



Ámbito científico tecnolóxico

Educación a distancia semipresencial

Módulo 3

Unidade didáctica 8

Os cambios

Índice

1.	Introdución.....	3
1.1	Descrición da unidade didáctica.....	3
1.2	Coñecementos previos.....	3
1.3	Criterios de avaliación	4
2.	Secuencia de contidos e actividades	5
2.1	Formulación de química inorgánica	5
2.1.1	Compostos binarios.....	6
2.1.2	Compostos ternarios	11
2.2	Masa atómica, masa molecular. Mol	16
2.3	Leis ponderais. Reaccións químicas	20
2.3.1	Cálculos estequiométricos	23
2.3.2	Reaccións con gases e con disolucións.....	26
2.4	Química do carbono	31
2.5	Traballo no laboratorio	41
3.	Actividades finais.....	52
4.	Solucionario.....	57
4.1.1	Solucionario das actividades propostas	57
4.1.2	Solucionario das actividades finais	62
5.	Glosario.....	66
6.	Bibliografía e recursos	67
7.	Anexo. Licenza de recursos	68

1. Introducción

1.1 Descrición da unidade didáctica

Cando mesturamos dúas substancias, por exemplo, auga e mais area, é posible que non ocorra nada, poderemos separar esas substancias por algún tipo de procedemento e devolvelas ao seu estado orixinal. Dicimos entón que estamos ante un *cambio físico*. Con todo, noutras ocasións, ao mesturarmos dúas substancias como o hidróxeno co oxíxeno, ocorre algo extraordinario: orixínase unha substancia, neste caso a auga, con propiedades e características completamente diferentes das substancias que inicialmente mesturamos. Dicimos entón que estamos ante un cambio que denominamos *químico*.

Neste tema imos analizar o que chamamos a *estequiometría* deses cambios químicos, é dicir, a maneira de podermos establecer proporcións entre as cantidades de substancias que mesturamos para obter cantidades de substancia de produtos completamente diferentes. Para iso, primeiro teremos que establecer as leis correspondentes e definir as unidades máis útiles para traballar no laboratorio, xa que estas leis nos indicarán como se unen átomos para formar moléculas de tamaños tan microscópicos que nos sería imposible traballar con elas.

Para poder traballar en química e que os resultados poidan ter divulgación científica, é necesario unificar as unidades de medida e a nomenclatura utilizada para denominar as substancias. É por iso que un comité de membros das sociedades nacionais de química, coñecido como a IUPAC Unión Internacional de Química Pura e Aplicada (*International Union of Pure and Applied Chemistry*), encárgase de establecer estas normas para toda a comunidade científica. Teremos, pois, que ver como se nomean as distintas substancias segundo estes criterios. É o que chamamos **a formulación de química**.

1.2 Coñecementos previos

Cómpre repasar os coñecementos aprendidos no módulo 2 das seguintes unidades:

- Da unidade didáctica 5, *A materia I*:
 - As leis dos gases e a relación entre as variables P, V e T das que dependen.
- Da unidade didáctica 6, *A materia II*:

- Recoñecer os símbolos dos elementos na táboa periódica.
- Os conceptos de masa atómica e molecular.
- Da unidade didáctica 7, *Os cambios*:
 - Reaccións químicas, ácido base, combustión.
- De matemáticas, as proporcións.

1.3 Criterios de avaliación

- Recoñecer a cantidade de substancia como magnitude fundamental e o mol como a súa unidade no sistema internacional de unidades.
- Realizar cálculos estequiométricos con reactivos puros supoñendo un rendemento completo da reacción, partindo do axuste da ecuación química correspondente.
- Deducir a lei de conservación da masa e recoñecer reactivos e produtos a través de experiencias sinxelas no laboratorio ou de simulacións dixitais.
- Recoñecer os materiais e instrumentos básicos presentes no laboratorio de Física e de Química; coñecer e respectar as normas de seguridade e de eliminación de residuos para a protección do medio ambiente.
- Desenvolver pequenos traballos de investigación nos que se poña en práctica a aplicación do método científico e a utilización das TIC.
- Establecer as razóns da singularidade do carbono e valorar a súa importancia na constitución dun elevado número de compostos naturais e sintéticos.
- Identificar e representar hidrocarburos sinxelos mediante as distintas fórmulas, relacionalas con modelos moleculares físicos ou xerados por computadora e coñecer algunhas aplicacións de especial interese.
- Recoñecer os grupos funcionais presentes en moléculas de especial interese.
- Nomear e formular compostos inorgánicos ternarios segundo as normas establecidas pola IUPAC.

2. Secuencia de contidos e actividades

2.1 Formulación de química inorgánica

A través dos enlaces químicos os átomos dos distintos elementos combínanse para formar unha infinidade de moléculas de compostos. A estes compostos é necesario dotalos de nome. Para iso, a comunidade científica -a través da IUPAC- establece un conxunto de regras. Empezaremos por definir unha serie de conceptos previos.

Fórmula química: é unha representación simbólica da molécula dunha substancia química. Contén o símbolo dos elementos cun subíndice que indica o número de átomos desa substancia que contén o composto. Por exemplo: o *ácido sulfuroso*, H_2SO_3 , contén 2 átomos de hidróxeno, un de xofre e tres de oxíxeno.

