{H} + \text{O} \rightarrow \text{HO}$, un volumen de hidrógeno más un volumen de oxígeno da un volumen de agua.

Sin embargo, Gay-Lussac experimentalmente encuentra que: $\text{H} + \text{Cl} \rightarrow 2\text{ HCl}$.

Por fin, Avogadro formula que los gases no son átomos, sino que forman agregados a los que llamó moléculas, así:



Hipótesis de Avogadro: volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas.

De aquí se desprende que 1 mol de cualquier gas en condiciones normales de presión y temperatura ocupa 22,4 litros.

Actividades resueltas

Al quemar el propano, C_3H_8 , se desprende agua y dióxido de carbono. ¿Cuántos litros de dióxido de carbono se emitirán a la atmósfera si quemamos 5 moles de propano en condiciones normales?

Escribimos la reacción química: $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

La ajustamos $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

Establecemos la proporción entre moles:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8 \text{ --- } \rightarrow 3 \text{ moles de } \text{CO}_2 \\ 5 \text{ moles de } \text{C}_3\text{H}_8 \text{ --- } \rightarrow x \text{ moles de } \text{CO}_2 \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{5 \cdot 3}{1} = 15 \text{ moles de } \text{CO}_2$$

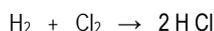
Como nos preguntan por los litros en condiciones normales, $T = 273 \text{ K}$ y $P = 1 \text{ atm}$.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{15 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 335,79 \text{ l}$$

Piense que 1 mol de propano en condiciones normales son 22,4 l, así que, 5 moles serán 112 l y, al quemar esos litros, se liberan a la atmósfera 335,79 l de CO_2 , es decir, tres veces más de los que se quemaron. Con estos datos es entendible la necesidad de reducir las combustiones de hidrocarburos.

Determine el volumen de cloruro de hidrógeno que obtendremos al hacer reaccionar 5,5 litros de hidrógeno con 5,5 l de cloro, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Según lo que acabamos de ver, en una reacción química entre gases podemos establecer las mismas proporciones que si fuesen moles, por lo tanto:



Si lo hacemos por medio de una regla de tres:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ volumen de } \text{H}_2 \text{ --- } \rightarrow 2 \text{ volúmenes de } \text{HCl} \\ 5,5 \text{ volumen de } \text{H}_2 \text{ --- } \rightarrow x \text{ volúmenes de } \text{HCl} \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{5,5 \cdot 2}{1} = 11 \text{ litros de } \text{HCl}$$

Reacciones químicas con disoluciones

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más componentes, uno de ellos será el soluto y el otro el disolvente. Como ya hemos dicho, en el laboratorio es frecuente encontrar los ácidos mezclados con agua en disolución con el fin de rebajar su poder corrosivo.

Llamamos concentración de una disolución a la cantidad que da la relación entre el soluto y el disolvente. Se puede expresar de varias maneras, lo habitual es dar el porcentaje en masa o en volumen, pero en el laboratorio es frecuente encontrar como concentración la molaridad.

Molaridad: es la forma de expresar la concentración de una disolución que da el número de moles de soluto por cada litro de disolvente, se expresa con la letra M.

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{Disolución}}}$$

Actividades resueltas

Se disuelven 375 ml, lo que equivale a 686 g, de ácido sulfúrico puro [Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno] en un litro de agua, calcúlese la molaridad de la disolución resultante.

Si 375 ml de H_2SO_4 son 686 g, el número de moles que tenemos es:

$$M_{\text{mol}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \times 2 + 32 + 16 \times 4 = 98 \text{ g/mol} \quad n = \frac{m(\text{g})}{M_{\text{mol}}} = \frac{686}{98} = 7 \text{ moles}$$

El volumen total de disolución será $V = 1 + 0,375 = 1,375 \text{ l}$

Por lo que, la molaridad será: $M = \frac{7}{1,375} = 5,1 \text{ M}$, lo que se lee como 5,1 molar.

El ácido clorhídrico (cloruro de hidrógeno) reacciona con el hidróxido de calcio para dar dicloruro de calcio y agua. Determine la cantidad de hidróxido de calcio en gramos que pueden reaccionar con 750 ml de una disolución 0,5 M de ácido clorhídrico.

En primer lugar, escribimos la reacción: $\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

La ajustamos: $2 \text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.

Calculamos cuántos moles son 750 ml = 0,75 l de ácido 0,5 M.

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{Disolución}}} \rightarrow n_{\text{soluto}} = 0,5 \cdot 0,75 = 0,375 \text{ moles de HCl}$$

Establecemos las proporciones mediante una regla de tres:

$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ moles de HCl} \rightarrow 1 \text{ mol de Ca}(\text{OH})_2 \\ 0,375 \text{ moles de HCl} \rightarrow x \text{ moles de Ca}(\text{OH})_2 \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{0,375 \cdot 1}{2} = 0,186 \text{ moles de Ca}(\text{OH})_2$$

Tenemos ahora que pasar el resultado a gramos, con $M_{\text{mol}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 40 + (16 + 1) \times 2 = 74 \text{ g/mol}$.

$$n = \frac{m(\text{g})}{M_{\text{mol}}} \rightarrow m(\text{g}) = 0,186 \cdot 74 = 13,76 \text{ g de Ca}(\text{OH})_2$$

Actividades propuestas

S31. En la combustión del gas butano (C_4H_{10}) se desprende dióxido de carbono y vapor de agua.

- a) Escriba y ajuste la ecuación química del proceso.
- b) Si una bombona de butano tiene 12 kg de este gas, ¿cuántos gramos y litros de oxígeno, O_2 , del aire son necesarios para quemar todo el butano en condiciones normales? ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se emiten a la atmosfera en esta combustión? ¿Cuántos moles de agua se producirán?

$$M_{at}(C) = 12 \text{ g/mol}; M_{at}(H) = 1 \text{ g/mol}; M_{at}(O) = 16 \text{ g/mol}$$

S32. En las piscinas y en la potabilización del agua se usa como desinfectante cloro, que se obtiene en la electrólisis del cloruro de sodio, NaCl. La reacción química es la siguiente: $NaCl \rightarrow Na + Cl_2 (g)$. a) Ajuste la ecuación química. b) Para obtener un kilogramo de cloro (Cl_2), ¿cuántos gramos de cloruro sódico hay que electrolizar? c) En un día de trabajo normal se pueden electrolizar en cada cuba 2500 g de NaCl. ¿Cuántos litros de cloro se consiguen (medidos en CN)?

$$M_{at}(Cl) = 35,5 \text{ g/mol}; M_{at}(Na) = 23 \text{ g/mol}.$$

S33. El amoníaco, NH_3 , se obtiene a partir de la reacción de gas nitrógeno con gas hidrógeno. Determine la masa de nitrógeno que necesitaremos si queremos obtener amoníaco para hacer un litro de disolución 5 M. $M_{at}(N) = 14 \text{ g/mol}$; $M_{at}(H) = 1 \text{ g/mol}$.

S34. La reacción entre el dióxido de manganeso, MnO_2 , y el ácido clorhídrico, HCl, produce gas cloro, cloruro de manganeso (II) y agua. Calcule el volumen de cloro, medido en condiciones normales, que se puede obtener a partir de 100 ml de disolución de HCl 20 molar. $M_{at}(Cl) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M_{at}(Mn) = 55 \text{ g/mol}$; $M_{at}(O) = 16 \text{ g/mol}$; $M_{at}(H) = 1 \text{ g/mol}$.

S35. ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 0,2 M debemos tratar con hierro para obtener 2 litros de hidrógeno medidos a 3 atm de presión y 27 °C de temperatura? En la reacción se obtiene también tricloruro de hierro. $M_{at}(Cl) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M_{at}(Fe) = 55,8 \text{ g/mol}$; $M_{at}(H) = 1 \text{ g/mol}$.

2.4 Química del carbono

El carbono es el segundo elemento más abundante en la composición de los seres vivos, donde se encuentra formando moléculas junto con el oxígeno y el hidrógeno. Las peculiaridades de la estructura del carbono hacen que pueda unirse a otros átomos de carbono formando cadenas que pueden llegar a ser muy largas y complejas, dando lugar a una infinidad de sustancias con propiedades características muy diferentes entre ellas. A toda esta variedad de compuestos presentes en la materia viva se les ha denominado compuestos orgánicos, para diferenciarlos de los inorgánicos, los que no estaban presentes en la materia viva. Hoy en día muchos de estos compuestos se sintetizan en el laboratorio, se producen de forma artificial y tienen las más diversas aplicaciones, como pueden ser los derivados del petróleo, por lo tanto, ya no tenía sentido seguir llamándoles compuestos orgánicos, por consiguiente, se les conoce como la química del carbono.

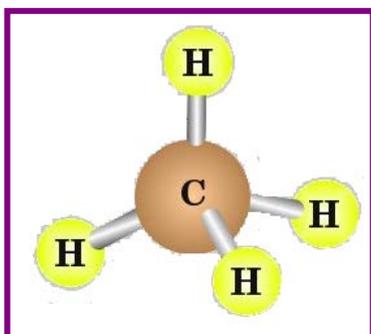
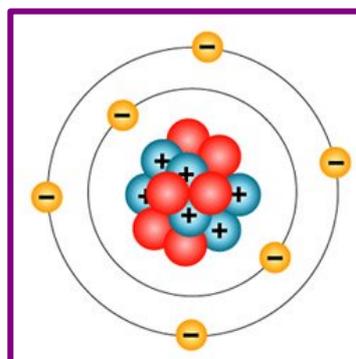
Características del carbono

El átomo de carbono, C, se sitúa en el grupo 14 de la tabla periódica.

Su número atómico es 6, lo que quiere decir que tiene 6 electrones en la corteza y 6 protones en el núcleo.

Existen 3 isótopos, el ^{12}C , ^{13}C y ^{14}C , con 6, 7 y 8 neutrones en el núcleo respectivamente, aunque el más habitual en la naturaleza es el ^{12}C .

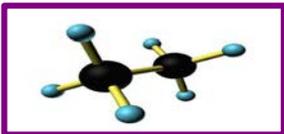
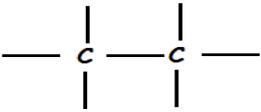
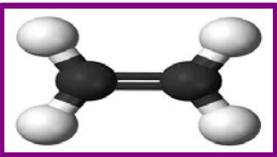
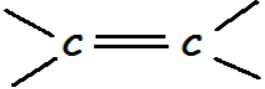
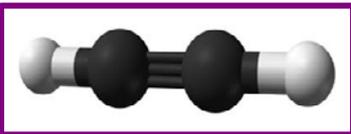
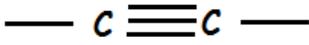
Los 6 electrones que posee se distribuyen de tal modo que dos de ellos están en la capa más interna y los otros cuatro en la capa externa, lo que hace que tenga mucha tendencia a enlazar con otros elementos para



completar esta capa y tener los ocho electrones, completando la estructura de octeto que le daría mayor estabilidad. Por ejemplo, uniéndose a cuatro átomos de hidrógeno con un solo electrón cada uno y formando el metano:

En el metano, CH_4 , los electrones de los átomos de hidrógeno son compartidos por medio de enlaces covalentes, con lo que el átomo de carbono completaría su última capa con 8 electrones.

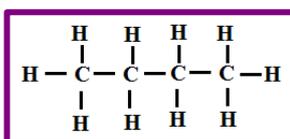
El carbono se une con otro átomo de carbono y este, a su vez, con otro y así sucesivamente, pudiendo formar largas cadenas de hasta 40 carbonos que llamamos macromolécula. Los enlaces entre átomos de carbono pueden ser simples, dobles o triples dependiendo de si comparten un par, dos pares o tres pares de electrones, representaremos cada uno de ellos de la siguiente forma.

Enlace simple	Enlace doble	Enlace triple
 	 	 
Puede enlazar con 6 átomos diferentes	Puede enlazar con 4 átomos diferentes	Puede enlazar con 2 átomos diferentes

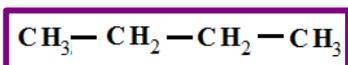
Representación de fórmulas en la química del carbono

Fórmula molecular: indica el número de átomos de cada especie que compone la molécula. Ejemplo, butano: C_4H_{10} , indica 4 átomos de carbono y 10 de hidrógeno.

Fórmula molecular desarrollada o estructural: indica la manera en que están unidos los átomos. Ejemplo, butano:



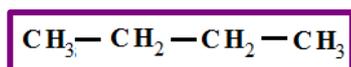
Fórmula semidesarrollada: tan solo indica las uniones entre carbonos, los demás átomos se escriben agrupados. Ejemplo, butano:



Tipos de cadenas carbonadas

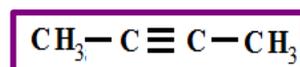
Llamamos cadenas **saturadas** a las que tan solo tienen átomos de carbonos unidos por enlace simples y cadenas **insaturadas** a las que los tienen unidos con enlaces dobles o triples.

Cadena saturada:



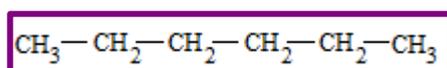
Butano

Cadena insaturada:

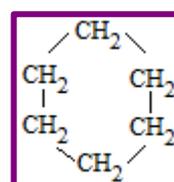


2-butino

Las cadenas también pueden ser abiertas o cerradas (o cíclicas):



Hexano



Ciclohexano

Grupo funcional y serie homóloga

Un grupo funcional es un átomo o conjunto de átomos dentro de una cadena de carbonos responsables del comportamiento químico de la molécula. Por ejemplo, las cadenas que llevan el grupo C—OH pertenecen al grupo de los alcoholes con características especiales.

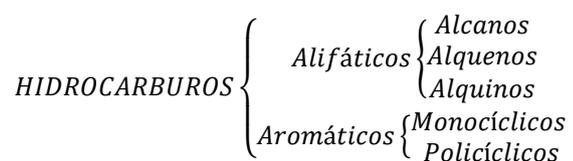
Serie homóloga es un grupo de compuestos químicos que tienen cadenas con distinto número de carbonos, pero con el mismo grupo funcional y, por lo tanto, las propiedades de estos compuestos son comunes. Por ejemplo, la serie homóloga de los alcoholes.

Serie homóloga	Grupo Funcional
Alcanos	C—C
Alquenos	C=C
Alquinos	C≡C
Alcoholes	C—OH
Aldehidos	H—C=O
Cetonas	—C=O
Ácidos	HO—C=O
Aminas	—NH ₂

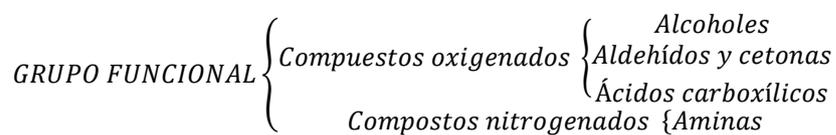
Formulación de los compuestos de la química del carbono

De los numerosos compuestos que se pueden formar por la unión de las cadenas de carbonos, veremos cómo se nombran algunos de los principales:

A) **Hidrocarburos**: compuestos formados únicamente por carbono, C, e hidrógeno, H.



B) **Derivados de los hidrocarburos**:



Para formular los compuestos de carbono tenemos que tener en cuenta una serie de reglas:

1.- El número de carbonos de una cadena se nombra con los prefijos. Así, los nombres tendrán dos partes: un prefijo, que indica el número de carbonos, y el nombre del grupo funcional.

Prefijo	Número de átomos de carbono
met-	1
et-	2
pro-	3
but-	4
pent-	5
hex-	6
hepta-	7
octa-	8
nona-	9
deca-	10

2.- Se localiza la cadena carbonada más larga, que va a constituir la cadena principal.

3.- Buscamos los sustituyentes en la cadena: los elementos diferentes del hidrógeno y el carbono. Una cadena se numera de modo que el carbono con sustituyente o con un grupo funcional lleve el número más bajo.

4.- Ponemos un número localizador a los sustituyentes: se nombran anteponiéndoles el número localizador, que indica su posición en la cadena, seguido de un guión. Del mismo modo se hará con los grupos funcionales, si tenemos más de uno en la cadena, los números localizadores se separan por comas.

Veamos, pues, como quedan los nombres de los compuestos según la serie homóloga a la que pertenezcan:

A) Hidrocarburos.

Compuestos solo de C y H, los más pequeños suelen estar en estado gaseoso, a medida que aumenta el número de carbonos en la cadena, los puntos de fusión y ebullición se elevan pasando a líquido, y los más largos pueden estar en estado sólido.

Alcanos

Compuestos formados por carbonos unidos únicamente por enlaces simples, su fórmula general es C_nH_{2n+2} , con $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6...$

Para nombrarlos, se indica el número de átomos de carbono con el prefijo correspondiente y se le añade la terminación “-ano”.

Fórmula molecular	Fórmula semidesarrollada	Nombre
CH ₄	CH ₄	metano
C ₂ H ₆	CH ₃ -CH ₃	etano
C ₃ H ₈	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃	propano
C ₄ H ₁₀	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	butano
C ₅ H ₁₂	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	pentano

Si un alcano pierde un hidrógeno, forma un grupo radical que se nombra sustituyendo la terminación “-ano” por “-ilo” o “-il”. Si en una cadena tenemos varios radicales, se nombran siguiendo el orden alfabético.

Radical	Fórmula semidesarrollada	Nombre
CH ₃	CH ₃ -	metil o metilo
C ₂ H ₅	CH ₃ -CH ₂ -	etil o etilo
C ₃ H ₇	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -	propil o propilo
C ₄ H ₉	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -	butil o butilo
C ₅ H ₁₁	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -	pentil o pentilo

Características de los alcanos: son menos densos que el agua e insolubles en ella, pero solubles en disolventes polares como el benceno o la gasolina. A temperatura y presión ambiental, los cuatro primeros son gases, hasta el heptano son líquidos y los demás sólidos.

El metano CH₄ es el componente fundamental del gas natural empleado en muchos procesos industriales, cocinas, calefacciones, centrales eléctricas de ciclo combinado, etc.

Alquenos

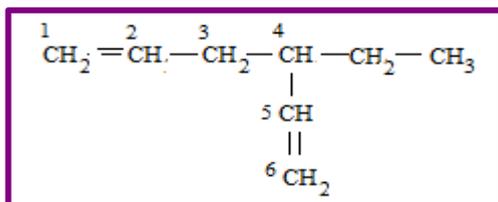
Se caracterizan por tener por lo menos dos carbonos unidos por medio de un doble enlace. La fórmula general es C_nH_{2n}, con n = 2, 3, 4...

Se nombran numerando la cadena de modo que el carbono que tiene el doble enlace lleve el número más bajo y este se pone delante del nombre; la terminación “-ano” se sustituye por “eno”.

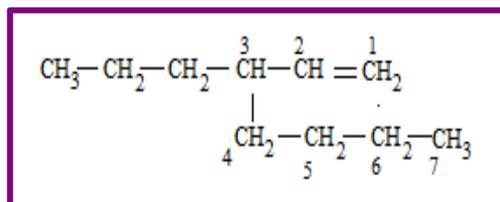
Si tenemos ramificaciones, la cadena principal será la más larga que contenga el doble enlace. Si en la cadena tenemos más de un doble enlace, se nombra anteponiendo a la terminación “-eno” los prefijos *di-*, *tri-*, etc.

Fórmula molecular	Fórmula semidesarrollada	Nombre
C ₂ H ₄	CH ₂ =CH ₂	eteno
C ₃ H ₆	CH ₃ -CH=CH ₂	propeno
C ₄ H ₈	CH ₃ -CH=CH-CH ₃	2-buteno (but-2-eno)
C ₅ H ₁₀	CH ₂ =CH-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	1-penteno (pent-1-eno)
C ₅ H ₁₀	CH ₃ -CH=CH-CH ₂ -CH ₃	2-penteno (pent-2-eno)

Ejemplo de cadena ramificada:



2-etil-1, 5-hexadieno



3-propil-1-hepteno

Características de los alquenos: los alquenos con menos de 4 carbonos son gases en condiciones normales. Los siguientes, hasta 16 carbonos, son líquidos y con más carbonos se presentan como sólidos. Su densidad es más baja que la de los alcanos unos $0,6 \text{ g/cm}^3$. También son insolubles en agua y solubles en disolventes polares. Sus puntos de fusión son, por lo general, más bajos que el de los alcanos. El doble enlace hace que sean más reactivos que los alcanos.

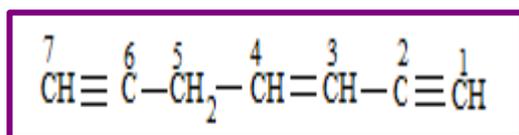
Alquinos

Tienen alguno de sus carbonos unidos por medio de un triple enlace. La fórmula general es $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, con $n = 2, 3, 4, \dots$

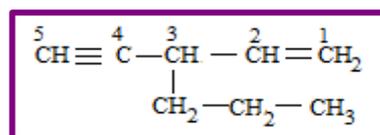
Se nombran igual que los alquenos, tan solo hay que sustituir la terminación “-eno” por “-ino”. Si en la cadena tenemos también dobles enlaces, se nombran estos primero y después el triple enlace, poniendo delante de la terminación el número de carbono. La cadena comienza a numerarse de modo que los enlaces dobles o triples lleven los números más bajos independientemente de cuál sea.