Nomenclatura: conxunto de regras mediante as cales se nomean os compostos. A IUPAC admite tres tipos diferentes, chamadas *tradicional*, de *Stock* e *sistemática*.

Valencia: é un número asociado a cada átomo que nos indica o poder que ten un átomo para combinarse con outros átomos.

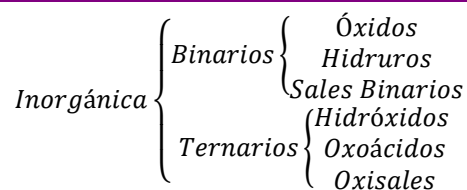
Número de oxidación: é o número de cargas que tería un átomo se todas as unións que forma fosen iónicas, é dicir, se se encontrase en forma de ión. Equivale a valencia pero pode ser positiva ou negativa.

Na táboa periódica que vai a continuación expóñense os elementos máis habituais cos que traballaremos nesta unidade, coas súas respectivas valencias e masa atómica.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS																	
1.008 H 1																	He
6.941 Li 3	9.012 Be 4											10.81 B 5	12.01 C 6	14 N 7	15.99 O 8	18.99 F 9	Ne
22.989 Na 11	24.305 Mg 12											26.98 Al 13	28.08 Si 14	30.97 P 15	32.06 S 16	35.45 Cl 17	Ar
39.098 K 19	40.078 Ca 20	44.95 Sc 21	47.9 Ti 22	50.94 V 23	51.996 Cr 24	54.938 Mn 25	55.845 Fe 26	58.933 Co 27	58.693 Ni 28	63.546 Cu 29	65.39 Zn 30	69.72 Ga 31	72.64 Ge 32	74.92 As 33	78.96 Se 34	79.90 Br 35	Kr
85.468 Rb 37	87.62 Sr 38	88.91 Y 39	91.2 Zr 40	92.9 Nb 41	96 Mo 42	99 Tc 43	101.07 Ru 44	102.9 Rh 45	106.7 Pd 46	107.87 Ag 47	112.41 Cd 48	114.8 In 49	118.71 Sn 50	121.8 Sb 51	127.6 Te 52	126.9 I 53	Xe
132.905 Cs 55	137.33 Ba 56	138.9 La 57	178.49 Hf 72	100.95 Ta 73	183.85 W 74	186.31 Re 75	190.2 Os 76	192.2 Ir 77	195.08 Pt 78	196.97 Au 79	200.59 Hg 80	204.38 Tl 81	207.2 Pb 82	208.98 Bi 83	209 Po 84	210 At 85	Rn

Aparecen mais clariños os elementos pouco habituais e que non usaremos nos exemplos.

A formulación de química inorgánica que desenvolveremos nesta unidade é:



2.1.1 Compostos binarios

Son moléculas formadas por tan só dous elementos diferentes, entre eles están os óxidos, os hidruros e os sales binarios.

Polo xeral, para formular un composto binario buscamos a valencia de cada un dos átomos dos correspondentes elementos e intercambiámolas. Por exemplo, se a valencia do elemento X é a e a valencia do elemento Y é b , o composto será X_bY_a . Se os subíndices a e b son divisibles, haberá que simplificalos. Nas fórmulas sempre deberemos escribir á dereita o elemento menos electronegativo, é dicir, o que estea máis á dereita na táboa periódica. Lembre que os elementos máis á dereita chámanse tamén *non metais* e os da esquerda *metais*. Comprobe nunha táboa periódica onde está a verdadeira liña de separación entre uns e outros.

Óxidos

Son combinacións do oxíxeno con outro elemento calquera. O oxíxeno sempre vai con valencia 2, xa que logo, sempre terán a forma X_2O_a .

Nomenclatura

Sempre van precedidos da palabra óxido. Para indicar as valencias segundo a nomenclatura usada, ás veces, cando o elemento X é un non metal, úsase a palabra “*anhídrido*” en lugar de óxido.

Estequiometría

Úsanse os prefixos *mono-*, *di-*, *tri-*, *tetra-*, *penta-*, *hexa-* e *hepta-* para indicar os índices de cada elemento. (O prefixo “mono-” polo xeral non se pon).

$\text{CuO} \rightarrow \text{monóxido de cobre ou óxido de cobre.}$

$\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{trióxido de diferro.}$

Stock

Valencias do metal (entre parénteses en números romanos).



Tradicional

Usamos *,-oso, -ico, hipo-, per-* dependendo da valencia:

1. Se ten unha soa valencia: óxido (...)- ico ou de (...)	$\text{Na}_2\text{O} \Rightarrow$ Óxido sódico ou óxido de sodio $\text{CaO} \Rightarrow$ Óxido cálcico o óxido de calcio.
2. Con dúas valencias: -oso (coa menor) e -ico (coa maior)	$\text{FeO} \Rightarrow$ 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>maior</i>	$\text{Cr}_2\text{O} \Rightarrow$ Óxido hipocromoso. $\text{Cr}_2\text{O}_3 \Rightarrow$ Óxido cromoso. $\text{Cr}_2\text{O}_6 = \text{CrO}_3 \Rightarrow$ Óxido crómico.
4.- Se ten catro valencias: hipo-(...)-oso (...)-oso (...)-ico per-(...)-ico	$\text{Cl}_2\text{O} \Rightarrow$ óxido hipocloroso ou anhídrido hipocloroso . $\text{Cl}_2\text{O}_3 \Rightarrow$ óxido cloroso ou anhídrido cloroso . $\text{Cl}_2\text{O}_5 \Rightarrow$ óxido clórico ou anhídrido clórico . $\text{Cl}_2\text{O}_7 \Rightarrow$ óxido perclórico ou anhídrido perclórico .