Fórmula molecular	Fórmula semidesarrollada	Nombre
C_2H_2	$\text{CH}\equiv\text{CH}$	etino
C_3H_4	$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$	propino
C_4H_6	$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	1-butino (but-1-ino)
C_4H_6	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$	2-butino (but-2-ino)

Ejemplo de cadenas ramificada y con dobles y triples enlaces:



3-hepten-1,6-diino



3-propil-1-penten-4-ino

También los alquinos con menos de cuatro carbonos se presentan en estado gaseoso, hasta 14 carbonos son líquidos y el resto sólidos. Con densidades similares a los alquenos, sus puntos de fusión y de ebullición son superiores. No son solubles en agua, pero si en otros hidrocarburos o en disolventes polares. Los que tienen el triple enlace al principio o al final de la cadena tienen cierto carácter ácido y pueden formar sales.

El petróleo:

El petróleo es una mezcla de hidrocarburos líquidos que lleva una disolución de hidrocarburos sólidos y gaseosos.

El número de carbonos de los diferentes componentes va desde 1 hasta 50, podemos separarlos utilizando sus distintos puntos de ebullición y fusión por medio del proceso que llamamos **destilación fraccionada**.

El crudo entra en la base a temperaturas próximas a 400 °C y comienza a circular, los de menos carbonos con puntos de ebullición más bajos comienzan a subir hasta la zona superior. En cada nivel se retira un producto que es tratado para su comercialización.

Para la obtención de la gasolina es preciso transformar moléculas muy pesadas y con alto punto de ebullición en otras más ligeras, pero con igual número de átomos de carbono, es lo que llamamos el craqueamiento (cracking), en este proceso se obtienen también el eteno y el propeno.

B) Derivados de los hidrocarburos. Grupos funcionales.

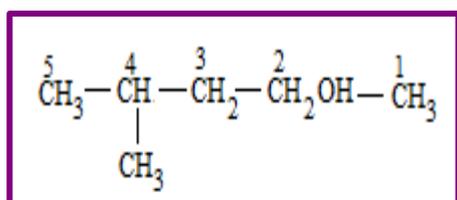
Alcoholes

Son compuestos derivados de los hidrocarburos donde uno o más hidrógenos están sustituidos por el grupo funcional –OH (grupo hidroxilo).

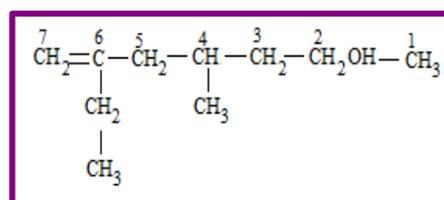
Para nombrarlos, se sustituye la terminación del hidrocarburo por la terminación “-ol”, la posición del grupo funcional se indica con un número localizador.

Fórmula molecular	Fórmula semidesarrollada	Nombre
CH ₄ O	CH ₃ OH	metanol
C ₂ H ₆ O	CH ₃ -CH ₂ OH	etanol
C ₃ H ₈ O	CH ₂ OH-CH ₂ -CH ₃	1-propanol (propan-1-ol)
C ₃ H ₈ O	CH ₃ -CHOH-CH ₃	2-propanol (propan-2-ol)
C ₄ H ₁₀ O	CH ₂ OH-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	1-butanol (propan-1-ol)

El grupo funcional tiene siempre preferencia, por lo que, para nombrar la cadena, se comienza asignando el localizador más bajo posible al carbono que lo contenga.



4-metil-2-pentanol



6-etil-4-metil-6-hepten-2-ol

Los alcoholes son solubles en agua salvo los de cadena carbonada larga, que se presentan en estado sólido. Tienen puntos de fusión y de ebullición superiores a los de los hidrocarburos con el mismo número de átomos de carbono.

El alcohol etílico o etanol, CH₃-CH₂OH, es el alcohol más conocido y actúa como

disolvente de compuestos orgánicos y como materia prima en la fabricación de colorante, fármacos, cosméticos y explosivos.

Aldehídos y cetonas

Se caracterizan por llevar en su cadena el grupo funcional carbonilo, >C=O . Si representamos por R una cadena hidrocarbonada:



En realidad, cuando el grupo carbonilo se encuentra en los extremos de la cadena, tenemos un aldehído y, cuando está en el medio, tenemos una cetona. Los aldehídos se nombran sustituyendo el “-el” de los hidrocarburos por la terminación “-al” y, en las cetonas, por la terminación “-ona”. La cadena se numera siempre de modo que el número localizador más bajo lo lleve el grupo carbonilo.

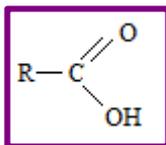
Fórmula molecular	Fórmula semidesarrollada	Nombre
CH ₂ O	HCHO	metanal
C ₂ H ₄ O	CH ₃ -CHO	etanal
C ₃ H ₆ O	CH ₃ -CO-CH ₃	propanona (acetona)
C ₄ H ₈ O	CH ₃ -CO-CH ₂ -CH ₃	butanona
C ₅ H ₁₀ O	CH ₃ -CO-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	2-pentanona (penta-2-ona)

El metanal es un gas muy soluble en agua, el resto de los aldehídos y cetonas son líquidos o sólidos a temperatura ambiente. Sus puntos de ebullición y fusión son intermedios entre los hidrocarburos y los alcoholes con el mismo número de carbonos.

Los aldehídos volátiles (los de bajo peso molecular) tienen olores picantes, las cetonas, tienen, por lo general, olores muy agradables y se utilizan a menudo en la perfumería. El metanal y el etanal son utilizados en la producción de resinas y plásticos sintéticos. La propanona (o acetona) es un gran disolvente de productos orgánicos, utilizado como quitaesmalte.

Ácidos carboxílicos

Son compuestos que tienen como grupo funcional el grupo carboxilo –COOH



grupo carboxilo con R cadena hidrocarbonada.

Se nombran añadiendo el término “ácido” y la terminación “-oico” al nombre del hidrocarburo del que derivan. Por ejemplo:

Fórmula molecular	Fórmula semidesarrollada	Nombre
CH ₂ O	HCOOH	ácido metanoico
C ₂ H ₄ O	CH ₃ -COOH	ácido etanoico o acético
C ₃ H ₆ O	CH ₃ -CH ₂ -COOH	ácido propanoico
C ₄ H ₈ O	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -COOH	ácido butanoico

Los ácidos de menor número de carbonos son líquidos, los que tienen más de 8 son sólidos. Los puntos de fusión y ebullición aumentan a medida que lo hace el número de átomos de carbono en la cadena. El ácido etanoico o acético, CH₃-COOH, es el ácido que se encuentra en el vinagre en un porcentaje del 4 al 6 %, es un líquido incoloro, de olor característico y soluble en agua.

Aminas

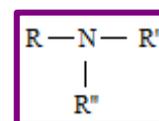
Las aminas se pueden considerar compuestos derivados del amoníaco, NH₃, al sustituir uno o más átomos de hidrógeno por cadenas carbonadas:



Aminas primarias

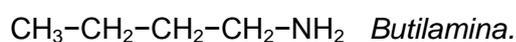


Aminas secundarias

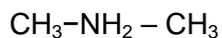


Aminas terciarias

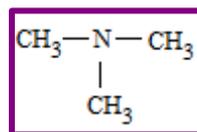
Las aminas primarias se nombran añadiendo el sufijo “-amina” al nombre del hidrocarburo del que derivan:



Las aminas secundarias y terciarias con radicales R, R' y R'' se nombran de manera similar:

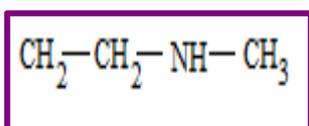


Dimetilamina

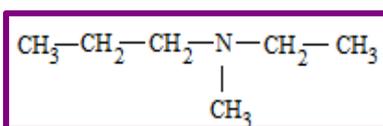


trimetilamina

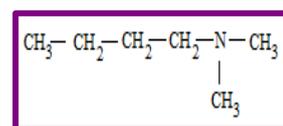
Si los radicales no son iguales, se toma como cadena principal la más larga o compleja y los otros radicales se nombran como si lo fuesen del nitrógeno, indicándolo con un N delante.



N-metil etilamina



N-etil-N-metil propilamina



N-N-dimetil butilamina

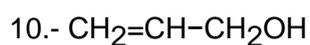
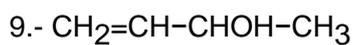
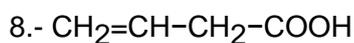
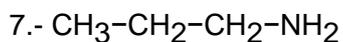
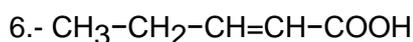
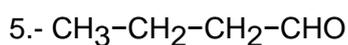
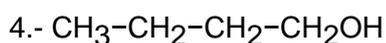
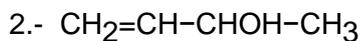
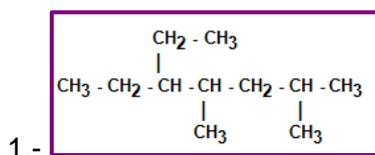
Las aminas primarias tienen puntos de fusión y de ebullición más elevados que los hidrocarburos de los que provienen, y más bajos que los de los alcoholes análogos. En las aminas terciarias, estos puntos son más bajos. En general, las aminas de baja masa molecular son gases, las intermedias líquidas y las superiores sólidas. Las primeras tienen el olor característico del amoníaco y las superiores son inodoras.

Actividades propuestas

S36. Formule los siguientes compuestos:

- 1) 4-etil-1,3-heptadien-5-ino.
- 2) Etilamina.
- 3) 2-propenal.
- 4) 3,3-dimetil-1-pentanol.
- 5) 5-metil-3-hexenal.
- 6) 1,2,3-propanotriol.
- 7) 3-etil-4-metiloctano.
- 8) 1,3,5-hexatrieno.
- 9) 3-penten-1-ino.
- 10) 3,4-dipropil-1,3-hexadieno.

S37. Nombre los siguientes compuestos:



2.5 Trabajo en el laboratorio

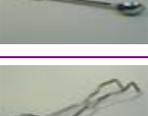
En el siguiente enlace se puede encontrar un recorrido por los materiales de uso más frecuentes en los laboratorios de Física y Química de los centros de enseñanza secundaria recogidos por las profesoras Berta Cacabelos y Silvia García:

<https://www.edu.junta.es/espazoAbalar/es/espazo/repositorio/cont/material-de-laboratorio-de-fisica-y-quimica>

Haremos un breve esquema con algunos de los materiales que allí se recogen, tenemos que pensar que en cada laboratorio podemos tener material específico para unas prácticas concretas, pero lo más habitual en un laboratorio de química es:

Material	Nombre	Uso
CERÁMICO		
	Embudo Büchner	Para filtrar por succión al vacío usando un kitasato. Se necesita poner papel de filtro para usarlo.
	Cápsula de porcelana	Para evaporar líquidos y para someter al calor ciertas sustancias que requieren elevadas temperaturas. Se puede calentar directamente sobre la llama.
	Mortero con mano y pico	Para moler o reducir el tamaño de las sustancias mediante la presión ejercida con la mano. También se usa para mezclar diferentes sustancias.
	Crisol	Permite calentar compuestos químicos a altas temperaturas, calcinar o fundir sustancias en estufas o muflas. Se calienta directamente en el fuego. Es similar a las cápsulas.
PLÁSTICO		
	Tapones de plástico	Tapones para matraces aforados y embudos de decantación.
	Tubo de goma	Tubo de caucho flexible para la conducción de gas y agua.
	Trompa de vacío	Aparato para hacer vacío, basado en el efecto Venturi. Se conecta por el extremo de color negro al grifo del agua y por el extremo de color verde, a través de una goma, a la tubuladura lateral del kitasato, a continuación se abre el grifo del agua.
	Pera universal	Sirve para llenar pipetas usándola como elemento de succión. Por el orificio de abajo se introduce la boca de la pipeta. Apretando al mismo tiempo la válvula y la pera, se vacía el aire. Para llenar la pipeta, se aprieta la otra válvula y se succiona.
	Propipeta, pipeteador o aspirador	Para llenar la pipeta se gira la rueda y para vaciarla se aprieta el dispositivo de vaciado.
	Pinzas de madera	Pinzas de madera para sostener el tubo de ensayo en calentamientos y otros procesos.
	Frasco lavador	Recipiente de plástico, con tapón y un tubo fino y doblado, que sirve para contener agua destilada o desmineralizada. Esta agua se emplea para dar el último aclarado al material de vidrio después del lavado, así como en la preparación de disoluciones.
	Brocha	Pincel grueso.
	Lentes de seguridad	Elemento de protección para los ojos. Tienen protección lateral y son ajustables con goma elástica.

VIDRIO		
	Vasos de precipitados	Son de vidrio delgado. Pueden ser de dos formas: altos y bajos. La graduación da un volumen aproximado, pero sin precisión. Su uso es muy amplio: disolución de soluto, calentamiento de disoluciones... Se pueden calentar (nunca directamente en la llama), enfriar...
	Matraces Erlenmeyer	Matraz troncocónico de vidrio en el que se disuelven solutos, se calientan disoluciones... Es resistente al calor, aunque, si se calienta, es usando una rejilla. Las graduaciones solo sirven como aproximación.
	Probetas	Recipientes de vidrio para la medida de volúmenes. Su precisión es aceptable, aunque inferior a la de las pipetas. No deben emplearse para hacer disoluciones ni mezclas.
	Pipeta	Pipeta con casquete de goma. Para pipetear pequeñas cantidades de líquidos
	Pipeta graduada	Sirve para medir volúmenes. El manejo normal es succionando con la pera o con la propipeta hasta que la columna de líquido pase un poco por encima del nivel necesario.
	Matraces aforados	Recipiente de vidrio para medir volúmenes con gran precisión. Solo tiene un aforo, por lo tanto solo mide un volumen. Al estar aforados a una temperatura estándar, no se pueden calentar ni echarle líquidos calientes.
	Tapones de vidrio	Tapones para matraces aforados.
	Varilla	Destinada para mezclar, agitar o remover sustancias, facilitando la homogeneización. También se usa en el caso de trasvase de líquidos.
	Vidrio de reloj	Lámina de vidrio cóncavo-convexa que se emplea como soporte de los sólidos para pesar y como recipiente para recoger un precipitado sólido de cualquier experiencia y, una vez seco o semiseco, meterlo en la estufa.
	Embudo de decantación	Se emplea para separar dos o más líquidos no miscibles y con distintas densidades. También como depósito de un líquido o disolución para añadir a un matraz. La llave sirve para regular el caudal de salida. El tapón de arriba queda abierto durante el uso.
	Embudo cónico	Se emplea para trasvasar líquidos o disoluciones de un matraz a otro y también para filtrar, en este caso se coloca encima un cono hecho con papel de filtro. Si la sustancia a filtrar lo necesita, se pone otro tipo de material filtrante, por ejemplo, lana de vidrio.
	Embudo de seguridad recto	Se utiliza al calentar sustancias volátiles para alejar los vapores de la llama, evitando que estos puedan inflamarse. También para evacuar sustancias cuando aumenta la presión.
	Kitasato	Matraz de vidrio parecido al erlenmeyer, pero con una salida lateral próxima a la boca, que sirve para conectarlo a la trompa de vacío y hacer filtraciones por succión. No se puede calentar, aunque sí pasar líquidos calientes.

	Tubos de ensayo	Recipientes de vidrio, con un volumen pequeño y que, como su nombre indica, sirven para hacer pequeños ensayos en el laboratorio. Se pueden calentar, con cuidado, directamente en la llama.
	Tubo en "U"	Recipientes de vidrio con una capacidad pequeña. Su principal aplicación es hacer puentes salinos y electrólisis. En el primer caso, una vez lleno se tapan las bocas con algodón teniendo la precaución de que no queden burbujas.
	Cápsula de Petri	Base y tapa de vidrio. Es utilizado entre otras cosas para guardar preparados y compuestos que son permanentes. En bioquímica se utiliza para cultivos de microorganismos.
	Cristalizador	Recipiente de vidrio en el que se echa una disolución para que precipite el soluto y, por efecto del reposo y las demás condiciones, conseguir que cristalice. El cristalizador no se puede calentar, pero la disolución puede estar caliente.
	Frasco lavador de gases	Aparato por el que se hace pasar un gas o una mezcla de gases a través de un líquido para extraerle un componente. El gas entra en el líquido por el tubo de vidrio para producir muchas burbujas y aumentar así el contacto con el líquido.
METÁLICO		
	Soporte de rejilla metálica	Pieza de metal con unos agujeros donde se introducen los tubos de ensayo.
	Espátula	Para tomar sustancias químicas sólidas (cristales, fragmentos o en polvo) y manipularlas.
	Espátula cuchara	Espátula con un extremo en forma de cuchara. Para tomar sustancias químicas sólidas (cristales, fragmentos o en polvo) y manipularlas.
	Pinzas para crisoles	Pinzas con cuello y puntas curvadas, para el manejo de crisoles de porcelana u otros utensilios calientes.
	Trípode y tela metálica	Trípode de hierro que se emplea como soporte para calentar otros materiales. Encima lleva una tela metálica con una zona circular de amianto.
	Soporte	Soporte de 70 cm de longitud que, junto con otros utensilios de sujeción (nueces y pinzas), se emplea para diversos montajes (destilación, filtración, valoración, etc.).
	Pinzas	Para sujetar objetos o soportes del laboratorio. En la fotografía se ven unas pinzas con cuatro dedos y protección de corcho.
	Nuez	Para fijaciones perpendiculares. Permite sujetar diversos aparatos para realizar los montajes necesarios para los experimentos.
	Pinzas de Hoffman	Para el montaje del voltámetro de Hoffman empleado para la electrólisis de disoluciones iónicas.

OTROS		
	Quemador Bunsen	Quemador para calentar sustancias que posee regulación de gas y de aire. Entre la llama del quemador y el material a calentar debe ponerse una tela metálica que va apoyada en un trípode.
	Calorímetro abierto	El calorímetro consiste en un vaso Dewar montado en una carcasa de plástico. En los orificios superiores se introduce un agitador de vidrio y un termómetro. Permite determinar calor específico.
	Termómetro	Aparato de vidrio que sirve para medir la temperatura. Para tomar la temperatura es necesario dejar en contacto el líquido y el termómetro durante unos minutos y, al hacer la lectura, procurar que el bulbo no deje de estar en contacto con el líquido.
	pH-metro	Se emplea para medir el pH. Medida de 0 a 14 unidades de pH. Cuando solo interesa una medida aproximada, se utiliza el papel indicador.
	Balanza granataria	La balanza granataria se usa en aquellos casos en los que la cantidad a pesar es grande y el posible error que se cometa no influye significativamente en el proceso que se va realizar con posterioridad.
	Balanza electrónica	Este tipo de balanza se utiliza cuando se necesita pesar cantidades con una gran exactitud. La de la foto tiene una capacidad máxima de 200 g y realiza medidas con una desviación de 0,1 g.
	Papel indicador de pH	Para la medida aproximada de pH. El papel en contacto con una disolución varía de color. Color verde indica disoluciones básicas y color rosa, ácidas. Rango de medida de 1 a 10 unidades de pH.

Normas de seguridad en un laboratorio de química

La ley 31/1995 de 8 de noviembre de prevención de riesgos laborales (BOE 10/11/05) y la posterior ley que modificó el marco normativo la 54/2003 (BOE 13/12/03), establecen la normativa para tratar de prevenir los posibles accidentes en el trabajo de forma general y de forma particular en los laboratorios. Se contemplan aspectos como los planes de emergencias, incendios, accidentes, vertidos, etc. En nuestro caso expondremos brevemente la normativa general de trabajo en el laboratorio que debemos tener en cuenta. Aunque cualquier persona que trabaje en un laboratorio o en un centro que pueda tener elementos peligrosos lo primero que tiene que hacer es leer la normativa al respecto y los protocolos de seguridad y evacuación que aporte la empresa.

Normas generales de trabajo en un laboratorio

La prevención de riesgos laborales ha de ser muy tenida en cuenta:

- En el diseño del laboratorio (organización, localización de aparatos, distribución de superficies, instalación de aparatos, etc)
- En los procedimientos de trabajo.
- En la selección de los elementos de emergencia más apropiados (duchas, lavajos, mantas ignífugas, extintores, etc.).
- En la puesta en marcha de nuevo instrumental o instalaciones (estudiar antes su modo de funcionamiento y características técnicas).
- En los experimentos nuevos (advertir a los responsables y solicitar el máximo de información sobre posibles riesgos).
- El orden y la limpieza son imprescindibles en cualquier laboratorio.