Algúns exemplos:

Composto	Estequiométrica	Stock	Tradicional
Hg_2O	monóxido de dimercurio	óxido de mercurio (I)	óxido mercurioso
HgO	monóxido de mercurio	óxido de mercurio (II)	óxido mercúrico
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

Outras combinacións binarias do oxíxeno: os peróxidos

O oxíxeno actúa con número de oxidación -1 (na realidade, valencia 1) e sempre debe haber un grupo O_2 na molécula, así que, se non sae, pódese multiplicar por 2 o óxido normal. Exemplos:

- *Peróxido de litio:* $\text{LiO} \times 2$ polo 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
- Auga oxixenada = *peróxido de hidróxeno* = $\text{HO} \times 2 = \text{H}_2\text{O}_2$

Hidruros e hidrácidos

Son combinacións dun elemento co hidróxeno H de valencia 1, xa que logo, terán sempre a aparencia XH_a , sendo “a” a valencia do elemento X.

Hidruros: noméanse sempre precedidos da palabra “hidruro” e, para indicar a valencia do elemento, segundo a nomenclatura:

Estequiométrica:

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

CuH → monóhidruro de cobre.

FeH₃ → trihidruro de ferro.

Stock:

Valencia do metal (entre parénteses en números romanos).

CuH → hidruro de cobre (I)

FeH₃ → hidruro de ferro (III).

Tradicional:

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

CuH → hidruro de cuproso

FeH₃ → hidruro de férrico.

Algúns exemplos:

Composto	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 ferro	hidruro de ferro (III)	hidruro férrico

Hidrácidos:

Cando o hidróxeno vai en disolución acuosa cos elementos químicos: **S , Se , Te** (de valencia 2); e **F , CL , Br , I** (de valencia 1) *forma ácidos*. Para estes casos noméanse primeiro estes elementos seguidos de *-uro de hidróxeno*. Na nomenclatura tradicional noméase o elemento coa palabra ácido e rematado en -hídrico.

Algúns exemplos:

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

Sales binarios

Son combinacións dun metal cun non metal quedando da forma X_bY_a , con "a" valencia de X ou non metal e "b" a do metal.

O non metal sempre vai co número de oxidación negativo, é dicir, coas seguintes 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

A nomenclatura: noméanse todos con "*non metal + -uro de metal*" e indícase a valencia segundo a nomenclatura:

Estequiométrica:

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

Stock

Valencia do metal entre parénteses en números romanos.

Tradicional

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

Algúns exemplos:

Composto	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 ₂ S	monosulfuro de sodio	sulfuro de sodio	sulfuro sódico.
Mg ₃ N ₂	dinitruro de trimagnesio	nitruro de magnesio	nitruro magnésico

Tamén poden darse combinacións de non metal + non metal (Y_aX_b). O segundo non metal da fórmula o X, sempre coas valencias máis baixas.

A nomenclatura é a mesma que no apartado anterior pero noméase primeiro o elemento que aparece en segundo lugar da seguinte lista:

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

Algúns exemplos:

Composto	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	óxido de nitróxeno	óxido de nitróxeno (IV)	óxido nítrico
C ₃ N ₄	tetranitrato de tricarbón	nitrato de carbono (IV)	nitrato carbónico

Actividades propostas

S1. Formule os seguintes compostos:

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

S2. Nomee os seguintes compostos nas tres nomenclaturas.

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

S3. Formule os seguintes compostos:

hidruro de sodio	
bromuro de hidróxeno	
hidruro de cobalto (III)	
hidruro de calcio	
hidruro de chumbo (IV)	

S4. Nomee os seguintes compostos nas tres nomenclaturas.

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

S5. Formule os seguintes compostos:

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

S6. Nomee os seguintes compostos nas tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
CaCl ₂			
FeS			
BrF			
KBr			
FeB			

2.1.2 Compostos ternarios

Son compostos ternarios os que están formados por átomos de tres elementos diferentes, entre eles imos ver os hidróxidos, os oxoácidos e os oxisais. Para estes dous últimos, como a nomenclatura de Stock xa vai case integrada na sistemática, tan só veremos esta e a tradicional.

Hidróxidos

Son compostos formados por un metal máis o grupo (OH), que sempre vai con valencia 1, así que, a forma xeral será X(OH)_n, onde X é o metal e "n" a súa valencia.

A nomenclatura: noméanse todos coa palabra "*hidróxido*" e indícase a valencia segundo a nomenclatura:

Estequiométrica:

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

Stock

Valencia do metal entre parénteses en números romanos.

Tradicional

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

Algúns exemplos:

Composto	Estequiométrica	Stock	Tradicional
Ba(OH) ₂	dihidróxido de bario	hidróxido de bario	hidróxido de bario
Fe(OH) ₃	trihidróxido de ferro	hidróxido de ferro (III)	hidróxido férrico
Na(OH)	monohidróxido de sodio	hidróxido de sodio	hidróxido de sodio
Cu(OH)	monohidróxido de cobre	hidróxido de cobre (I)	hidróxido cuproso

Oxoácidos

Son compostos da **forma H_nXO_a** , con hidróxeno, oxíxeno e X, o elemento central que, polo xeral, é un non metal. O índice “n” pode ser un 1 ou 2, e o “a” pode ir de 1 ata 4. O elemento central, X, nunca levará índice. Pódense formular de varios xeitos. Aquí expoñeremos dous métodos:

Formulación:

1.- Primeiro método. Formúlase o anhídrido (óxido) e engádeselle auga. Este método non lles gusta moito aos químicos, xa que dá lugar a reaccións químicas que non existen na realidade.

Exemplo:

- a) Óxido clórico $\Rightarrow Cl_2O_5$, se se pode simplificar, habería que facelo.
- b) Engadimos auga $Cl_2O_5 + H_2O \rightarrow H_2Cl_2O_6$. Lembre que o elemento central non pode levar número.
- c) Simplifícase dividindo entre 2: $HClO_3$

2.- O segundo método consiste en saber a columna que pon “FÓRMULA” na seguinte táboa:

VALENCIA	FÓRMULA	EXEMPLO
1	$H X O$	$HClO$ ácido hipocloroso
2	H_2XO_2	H_2SO_2 ácido hiposulfuroso
3	$H XO_2$	$HClO_2$ ácido cloroso
4	H_2XO_3	H_2SO_3 ácido sulfuroso
5	$H XO_3$	$HClO_3$ ácido clórico
6	H_2XO_4	H_2SO_4 ácido sulfúrico
7	$H XO_4$	$HClO_4$ ácido perclórico

A columna que pon valencia refírese á do elemento central, X, sabendo a valencia, ponse a fórmula directamente substituíndo o X polo elemento correspondente.

A nomenclatura:

1.- **Tradicional:** é a máis aceptada.

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

2.- Sistemática:

Nesta nomenclatura, indicaremos o elemento central, terminado en “ato” sempre, e o seu número de oxidación entre parénteses con números romanos. O número de oxíxenos cos prefixos: **di-, tri-, tetra-** etc, diante do lexema “**oxo**”, rematamos a frase coa secuencia **de hidróxeno** co prefixo correspondente ao número deles que teña. A frase enteira quedaría:

Prefixo + oxo + ELEMENTO CENTRAL + ato (valencia do elemento central) + de + prefixo + hidróxeno.

Exemplo: H_2SO_4 = tetraoxosulfato (VI) de dihidróxeno.

Aínda que o nome resulta longo e complicado, no momento de formular un composto é moito máis sinxelo, xa que nin sequera temos que saber a valencia do elemento. O inconveniente que ten é que para escribir o nome dun composto temos que poñer entre parénteses a valencia (número de oxidación) do elemento central e temos que determinalo a partir da fórmula. Isto pódese facer aplicando o que se chama **método do número de oxidación**.

Método do número de oxidación

Queremos saber a valencia do Mn no composto H_2MnO_4 .

O número de oxidación do hidróxeno é sempre +1 e o do oxíxeno -2. Ademais, a suma dos números de oxidación de todos os elementos ten que ser cero. Xa que logo, temos:

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

O nome do composto será **Tetraoxomanganato (VI) de dihidróxeno**.

Algúns exemplos:

Composto	Sistemática	Tradicional
H_2SO_4	tetraoxosulfato (VI) de dihidróxeno	ácido sulfúrico
HBrO_2	dioxobromato (III) de monohidróxeno	ácido bromoso
HIO	(mon)oxoiodato (I) de (mono)hidróxeno	ácido hipoiódico
HNO_3	trioxonitrato(V) de hidróxeno	ácido nítrico
H_2CO_3	trioxocarbonato (IV) de dihidróxeno	ácido carbónico

Oxisales

Consideramos aquí tan só os sales ternarios que proveñen da substitución dun ou varios hidróxenos dos oxoácidos por un catión (xeralmente un metal). Por exemplo, se temos o ácido bromoso, HBrO_2 , quitámoslle o H e substituímoslo polo cobre Cu de valencia 2, quedanos $\text{Cu}(\text{BrO}_2)_2$, a valencia do cobre poñémosla ao resto do composto, que é o anión BrO_2 .

A nomenclatura:

1.-**Tradicional:** noméanse igual que o do ácido do que proveñen pero substituíndo as terminacións “-ico” por “-ato” e as “-oso” por “-ito”. A valencia do metal vai coas terminacións de sempre.

Exemplo: se no ácido clórico (HClO_3) substituímos o H por potasio, K, temos o KClO_3 e nomearémolo como **Clorato potásico**.

2.-**Sistemática:**

É o mesmo que para os oxoácidos, pero agora pode ocorrer que o anión vaia entre parénteses cun índice. Para indicalo usaremos os prefixos *bis-*, *tris-*, *tetrakis-*, *pentakis-* etc., diante dun corchete.

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

Para determinar o número de oxidación do elemento central pódese usar o método do número de oxidación directamente, pero recomendamos recuperar o ácido do que proveña e aplicalo.

No exemplo anterior: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ vén do ácido H_2SO_4 , se aplicamos o método do número de oxidación, sae $x = 6$ para o xofre, S.

Algúns exemplos:

Composto	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 ferro (III)	nitrato férrico

Actividades propostas

S7. Formule os seguintes compostos.

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

S8. Nomee os seguintes compostos nas 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 os seguintes compostos.

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

S10. Nomee os seguintes compostos.