En el laboratorio, una persona debe

- Estar informada sobre el plan de emergencia.
- Estar formada sobre:
 - Los peligros de los productos.
 - El funcionamiento de las instalaciones y aparatos.
 - Los procedimientos de trabajo.
- Lavar las manos al entrar y salir del laboratorio y cuando se ha estado en contacto con algún producto químico.
- Llevar siempre las batas y ropa de trabajo abotonadas, con las mangas bajadas.
- Llevar los cabellos recogidos.
- Comprobar el correcto etiquetado de los productos químicos que se reciben en el laboratorio.
- Etiquetar apropiadamente todos los recipientes que contengan productos químicos (sustancias y preparados).
- Comprobar que los productos que va a utilizar están en buen estado.
- Calentar de lado los tubos de ensayo y, para eso, utilizar pinzas.
- Guardar los tubos de ensayo en soportes de rejilla.
- Desconectar los equipos y cortar el suministro de agua corriente al finalizar la actividad.

- Procurar trabajar en las vitrinas.
- Para hacer mezclas de agua con ácido, primero verter el agua y después el ácido, nunca al revés, para evitar que se produzcan salpicaduras por posibles reacciones.

En el laboratorio, la persona no debe...

- Trabajar separado de las repisas.
- Llevar pulseras, collares o mangas anchas (pueden engancharse en aparatos o material).
- Llevar el pelo suelto y/o flequillos largos sin recoger.
- Trabajar en solitario en el laboratorio, especialmente en operaciones con riesgo.
- Fumar, comer o beber.
- Usar recipientes de laboratorio para contener bebidas o alimentos.
- Colocar alimentos en frigoríficos destinados a productos químicos.
- Colocar productos químicos en recipientes de productos alimenticios.
- Llevar lentes de contacto.
- Reutilizar los envases para otros productos sin retirar la etiqueta original.
- Llevar en los bolsillos productos químicos.
- Pipetear con la boca.
- Tocar los productos químicos.
- Probar los productos químicos.
- Guardar en el laboratorio grandes cantidades de producto químico.
- Llenar demasiado los tubos de ensayo.
- Tomar los tubos de ensayo con la mano.
- Llevar tubos de ensayo en los bolsillos.
- Echar productos químicos por el desagüe general.
- “Almacenar” productos en las vitrinas.

Gestión de residuos en el laboratorio

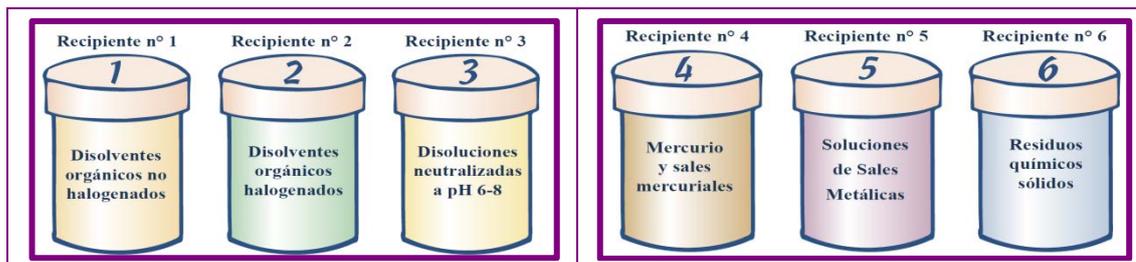
Como en toda gestión de residuos, en primer lugar no se deberían generar residuos o procurar que estos fuesen mínimos. Si esto no es posible, los residuos deberían reutilizarse. Si tampoco es posible, deberán tratarse y, finalmente, eliminarlos de forma segura. En cada laboratorio debe establecerse un procedimiento de gestión de residuos que considere todos los tipos de residuos que se generan: banales (no especiales o no peligrosos) o peligrosos (especiales). Para la correcta gestión de los residuos es necesario:

- Inventariar todos los posibles residuos.
- Definir los grupos de residuos (según sus características fisicoquímicas, peligros y tratamiento/eliminación posterior).
- Considerar las posibilidades de generar lo mínimo.
- Gestionar las compras correctamente (evitar tener stocks elevados para disminuir la cantidad de residuos generada por reactivos caducados o no usados).
- Implantar un sistema de recogida selectiva en función de los grupos establecidos.
- Destinar recipientes adecuados a las características de los residuos.
- Identificar y etiquetar los envases y colectores que contienen residuos.
- Informar y formar al personal del laboratorio sobre el procedimiento de gestión de residuos.
- Contactar con una empresa externa autorizada (gestor de residuos) para la recogida, tratamiento y eliminación de aquellos residuos que no puedan tratarse en el propio laboratorio.
- Cumplir con la legislación vigente.
- Antes de proceder al envío a gestores autorizados, los residuos obtenidos podrían ser tratados de modo que disminuya su peligro y acondicionados en recipientes preparados para el efecto.

En el siguiente apartado se citan algunos ejemplos de pretratamientos.

Los recipientes donde se deben depositar estos residuos tienen que ser de un material y tamaño apropiados a las características del residuo para transportar. Deben estar cerrados herméticamente y poseer una etiqueta que los identifique e informe del tipo de residuo que contienen y su peligro.

Puede ser práctico clasificar los residuos según los siguientes grupos (en el caso de residuos pertenecientes a un mismo grupo pueden depositarse en un mismo recipiente):



No se deben depositar en el vertedero habitual de basura (residuos banales) papeles de filtro, guantes usados, trapos, serrín u otros materiales impregnados de productos químicos sin efectuar previamente su eliminación, destrucción o neutralización.

Antes de enviar al gestor de residuos correspondiente, cada contenedor puede ser tratado con algún tipo de producto que neutralice las sustancias que contienen.

Etiquetado de productos. Pictogramas de peligro en la manipulación

En las etiquetas de algunos reactivos pueden encontrarse uno o dos de los pictogramas mostrados a continuación. Estos símbolos muestran gráficamente el nivel de peligro de la sustancia etiquetada:

<p>Corrosivo Corrosive Corrosif</p>	<p>Corrosivos: las sustancias y preparados que, en contacto con tejidos vivos, puedan ejercer una acción destructiva de estos.</p>
<p>Irritante Irritant Irritant</p>	<p>Irritantes: las sustancias y preparados no corrosivos que, por contacto breve, prolongado o repetido con la piel o las mucosas, puedan provocar una reacción inflamatoria.</p>
<p>Tóxico Toxic Toxique</p>	<p>Tóxicos: las sustancias y preparados que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea en pequeñas cantidades, puedan provocar efectos agudos, crónicos o incluso la muerte.</p>
<p>Muy Tóxico Very Toxic Très Toxique</p>	<p>Muy tóxicos: las sustancias y preparados que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea en muy pequeña cantidad, puedan provocar efectos agudos, crónicos o incluso la muerte.</p>
<p>Inflamable Flammable Inflammable</p>	<p>Inflamables: las sustancias y preparados líquidos cuyo punto de ignición sea bajo. Identifica aquellas sustancias que se inflaman por un contacto breve con una fuente de ignición y continúan quemándose después de separarse de dicha fuente de ignición. Fácilmente inflamables: las sustancias y preparados que puedan calentarse e inflamarse en el aire a temperatura ambiente sin aportación de energía; sólidos que puedan inflamarse fácilmente tras un breve contacto con una fuente de inflamación y que sigan quemándose o consumiéndose una vez retirada dicha fuente; sustancias en estado líquido cuyo punto de inflamación sea muy bajo o que, en contacto con agua o con aire húmedo, desprendan gases extremadamente inflamables en cantidades peligrosas.</p>

 <p>Extremadamente inflamable Extremely flammable F+ Flammability Extrêmement inflammable</p>	<p>Extremadamente inflamables: las sustancias y preparados líquidos que tengan un punto de inflamación extremadamente bajo y un punto de ebullición bajo; las sustancias y preparados gaseosos que, a temperatura y presión normales, sean inflamables en el aire. Identifica aquellas sustancias que a temperatura ambiente y en contacto con el aire arden espontáneamente.</p>
 <p>Explosivo Explosive Explosible</p>	<p>Explosivos: las sustancias y preparados sólidos, líquidos, pastosos o gelatinosos que, incluso en ausencia del oxígeno del aire, puedan reaccionar de forma exotérmica con rápida formación de gases y que, en condiciones de ensayo determinadas, detonan, deflagran rápidamente o, bajo el efecto de la calor, en caso de confinamiento parcial, explotan. Identifica aquellas sustancias que pueden hacer explosión por efecto de una llama, choque o fricción.</p>
 <p>Comburente Oxidising Comburant</p>	<p>Comburentes: las sustancias y preparados que, en contacto con otras sustancias, en especial con sustancias inflamables, produzcan una reacción fuertemente exotérmica.</p>
 <p>Nocivo Harmful Nocif</p>	<p>Nocivos: las sustancias y preparados que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea, puedan provocar efectos agudos, crónicos o incluso la muerte.</p>
 <p>Peligroso para el Medio Ambiente</p>	<p>Peligrosos para el medio ambiente: las sustancias o preparados que, en caso de contacto con el medio ambiente, presenten o puedan presentar un peligro inmediato o futuro para uno o más componentes del medio ambiente.</p>

Actividades propuestas

LA MATERIA, EL SISTEMA PERIÓDICO
Análisis de las propiedades de los elementos químicos
<p>Objetivo: Analizar las propiedades de algunos elementos químicos. Reactividad, densidad, aspecto, etc.</p> <p>Materiales:</p> <ul style="list-style-type: none"> ▪ Sodio, cinc, aluminio y cobre. ▪ Aceite. ▪ Vasos de precipitados. ▪ Disolución de ácido clorhídrico. ▪ Una balanza. ▪ Probetas. <p>Procedimiento:</p> <p>Coja con unas pinzas un trozo de metal de sodio, corte un pedazo pequeño y guarde el resto en un frasco con aceite. Cierre muy bien el envase. Examine su aspecto exterior y anote sus observaciones. Ponga agua en un vaso grande y deje caer con mucho cuidado un trocito de sodio. Anote sus observaciones.</p> <p>Tome un pedazo de granalla de cinc, observe su aspecto y compárelo con el del sodio. Investigue su masa y su volumen y con estos datos calcule su densidad. Ponga el pedazo de cinc en un vaso y agregue una disolución de ácido clorhídrico. Anote lo que sucede. Repita estas operaciones con el cobre y con el aluminio.</p>

QUÍMICA DEL CARBONO

Análisis de la existencia de carbono en un compuesto

Objetivo:

Determinar la existencia de carbono en un compuesto.