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

S11. Formule os seguintes compostos.

tetraoxoclorato (VII) de potasio.	
nitrito de litio	
cromato de bario	
hipoclorito de sodio	
tetraoxosulfato (VI) de ferro (II)	

S12. Nomee os seguintes compostos.

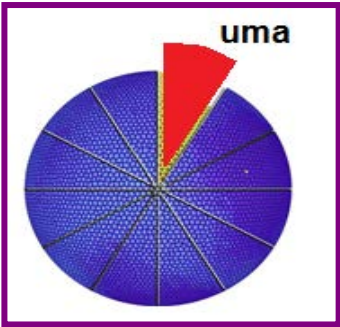
Fórmula	TRADICIONAL	SISTEMÁTICA
Cu ₂ SO ₄		
LiIO ₃		
Fe ₂ (SO ₃) ₃		
Ni(ClO ₂) ₂		
KNO ₂		

2.2 Masa atómica, masa molecular. Mol

Como xa sabemos, os compostos químicos están formados de moléculas que, á súa vez, están formadas por átomos, ambas son tan pequenas que é imposible medilas no laboratorio, así que, necesitamos establecer magnitudes e unidades que nos permitan facer cálculos e poder ponderar as combinacións entre as distintas substancias.

Masa atómica

O tamaño dun átomo é da orde de 10^{-10} m e a súa masa de 10^{-27} kg, é evidente que estas magnitudes non son, de ningún xeito, idóneas para facer cálculos. Se queremos ter cantidades máis apropiadas, o primeiro que temos que facer é definir unha unidade de medida axeitada. Como non temos nada que sexa tan pequeno como un átomo, o mellor patrón que podemos coller para establecer comparacións entre átomos é outro átomo; e así se fixo, primeiro tomaron como patrón o átomo de oxíxeno, despois, o de hidróxeno e na actualidade colleron como patrón unha parte do átomo de carbono.



Unidade de masa atómica (uma) = é a doceava parte do átomo de carbono 12.

Temos o átomo de carbono 12, dividímolos en doce partes e unha delas será a que tomemos como patrón, chamáremoslle uma.

Xa que logo, cando teñamos que pesar calquera átomo o que faremos será comparalo co noso patrón. Poderemos dicir que a masa do átomo de oxíxeno é 15.99 veces a masa dese anaco ao que chamamos uma. A do ferro, 55.845 uma, a do sodio 22.989, e así con todos os elementos que veñen recollidos na táboa periódica.

Na actualidade xa temos experimentos científicos que nos permiten determinar a masa dun átomo, así que podemos expresar o *uma* en quilogramos.

$$1 \text{ uma} = \frac{\text{masa de 1 átomo de } C^{12}}{12} = \frac{19.9240 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{12} = 1.66033 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Masa molecular

As moléculas están formadas por átomos unidos entre si por medio de enlaces químicos, o número de átomos vén indicado na fórmula polo subíndice correspondente, así, por exemplo, o ácido sulfúrico H_2SO_4 está formado por 2 átomos de hidróxeno, un de xofre e catro de oxíxeno.

A masa molecular dun composto é a suma das masas atómicas de cada un dos átomos que o compón.

A masa molecular M_m , do 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

O mol é a unidade de cantidade de materia no sistema internacional de unidades e equivale ao número de Avogadro, 6.02×10^{23} unidades de materia sexa a que sexa. Así, se falamos dun mol de átomos de ferro estamos a dicir $6,02 \times 10^{23}$ átomos de ferro, se falamos de patacas e dicimos un mol de patacas, estamos a falar de $6,02 \times 10^{23}$ patacas.

Por que os científicos decidiron coller esta cantidade? A resposta é que se tomamos esta cantidade de átomos de calquera elemento e a pesamos, o resultado é a masa atómica do elemento posto en gramos, logo, se nos fixamos na táboa periódica, podemos establecer:

1 mol de Fe = 6.02×10^{23} átomos de ferro = 55,845 g de ferro.

1 mol de C = 6.02×10^{23} átomos de carbono = 12,01 g de carbono.

1 mol de CO_2 = 6.02×10^{23} moléculas de dióxido de carbono = 43,99 g de CO_2 .

Con esta definición podemos establecer a relación entre o número de moles dun elemento, a súa masa en gramos e a masa atómica, quedándonos:

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

- n é o número de moles de elemento.
- $m(g)$ a masa en gramos do elemento.
- M_{at} a masa atómica do elemento.

A mesma fórmula vale se, en lugar de ter un elemento, o que temos é un composto. Tan só teríamos que substituír a masa atómica pola masa molecular, M_{mol} , quedando

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

Agora xa podemos establecer que, cando un se refire á masa dun só átomo de elemento, as unidades que debe utilizar son *umas* e, cando se refire a masa dun mol de elemento, as unidades que se deben usar son *g/mol*. Logo:

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

Actividades resoltas

Determine cantos moles son 252,72 g de silicio.

A masa atómica do silicio, Si, é de 28,08 g/mol, xa que logo:

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

Determine a masa de 15 moles de aluminio:

A masa atómico do aluminio, Al, é de 26,98 g/mol, xa que logo:

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

Determine cantos moles son un litro de auga.

$M_{mol}(H_2O) = 1,008 \times 2 + 15,99 = 18,006 \text{ g/mol}$, como un litro de auga é un quilogramo = 1000 g temos:

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

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

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

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

Cantos átomos de ferro temos en 1.116,9 g dese metal?

Sabemos que 1 mol de elemento son $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos, así que, hai que determinar cantos moles temos:

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

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

Cantos átomos de oxíxeno teremos en 395,91 g de gas CO₂.

Sabemos que unha molécula de CO₂ ten 2 átomos de oxíxeno, logo, temos que calcular o número de moléculas e, como nun mol temos $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas, o primeiro será determinar o número de moles: $M_{mol}(CO_2) = 12,01 + 15,99 \times 2 = 43,99 \text{ g/mol}$.

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

Polo tanto, hai $9 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 5,418 \cdot 10^{24}$ moléculas de CO₂ e, en cada molécula, dous átomo de oxíxeno:

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

Actividades propostas

- S13.** Cantos moles de aluminio son 216 g deste metal? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$).
- S14.** Determine cantos gramos de calcio serán $1,204 \times 10^{25}$ átomos deste elemento. (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{Ca}) = 40 \text{ g/mol}$).
- S15.** Cantos moles de sodio teremos que usar se queremos dispor de $9,03 \times 10^{24}$ átomos deste material? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$).
- S16.** Determine a masa molecular do Tetraoxoclorato (VII) de potasio. (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{K}) = 39 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$).
- S17.** Cantos moles de cloruro sódico son 526,5 g dese composto? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$).
- S18.** Cantos átomos de oxíxeno haberá 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.** Cantos gramos de óxido férrico son $4,816 \times 10^{24}$ moléculas deste composto? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$).
- S20.** Calcule: a) cantos átomos de oxíxeno hai en 20 moléculas de ácido carbónico [Trioxocarbonato (IV) de dihidróxeno]? b) Cantos átomos de oxíxeno hai en 10 moles de ácido carbónico? c) Cantos gramos son 10 moles de ácido carbónico? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$).
- S21.** Cantos moles son 100 g de hidróxido de sodio? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$).
- S22.** Cantas moléculas de hidruro cúprico haberá en 655 g de dito composto? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$).
- S23.** Cantos átomos de silicio hai en 1.409 g de silicato de aluminio [Tris(trioxosilicato (IV) de dialuminio)? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Si}) = 28 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$).

2.3 Leis ponderais. Reaccións químicas

Cando dúas substancias se mesturan pode ocorrer que o resultado sexa unha substancia con propiedades completamente diferentes as das substancias iniciais, dicimos entón que se produciu unha reacción química. O noso obxectivo agora é establecer relacións entre as substancias que se mesturan para poder predicir as cantidades de substancia que se poden obter como produto.

Leis ponderais

a) Lei de conservación da masa. Lei de Lavoisier

En toda reacción química, a masa dos produtos que se forman ten que ser a mesma que a masa dos reactivos que desaparecen.



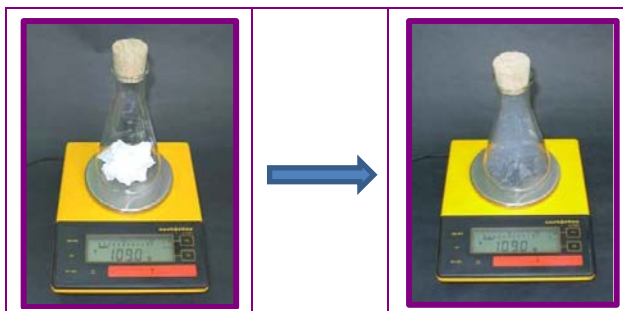
Antoine-Laurent de Lavoisier (París, Francia, 1743-1794)

Considerado o creador da química moderna, xunto á súa dona, a científica Marie-Anne Pierrette Paulze.

Foi guillotinado o 8 de maio de 1794, cando tiña 50 anos. Lagrange dixo ao día seguinte: «Abondou un instante para lle cortar a cabeza, pero Francia necesitará un século para que apareza outra que se lle poida comparar».

Exonerado polo novo goberno, hoxe é un dos 72 científicos cuxo nome figura inscrito na Torre Eiffel.

Se queimamos un papel nun frasco pechado e non deixamos escapar o dióxido de carbono, CO_2 , e a auga (gases) producidos, daquela habemos comprobar que os gramos antes e despois da combustión son os mesmos:



b) Lei de proporcións definidas. Lei de Proust (Francia, 1754-1826)

Cando dous ou máis elementos se combinan para dar un composto determinado, fano sempre nunha relación de masas constantes.

Exemplo: 12 g de Carbono combínanse con 32 g de oxíxeno para formar 44 g de dióxido de carbono e sempre o farán na mesma proporción. Así, poderemos ter:

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

c) Lei de proporcións múltiples ou Lei de Dalton (Reino Unido, 1766-1844)

Cando un elemento se combina con outro para dar máis dun composto, cúmprese que as masas do que se combina coa masa fixa do outro encóntranse nunha relación de números enteiros sinxelos.

Un exemplo disto é o oxíxeno cando se combina co carbono para formar monóxido de carbono, CO, e dióxido de carbono, CO₂.

Masa de O que se combina con 12 g de C no CO: 16 g

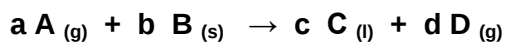
Masa de O que se combina con 12 g de C no CO₂: 32 g

Se dividimos un entre o outro 32 : 16 = 2 número enteiro e sinxelo.