Material:

- Un tubo de ensayo con tapón.
- Un soporte y pinza metálica con nuez.
- Un quemador Bunsen
- Un tubo de vidrio en doble L.
- Un matraz aforado con tapón.
- Hidróxido de calcio, muestra a analizar si contiene carbono y óxido de cobre (II).
- Una sustancia que contenga por lo menos un átomo de carbono.

Procedimiento:

Coloque en un tubo de ensayo una mezcla de la sustancia que contiene por lo menos un átomo de carbono y aproximadamente el triple de óxido de cobre (II) en polvo y previamente calcinado. Cierre el tubo de ensayo con un tapón provisto de un tubo de desprendimiento en doble L. Caliente la mezcla de manera que los gases que se desprendan burbujeen en una disolución de hidróxido de calcio colocada en el matraz aforado (tapado con el otro tapón que lleva incorporado la otra parte del tubo de desprendimiento en doble L). ¿Qué es lo que le hace confirmar que dicha muestra tiene en sus moléculas átomos de carbono? Haga lo mismo con la muestra a analizar y observe si obtiene el mismo resultado.

LAS REACCIONES QUÍMICAS

Estudio de una reacción química de precipitación

Objetivo:

Comprobar la formación de productos de baja solubilidad o precipitados.

Material:

- Un tubo de ensayo.
- 5 ml de disolución de cloruro de bario.
- 50 ml de disolución de sulfato de bario.
- Una balanza.
- Un matraz de Erlenmeyer con tapón.

Procedimiento:

Coloque la disolución de 50 ml de sulfato de bario en un matraz de Erlenmeyer. Vierta 5 ml de la disolución de cloruro de bario en un tubo de ensayo e introduzca este en el interior del matraz, procurando que las dos disoluciones no entren en contacto. A continuación tape el matraz y pese las dos disoluciones. Vuelque el matraz de forma que las dos disoluciones se mezclen y reaccionen. Pese de nuevo el conjunto.

Se formarán así unos productos que caen al fondo del matraz, son los precipitados. Compruebe si se ha producido cambio de peso.

3. Actividades finales

Formulación

S38. Formule los siguientes compuestos.

óxido (anhídrido) periódico	
óxido cúprico	
pentaóxido de dicloro	
óxido de hierro (II)	
óxido (anhídrido) nitroso	

S39. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
CrO			
PtO ₂			
HgO			
SO ₃			
Br ₂ O ₇			

S40. Formule los siguientes compuestos.

ácido clorhídrico	
sulfuro de hidrógeno	
hidruro de cobre (I)	
fluoruro de hidrógeno	
hidruro de aluminio.	

S41. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
HgH			
LiH			
NH ₃			
HCl			
MgH ₂			

S42. Formule los siguientes compuestos.

cloruro ferroso	
hexafluoruro de azufre	
seleniuro níqueloso	
fluoruro de bromo	
pentafluoruro de fósforo	

S43. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
FeB			
NiCl ₂			
CS ₂			
CoCl ₃			
CuBr			

S44. Formule los siguientes compuestos.

Hidróxido de sodio	
Hidróxido de hierro (II)	
Hidróxido crómico	
Hidróxido de cuproso (I)	
Hidróxido de cinc	

S45. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
Ni(OH) ₂			
AgOH			
Hg(OH) ₂			
Cr(OH) ₂			
Sr(OH) ₂			

S46. Formule los siguientes compuestos.

ácido periódico	
dioxoclorato (III) de hidrógeno.	
oxoyodato (I) de hidrógeno	
ácido teluroso	
tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno	

S47. Nombre los siguientes compuestos.

Fórmula	TRADICIONAL	SISTEMÁTICA
HMnO ₄		
H ₂ CO ₃		
H ₂ CrO ₄		
H ₂ TeO ₃		
HClO ₂		

S48. Formule los siguientes compuestos.

tetraoxomanganato (VII) de potasio	
carbonato de plata	
tris[trioxosulfato (IV)] de dihierro	
clorato mercurico	
tetraoxosulfato (VI) de cromo	

S49. Nombre los siguientes compuestos.

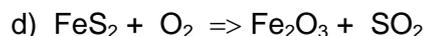
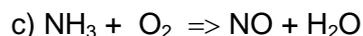
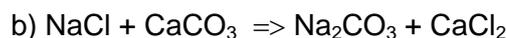
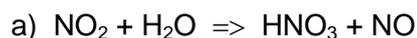
Fórmula	TRADICIONAL	SISTEMÁTICA
$\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$		
KMnO_4		
$\text{Fe}(\text{SO}_3)$		
$\text{Ni}(\text{ClO}_2)_3$		
$\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$		

Masa atómica, masa molecular. Mol

- S50. ¿Cuántos moles de manganeso son 825 g de este metal? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{Mn}) = 55 \text{ g/mol}$).
- S51. Determinar cuántos gramos de estroncio serán $3,01 \times 10^{24}$ átomos de este elemento. (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{Sr}) = 87,6 \text{ g/mol}$).
- S52. ¿Cuántos moles de berilio tendremos que usar si queremos disponer de $7,224 \times 10^{24}$ átomos de este material? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{Be}) = 9 \text{ g/mol}$).
- S53. Determinar la masa molecular del bistróxobromato(V) de calcio. (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Ca}) = 40 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Br}) = 79,9 \text{ g/mol}$).
- S54. ¿Cuántos moles de cloruro de cesio son 1347,2 g de ese compuesto? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{Cs}) = 132,9 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$).
- S55. ¿Cuántos átomos de oxígeno habrá en 500 g de sulfato aluminico (Tritetraoxo-sulfato(VI) de dialuminio)? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$).
- S56. ¿Cuántos gramos de nitruro cromoico son $7,224 \times 10^{24}$ moléculas de este compuesto? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Cr}) = 52 \text{ g/mol}$).
- S57. Calcular: a) ¿cuántos átomos de oxígeno hay en 20 moléculas de ácido nitroso (dioxonitrato (III) de hidrógeno)? b) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 10 moles de este ácido? c) ¿Cuántos gramos son 10 moles de ácido nitroso? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$).
- S58. ¿Cuántos moles son 100 g de hidróxido platínico? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Pt}) = 195 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$).
- S59. ¿Cuántas moléculas de hidruro áurico habrá en 200 g de dicho compuesto? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Au}) = 197 \text{ g/mol}$).
- S60. ¿Cuántos átomos de cloro hay en 1385 g de perclorato potásico [tetraoxoclorato (VII) de potasio]? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{K}) = 39 \text{ g/mol}$).

Reacciones químicas

S61. Ajuste las siguientes reacciones:



S62. La descomposición térmica del clorato de potasio [Trioxoclorato (V) de potasio] produce cloruro de potasio y oxígeno gas. Calcule cuánto clorato de potasio se ha calentado para obtener 96 g de O_2 . ($M_{\text{at}}(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{K}) = 39 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$).

S63. Calcule cuánto octeno C_8H_{16} se ha quemado sabiendo que se obtienen 1408 g de CO_2 . ($M_{\text{at}}(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$).

S64. La reacción de torrefacción del sulfuro de cobre es la siguiente:



Ajuste la reacción y determine la masa de óxido de dicobre que se obtendrá a partir de 150 g de sulfuro de cobre si tenemos oxígeno suficiente (en exceso). ($M_{\text{at}}(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$).

S65. El hierro se obtiene calentando fuertemente óxido de hierro con carbón según la siguiente reacción: trióxido de dihierro con carbono (carbón) para dar hierro y dióxido de carbono. Determine la masa de hierro que se obtendrá a partir de 500 g de óxido de hierro con carbón suficiente. ($M_{\text{at}}(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$).

S66. Se hacen reaccionar 6,5 g de carbonato cálcico (trioxocarbonato (IV) de calcio) con ácido clorhídrico 1,5 M dando dióxido de carbono, dicloruro de calcio y agua. Calcule el volumen de ácido 1,5 M necesario para que reaccione completamente todo el carbonato. (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Ca}) = 40 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$).

S67. El cloro y el hidrógeno reaccionan para dar cloruro de hidrógeno (ácido clorhídrico). Calcúlese el volumen de hidrógeno necesario para conseguir 22,4 l de cloruro de hidrógeno si la reacción transcurre a $0 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm (condiciones normales). ($M_{\text{at}}(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$).

- S68. Al calentar el carbonato de calcio [trioxocarbonato (IV) de calcio] se descompone en óxido de calcio y dióxido de carbono.
- a) Calcule la cantidad de óxido de calcio que se obtiene a partir de la descomposición de 200 g de carbonato de calcio.
- b) Determine el volumen de dióxido de carbono, medidos a 0 °C y 1 atm, que resulta en el proceso. ($M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Ca}) = 40 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$).
- S69. La reacción entre el magnesio y el ácido clorhídrico (cloruro de hidrógeno) da dicloruro de magnesio e hidrógeno gas. Determine el volumen de hidrógeno que se desprende medido en condiciones normales, si hacemos reaccionar 500 ml de una disolución 1,5 M de ácido con magnesio suficiente. ($M_{\text{at}}(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$).
- S70. ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 0,2 M debemos tratar con cinc para obtener 4 litros de hidrógeno medidos a 2 atm de presión y 50 °C de temperatura, en la reacción se obtiene también dicloruro de cinc. ($M_{\text{at}}(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$).

Química del carbono

S71. Formule los siguientes compuestos:

- 1) Ácido 2-metilpropanoico.
- 2) Ácido etanodioico.
- 3) Dietilamina.
- 4) 4-etil-1-hepten-6-ino.
- 5) N,N-dimetiletilamina.