Reaccións químicas

Representan a combinación de reactivos (esquerda) para dar produtos (dereita).

De maneira xeral represéntanse como:



Por exemplo: $H_2SO_4 (l) + 2 NaOH_{(s)} \rightarrow Na_2SO_4 (s) + 2 H_2O_{(l)}$

Onde:

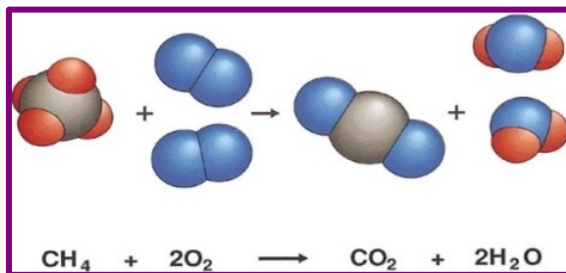
A e B representan os reactivos.

C e D representan os produtos.

a, b, c e d son os coeficientes estequiométricos. Dan o número de moléculas ou de moles de cada un dos compostos que interveñen na reacción.

(s), (l) e (g) representan os estados de agregación de cada compoñente sólido, líquido ou gasoso.

Pódese representar unha reacción química co modelo de esferas



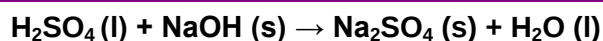
Axuste de reaccións químicas:

Consiste en modificar (axustar) os coeficientes estequiométricos dunha reacción química de maneira que se cumpra a lei de conservación da masa, é dicir, que o número de átomos dun elemento no lado dos reactivos sexa o mesmo que do lado dos produtos.

O método realízase por tenteo, polo que é importante seguir unhas sinxelas regras:

- Nunca modificar os índices dos compostos: temos H_2O , se modificamos a H_3O , a substancia xa non é auga.
- Comezar, se é posible, axustando os compoñentes con elementos que aparecen só unha vez, tanto en reactivos como en produtos.
- Deixar para o final os elementos que están libres, que no aparezan en moléculas.

Exemplo: axústese a seguinte reacción de neutralización do ácido sulfúrico cunha base.



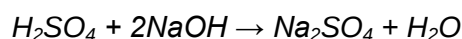
O

primeiro que facemos é comprobar o número de átomos de cada elemento en cada lado da reacción:

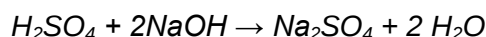
	Reactivos	Produtos
Hidróxeno H	3	2
Xofre S	1	1
Oxíxeno O	5	5
Sodio Na	1	2

Vemos que o hidróxeno e o sodio non están axustados, non teñen o mesmo número de átomos nos reactivos que nos produtos.

Comezamos axustando o Na, como hai 2 nos produtos, poñemos un 2 nos reactivos:



Temos un total de 4 H nos reactivos e só 2 H nos produtos, así que poñemos un 2:



Observamos que hai $4 + 2 = 6$ oxíxenos nos reactivos e $4 + 2 = 6$ nos produtos, o O está; de S temos 1 nos reactivos e 1 nos produtos, polo tanto, a reacción está axustada.

Actividades propostas

S24. Indique que reaccións están mal axustadas e corríxaas.

- 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. Axuste as ecuacións químicas seguintes.

- 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 a relación cuantitativa que hai entre as cantidades de reactivos e os produtos dunha reacción química.

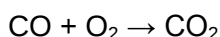
Unha ecuación química axustada é como unha ecuación matemática, establece a proporción entre as substancias e pódese interpretar a nivel microscópico (átomos e moléculas) ou a nivel macroscópico (moles e masas).

Para facer os cálculos cunha reacción química, será recomendable seguir os seguintes pasos:

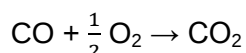
- Escribir a ecuación química e axustala.
- Ver as proporcións segundo os coeficientes estequiométricos obtidos.
- Identificar en cada substancia as cantidades que se coñecen e as que temos que determinar.
- Establecer as proporcións correspondentes e resolvelas.

Exemplo: *determinar a cantidade de oxíxeno gas que é necesario empregar para queimar completamente 140 g de monóxido de carbono e transformalo en dióxido de carbono. (Tomar as masas atómicas redondeadas: $M_{at}(O) = 16$; $M_{at}(C) = 12$).*

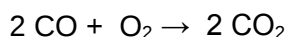
1º Escribir a reacción química e axustala: sempre que se trate de queimar ou da combustión dunha substancia, trátase simplemente de mesturala con oxíxeno gas; cando se trata de elementos en estado gasoso, ten que estar na súa forma molecular, é dicir, neste caso $O_2(g)$. Así, a reacción queda:



Vemos que nos reactivos temos 3 oxíxenos e nos produtos 2, así que temos que axustala.



Así quedaría axustada, pero como non queremos traballar con fraccións, multiplicamos toda a ecuación por 2, así quedáanos:



2º As proporcións indican que 2 de CO se combinan con 1 de O_2 para dar 2 de CO_2 . No seguinte cadro vemos como podemos interpretalo:

Lembre 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

3º No enunciado dinnos que queremos queimar 140 g de CO, xa que logo, neste caso debemos traballar a nivel de masa e establecer a proporción entre os 2 x 28 = 56 g de CO e os 32 g de O_2 .