S72. Nombre los siguientes compuestos:

- | | | | |
|---|--|----|---|
| 1 | $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$ | 6 | $\text{CH}_3\text{-CHOH-CHOH-CH}_2\text{OH}$ |
| 2 | $\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & & & & \\ & & \text{NH} & - & \text{CH}_3 & & \text{CH}_3 & & & & \end{array}$ | 7 | $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_2\text{-COOH}$ |
| 3 | $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CHO}$ | 8 | CHO-CHO |
| 4 | $\begin{array}{ccccccc} & & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_3 & & \\ & & & & & & \\ \text{CH} & \equiv & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{CH} & = & \text{CH}_2 \\ & & & & & & \\ & & & & \text{CH}_3 & & \end{array}$ | 9 | $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ |
| 5 | $\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2\text{OH} \\ & & & & & & \\ & & & & \text{CH}_3 & & \end{array}$ | 10 | $\text{CH}_2=\text{COH-CH=CHOH}$ |

4. Solucionario

4.1.1 Solucionario de las actividades propuestas

Formulación de química inorgánica

S1. Formule los siguientes compuestos:

óxido de litio	Li_2O
óxido (anhídrido) fosfórico	P_2O_5
óxido de oro (I)	Au_2O
trióxido de dibromo	Br_2O_3
dióxido de silicio	SiO

S2. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
CO_2	Óxido carbónico	Óxido de carbono (IV)	Dióxido de carbono
I_2O	Óxido hipoyodoso	Óxido de yodo (I)	Oxido de diyodo
As_2O_5	Óxido arsénico	Óxido de arsénico (V)	Pentaóxido de diarsénico
Na_2O	Óxido sódico	Oxido de sodio	Óxido de disodio
CrO	Óxido cromoso	Óxido de cromo (II)	Óxido de cromo

S3. Formule los siguientes compuestos:

hidruro de sodio	NaH
bromuro de hidrógeno	HBr
hidruro de cobalto (III)	CoH_3
hidruro de calcio	CaH_2
hidruro de plomo (IV)	PbH_4

S4. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
FeH_3	Hidruro férrico	Hidruro de hierro (III)	Trihidruro de hierro
H_2Te	Telururo de hidrógeno	Telururo de hidrógeno	Telururo de dihidrógeno
BaH_2	Hidruro bórico	Hidruro de bario	Dihidruro de bario
PH_3	Hidruro fosforoso	Hidruro de fósforo (III)	Trihidruro de fósforo
HgH	Hidruro mercurioso	Hidruro de mercurio (I)	Hidruro de mercurio

S5. Formule los siguientes compuestos:

cloruro de bario	BaCl_2
sulfuro férrico	Fe_2S_3
dibromuro de cobre	CuBr_2
yoduro de mercurio (I)	HgI
seleniuro de magnesio	MgSe

S6. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
CaCl ₂	Cloruro cálcico	Cloruro de calcio	Dicloruro de calcio
FeS	Sulfuro ferroso	Sulfuro de hierro (II)	Sulfuro de hierro
BrF	Fluoruro hipobromoso	Fluoruro de bromo (I)	Fluoruro de bromo
KBr	Bromuro potásico	Bromuro de potasio	Bromuro de potasio
FeB	Boruro férrico	Boruro de hierro (III)	Boruro de hierro

S7. Formule los siguientes compuestos:

Hidróxido de bario	Ba(OH) ₂
Hidróxido de hierro (III)	Fe(OH) ₃
Hidróxido crómico	Cr(OH) ₆
Hidróxido de cobre (I)	CuOH
Hidróxido cobaltoso	Co(OH) ₂

S8. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
Al(OH) ₃	Hidróxido aluminico	Hidróxido de aluminio (III)	Trihidróxido de aluminio
AuOH	Hidróxido auroso	Hidróxido de oro (I)	Hidróxido de oro
Zn(OH) ₂	Hidróxido níqueloso	Hidróxido de níquel (II)	Dihidróxido de níquel
Cd(OH) ₂	Hidróxido cínico	Hidróxido de cinc	Diidróxido de cinc
Ba(OH) ₂	Hidróxido cádmico	Hidróxido de cadmio	Dihidróxido de cadmio

S9. Formule los siguientes compuestos:

ácido clórico	HClO ₃
ácido nitroso	HNO ₂
tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno	HClO ₄
ácido periódico	HIO ₄
dioxoclorato (III) de hidrógeno	HClO ₂

S10. Nombre los siguientes compuestos:

Fórmula	TRADICIONAL	SISTEMÁTICA
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico	Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno
HClO ₄	Ácido perclórico	Tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno
HNO ₂	Ácido nitroso	Dioxinitrato (III) de hidrógeno
HIO	Ácido hipoyodoso	Oxoyodato (I) de hidrógeno
HMnO ₄	Ácido permangánico	Tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno

S11. Formule los siguientes compuestos:

tetraoxoclorato (VII) de potasio	KClO ₄
nitrate de litio	LiNO ₃
cromato de bario	BaCrO ₄
hipoclorito de sodio	NaClO
tetraoxosulfato (VI) de hierro (II)	Hg(ClO ₃) ₂

S12. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	SISTEMÁTICA
Cu ₂ SO ₄	Sulfato cuproso	Tetraoxosulfato (VI) de dicobre
LiIO ₃	Yodato de litio	Trioxoyodato (V) de litio
Fe ₂ (SO ₃) ₃	Sulfuro mercurioso	Sulfuro de mercurio
Ni(ClO ₂) ₂	Sulfito férrico	Tris[trioxosulfato (IV)] de hierro
KNO ₂	Clorito níqueloso	Bis[dioxoclorato (III)] de níquel

Masa atómica, masa molecular, mol

S13. 8 moles de Al.

S14. 800 g de Ca.

S15. 15 moles de Na.

S16. 138,5 g/mol.

S17. 9 moles de NaCl.

S18. $9,03 \times 10^{24}$ átomos de oxígeno.

S19. 798 g de Fe₂O₃.

S20. a) $20 \times 3 = 60$ átomos de O; b) $1,806 \times 10^{25}$ átomos de O; c) 620 g de H₂CO₃.

S21. 2,5 moles de NaOH.

S22. $6,02 \times 10^{24}$ moléculas de NaOH.

S23. $9,03 \times 10^{24}$ átomos de silicio en 1409 g de Al₂(SiO₃)₃.

Reacciones químicas

S24. a) $2\text{KIO}_3 + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + 4 \text{O}_2 + 2\text{KOH}$. b) $5\text{O}_2 + 4\text{NH}_3 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. c) $\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$. d) $2 \text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} + 9 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$. e) $2 \text{HI} + 2 \text{HNO}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$. f) $\text{C}_6\text{H}_6 + 9 \text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$.

S25. a) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3$. b) $\text{C}_6\text{H}_{12} + 9 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$. c) $3 \text{N}_2\text{O} + 2 \text{NH}_3 \rightarrow 3 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{N}_2$. d) $4 \text{AgNO}_3 + 2 \text{Cl}_2 \rightarrow 4 \text{AgCl} + \text{O}_2 + 2 \text{N}_2\text{O}_5$. e) $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$. f) $2 \text{NH}_3 + 4 \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O}$. g) $2 \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HBr}$.

S26. a) $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$ b) 176,5 g de H_2 c) 166,7 moles.

S27. $m = 62,9 \text{ g de } \text{NH}_4\text{Cl}$.

S28. a) 113,72 g de AlCl_3 ; b) 29,32 g de Al y 115,67 g de Cl .

S29. Sí, hace falta 18,36 g de O_2 para oxidar todo el hierro.

S30. $4 \text{KCl} + 4 \text{HNO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{KNO}_3 + 2 \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$; $m = 14,3 \text{ g de } \text{Cl}_2$.

S31. a) $\text{C}_4\text{H}_{10} + 13/2 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$; b) $m = 43\,034,5 \text{ g de } \text{O}_2$; $V = 30\,105,3 \text{ l}$; c) $m = 36\,413,8 \text{ g de } \text{CO}_2$; d) $n = 1034,5 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}$.

S32. a) $2 \text{NaCl} \rightarrow 2 \text{Na} + \text{Cl}_2 (\text{g})$ b) $m = 823,9 \text{ g de } \text{NaCl}$; c) $V = 956,7 \text{ l de } \text{Cl}_2$.

S33. $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ $m = 238 \text{ g de } \text{N}_2$.

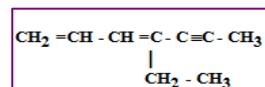
S34. $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$; $V = 11,2 \text{ l}$.

S35. $3 \text{HCl} + \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 + 3/2 \text{H}_2$; $V = 7,44 \text{ l}$.

Química del carbono

S36. Formular los siguientes compuestos:

1.-



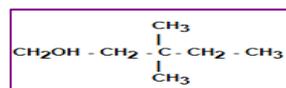
2.-



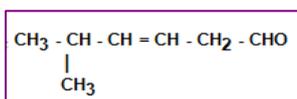
3.-



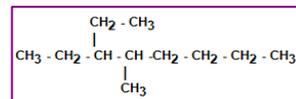
4.-



5.-

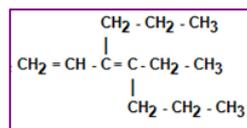


6. $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH}$ 7.-



8.-

$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ 9.- $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$ 10.-



- S37. Nombre los siguientes compuestos: 1) 5-etil-2,4-dimetilheptano. 2) 3-buten-2-ol. 3) 2,4-hexadieno. 4) 1-butanol. 5) Butanal. 6) Ácido 2-pentenoico. 7) Propilamina. 8) Ácido 3-butenico. 9) 3-buten-2-ol. 10) 2-propen-1-ol.

4.1.2 Solucionario de las actividades finales

S38. Formule los siguientes compuestos:

óxido (anhídrido) periódico	I_2O_7
óxido cúprico	CuO
pentaóxido de dicloro	Cl_2O_5
óxido de hierro (II)	FeO
óxido (anhídrido) nitroso	N_2O_3

S39. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
CrO	óxido cromoso	óxido de cromo (II)	óxido de cromo
PtO_2	óxido platínico	óxido de platino (IV)	dióxido de platino
HgO	óxido mercuríco	óxido de mercurio (II)	óxido de mercurio
SO_3	óxido sulfúrico	óxido de azufre (VI)	trióxido de azufre
Br_2O_7	óxido perbrómico	óxido de bromo (VII)	heptaóxido de dibromo

S40. Formule los siguientes compuestos:

ácido clorhídrico	HCl
sulfuro de hidrógeno	H_2S
hidruro de cobre (I)	CuH
fluoruro de hidrógeno	HF
hidruro de aluminio	AlH_3

S41. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
HgH	hidruro mercurioso	hidruro de mercurio (I)	hidruro de mercurio
LiH	hidruro lítico	hidruro de litio	hidruro de litio
NH_3	hidruro nitroso	hidruro de nitrógeno (III)	trihidruro de nitrógeno
HCl	ácido clorhídrico	cloruro de hidrógeno	cloruro de hidrógeno
MgH_2	hidruro magnésico	hidruro de magnesio	dihidruro de magnesio

S42. Formule los siguientes compuestos:

cloruro ferroso	$FeCl_2$
hexafluoruro de azufre	SF_6
seleniuro níqueloso	$NiSe$
fluoruro de bromo	BrF
pentafluoruro de fósforo	PF_5

S43. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
FeB	boruro férrico	boruro de hierro (III)	boruro de hierro
NiCl ₂	cloruro níqueloso	cloruro de níquel (II)	dicloruro de níquel
CS ₂	sulfuro carbónico	sulfuro de carbono (IV)	disulfuro de carbono
CoCl ₃	cloruro cobáltico	cloruro de cobalto (III)	tricloruro de cobalto
CuBr	bromuro cuproso	bromuro de cobre (I)	bromuro de cobre

S44. Formule los siguientes compuestos:

hidróxido de sodio	NaOH
hidróxido de hierro (II)	Fe(OH) ₂
hidróxido cromoso	Cr(OH) ₃
hidróxido de cuproso (I)	CuOH
hidróxido de cinc	Zn(OH) ₂

S45. Nombre los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
Ni(OH) ₂	hidróxido níqueloso	hidróxido de níquel (II)	dihidróxido de níquel
AgOH	hidróxido de plata	hidróxido de plata	hidróxido de plata
Hg(OH) ₂	hidróxido mercurico	hidróxido de mercurio (II)	dihidróxido de mercurio
Cr(OH) ₂	hidróxido hipocromoso	hidróxido de cromo (II)	dihidróxido de cromo
Sr(OH) ₂	hidróxido de estroncio	hidróxido de estroncio (II)	dihidróxido de estroncio

S46. Formule los siguientes compuestos:

ácido periódico	HIO ₄
dioxoclorato (III) de hidrógeno.	HClO ₂
oxoyodato (I) de hidrógeno	HIO
ácido teluroso	H ₂ TeO ₃
tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno	HMnO ₄

S47. Nombre los siguientes compuestos:

Fórmula	TRADICIONAL	SISTEMÁTICA
HMnO ₄	ácido permangánico	tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno
H ₂ CO ₃	ácido carbónico	trioxocarbonato (IV) de hidrógeno
H ₂ CrO ₄	ácido crómico	tetraoxocromato (VI) de dihidrógeno
H ₂ TeO ₃	ácido fosfórico	trioxofosfato (V) de trihidrógeno
HClO ₂	ácido cloroso	dioxoclorato (III) de hidrógeno.

S48. Formule los siguientes compuestos:

tetraoxomanganato (VII) de potasio	KMnO_4
carbonato de plata	Ag_2CO_3
tris[trioxosulfato (IV)] de dihierro	$\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$
clorato mercurico	$\text{Hg}(\text{ClO}_3)_2$
tetraoxosulfato (VI) de cromo	CrSO_4

S49. Nombre los siguientes compuestos:

Fórmula	TRADICIONAL	SISTEMÁTICA
$\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$	nitrito férrico	tris[dioxonitrato (III)] de hierro
KMnO_4	permanganato de potasio	tetraoxomanganato (VI) de potasio
$\text{Fe}(\text{SO}_3)$	sulfito ferroso	trioxosulfato (IV) de hierro
$\text{Ni}(\text{ClO}_2)_3$	clorito níquelico	tris[dioxoclorato (III)] de níquel
$\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$	nitrito de calcio	bis[dioxonitrato (III)] de calcio

Masa atómica, masa molecular. Mol

S50. $n = 15$ moles de Mn.

S51. $m = 438$ g de Sr.

S52. $n = 12$ moles de Be.

S53. $M_{\text{mol}}(\text{Ca}(\text{BrO}_3)_2) = 295,8$ g/mol.

S54. $n = 8$ moles de CsCl.

S55. $1,056 \times 10^{25}$ átomos de oxígeno.

S56. $m = 1128$ g de CrN_3 .

S57. HNO_2 a) 40 átomos de O; b) $1,204 \times 10^{25}$ átomos del; c) $m = 470$ g.

S58. $\text{Pt}(\text{OH})_4$ $n = 0,38$ moles.

S59. AuH_3 $6,02 \times 10^{23}$ moléculas.

S60. KClO_4 $6,02 \times 10^{24}$ átomos de Cl.

Reacciones químicas

- S61. a) $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$. b) $2\text{NaCl} + \text{CaCO}_3 \Rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2$. c) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \Rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. d) $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \Rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$. y) $2\text{Ca}(\text{PO}_4)_2 + 2\text{SiO}_2 + 14\text{C} \Rightarrow 2\text{CaSiO}_3 + 14\text{CO} + \text{P}_4$.
- S62. $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$; $m = 245\text{ g de KClO}_3$.
- S63. $\text{C}_8\text{H}_{16} + 12\text{O}_2 \rightarrow 8\text{CO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$; $m = 448\text{ g de C}_8\text{H}_{16}$.
- S64. $2\text{CuS}_2 + 9/2\text{O}_2 \rightarrow 4\text{SO}_2 + \text{Cu}_2\text{O}$; $m = 84,12\text{ g de Cu}_2\text{O}$.
- S65. $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{Fe}$; $m = 349,62\text{ g de Fe}$.
- S66. $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $V = 86,67\text{ ml}$.
- S67. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$; $V = 0,5\text{ l}$.
- S68. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$; a) $n = 2\text{ moles de CaO}$; b) $V = 44,8\text{ l}$.
- S69. $\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$; $V = 8,4\text{ l}$.
- S70. $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$; $V = 3\text{ l}$.

Química del carbono

- S71. 1.- $\begin{array}{c} \boxed{\text{CH}_3-\text{CH}-\text{COOH}} \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$. 2.- $\text{COOH}-\text{COOH}$. 3.- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{NH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$.
- 4.- $\begin{array}{c} \boxed{\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}} \\ | \\ \text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$ 5.- $\begin{array}{c} \boxed{\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{N}-\text{CH}_3} \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$

- S72. 1) Butilamina. 2) Metil-(1,3-dimetil)pentilamina. 3) 3-Butenal. 4) 4-etil-3-metil-1,3-hexadien-5-ino. 5) 2-metil-1-butanol. 6) 1,2,3-butanotriol. 7) Ácido 3-pentinoico. 8) Etanodial. 9) Ácido propanoico. 10) 1,3-butanodien-1,3-diol.

5. Glosario

A	<ul style="list-style-type: none">▪ Amedeo Avogadro	(Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro), conde de Quaregna y Cerreto (Turín, 9 de agosto de 1776-Turín, 9 de julio de 1856), fue un físico y químico italiano, profesor de física de la Universidad de Turín desde 1820 hasta su muerte.
B	<ul style="list-style-type: none">▪ Binario	Que está compuesto de dos elementos.
C	<ul style="list-style-type: none">▪ Combustión	Reacción química que se produce entre el oxígeno y un material oxidable, que va acompañada de desprendimiento de energía y habitualmente se manifiesta por incandescencia o llama.
D	<ul style="list-style-type: none">▪ Doceava	Parte de un todo que resulta de dividirlo entre 12.
E	<ul style="list-style-type: none">▪ Enlace covalente	Dos átomos comparten uno o más electrones, es decir, se unen a través de sus electrones en el último orbital, pasando los electrones compartidos a formar parte de la estructura de ambos los átomos.
	<ul style="list-style-type: none">▪ Estequiometría	Parte de la química que se refiere a la determinación de las masas de combinación de las sustancias en una reacción química, hace referencia al número relativo de átomos de varios elementos encontrados en una sustancia química.
F	<ul style="list-style-type: none">▪ Formulación	Expresión de una composición química mediante una fórmula.
H	<ul style="list-style-type: none">▪ Homogéneo	Que está formado por elementos con características comunes referidas a su clase o naturaleza, lo que permite establecer entre ellos una relación de semejanza y uniformidad.
I	<ul style="list-style-type: none">▪ IUPAC	Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (International Union of Pure and Applied Chemistry).
P	<ul style="list-style-type: none">▪ Ponderable	Que puede ser pesado o determinado.
	<ul style="list-style-type: none">▪ Ponderar	Considerar o analizar con parcialidad una cosa.
	<ul style="list-style-type: none">▪ Proporción.	Relación de correspondencia entre las partes y el todo o entre varias cosas relacionadas entre sí, en cuanto al tamaño, cantidad, dureza, etc.
T	<ul style="list-style-type: none">▪ Ternario	Que está compuesto de tres elementos.

6. Bibliografía y recursos

Bibliografía

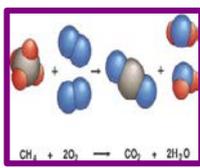
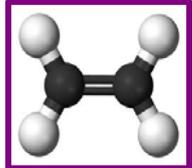
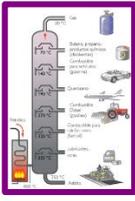
- *Física y Química 4.º ESO (Aula 3D)*. Ed. Vicens Vives (2016).
- *Física y Química 4.º ESO Proxecto Ánfora*. Ed. Oxford (2016).
- *Física y Química 4.º ESO Proyecto saber y hacer*. Ed. Santillana (2016).
- *Física y Química 4.º ESO Edebé On*. Ed. Edebé (2016).
- *Guía Básica de formulación y nomenclatura. Química inorgánica y orgánica*. Ed. EDUNSA (1991).

Enlaces de Internet

- http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/4esofisicaquimica/impresos/curso_completo.pdf
- <http://www.edu.junta.es/web/unidadessemipresenciales/>
- <https://www.edu.junta.es/espazoAbalar/es/espazo/repositorio/cont/material-de-laboratorio-de-fisica-y-quimica>
- http://recursostic.educacion.es/newton/web/unidades_alfabetico.php/
- http://www.fisica-quimica-secundaria-bachillerato.com/animaciones-flash-interactivas/quimica/balanceo_reacciones_quimicas_simples_aprendizaje.htm

7. Anexo. Licencia de recursos

Licencias de recursos utilizados en esta unidad didáctica

RECURSO (1)	DATOS DEL RECURSO (1)	RECURSO (2)	DATOS DEL RECURSO (2)
 RECURSO 1	<ul style="list-style-type: none"> Procedencia: https://es.wikipedia.org/wiki/Antoine_Lavoisier 	 RECURSO 2	<ul style="list-style-type: none"> Procedencia: https://sites.google.com/site/428quimicaprocesosquimicos/relaciones-estequiometricas
 RECURSO3	<ul style="list-style-type: none"> Procedencia: http://www.edu.junta.es/web/unidadessemipresenciales 	 RECURSO 4	<ul style="list-style-type: none"> Procedencia: www.jccanalda.es
 RECURSO 5	<ul style="list-style-type: none"> Procedencia: http://www.quimicaorganica.org/foro/3-alcanos/167-fraccionamiento-del-petroleo.html 	 RECURSO 6	<ul style="list-style-type: none"> Procedencia: http://www.icv.csic.es/preveccion/Documentos/manual-es/panreac.pdf