4º Se establecemos a proporción segundo unha regra de tres, quedáanos:

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

Logo precisamos 80 g de oxíxeno para queimar 140 g de monóxido de carbono.

Tamén poderíamos ter interpretado a reacción en termos de moles. Neste caso, o primeiro sería pasar os 140 g de CO a moles consonte:

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

Se establecemos a proporción en correspondencia aos números de moles cunha regra de tres:

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

Como o enunciado do problema nos dá gramos de CO, debemos contestar dando gramos de O₂. Así que, pasamos a gramos os 2,5 moles:

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

Actividade resolta

Cando mesturamos un metal cun ácido despréndese hidróxeno a atmosfera e fórmase un sal do metal correspondente. Se facemos reaccionar 200 g de cinc con ácido clorhídrico (cloruro de hidróxeno), a) cantos gramos de cloruro de cinc (ZnCl₂) se producirán? b) Cantos moles de hidróxeno gas (H₂) recolleremos?

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

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

Masas atómicas e 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 a proporción entre o Zn e o ZnCl₂, en masa:

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

b) Agora establecemos a relación entre o Zn e o H₂, pero en moles, xa que logo, pasamos os 200 g de Zn a moles:

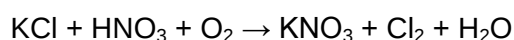
$$n = \frac{m(g)}{M_{mol}} = \frac{200}{65,4} = 3,06 \text{ moles de Zn} \quad \text{logo,}$$

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

Actividades propostas

S26. Para fabricar nitrato amónico nos fertilizantes úsase o amoníaco, NH₃, que se produce a partir do nitróxeno do aire e de hidróxeno: $\text{N}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{NH}_3 \text{ (g)}$.
a) Axuste a ecuación. b) Cantos gramos de hidróxeno teñen que reaccionar para producir 1.000 kg de amoníaco? c) Con 500 kg de H₂ e todo o nitróxeno que cumpra, cantos moles de NH₃ se poden producir? $M_{at}(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$; $M_{at}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$.

- S27.** A reacción entre o cloruro de amonio (NH_4Cl) e o hidróxido de sodio produce amoníaco (NH_3), cloruro de sodio e auga. Calcular as masas de cloruro de amonio necesarias para obter 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.** A reacción do aluminio co cloro produce cloruro de aluminio. a) Que masa de cloruro de aluminio se obtén ao facer reaccionar 23 g de Al cun exceso de Cl_2 ? b) Que masa de aluminio e de cloro se necesitarán para obter 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.** A oxidación do ferro produce trióxido de diferro. Se nun recipiente pechado temos un parafuso de ferro de 32 g e 20 g de oxíxeno, haberá suficiente oxíxeno para oxidar completamente o ferro? $M_{\text{at}}(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$.
- S30.** O cloro pódese obter segundo a reacción:



Calcule que masa de Cl_2 se poderá obter 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 Reaccións con gases e con disolucións

Nos laboratorios de química é moi habitual atopar os reactivos, ben en estado gasoso, ben en disolución, como no caso dos ácidos, xa que para poder mantelos dentro dos recipientes é normal rebaixalos con auga, evitando así o seu gran poder corrosivo. Imos ver como podemos encontrar a cantidade de substancia nunha reacción química cando os compoñentes están en calquera destes estados.

Reaccións químicas con gases.

Para describir o estado dun gas, os parámetros que utilizamos son a presión P , a temperatura T e o volume V . Pódese demostrar experimentalmente que, mantendo un destes parámetros constante, os outros dous manterían unha proporción fixa, é o que chamamos as leis dos gases ideais. Se combinamos estas leis e pensamos nun gas que pasa dun estado onde seus parámetros valen V_1 , T_1 e P_1 a outro estado onde valen V_2 , T_2 e P_2 , pódese comprobar que se cumpre:

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

De xeito xeral, podemos pensar que o estado 2 é un estado fixo que chamaremos estado normal dun gas, $T_2 = 0\text{ }^{\circ}\text{C} = 273\text{ K}$, $P_2 = 1\text{ atm}$ e $V_2 = 22,4\text{ l}$, e ao estado 1 xa non temos que lle por o subíndice, así temos:

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

A esta cantidade chamámola constante dos gases ideais e denotámola coa letra R , ademais, temos que ter en conta a cantidade de masa que poida ter o gas e, como a masa se relaciona co número de moles, n , da substancia, podemos escribir esta ecuación como:

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, que é a coñecida ecuación de Clapeyron para os gases ideais.

Obsérvese que as unidades que acompañan a constante dos gases, R , son litros, atmosferas e Kelvin, así que o volume, a presión e a temperatura terán que ir sempre nestas unidades.

Cando queremos establecer proporcións entre os compoñentes gasosos dunha reacción química, podemos ter en conta a lei de volumes de combinación de Gay-Lussac (1778-1850):

“Os volumes de substancias gasosas que interveñen nunha reacción química, medidos nas mesmas condicións de presión e temperatura, gardan entre si unha relación de números enteiros sinxelos”.

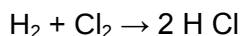
Gay-Lussac demostraba experimentalmente que, cando se combina un volume de hidróxeno cun volume de cloro, o resultado é dous volumes de cloruro de hidróxeno. Este resultado era moi importante, xa que a teoría desenvolvida por Dalton nesa época era incapaz de explicar este resultado, 50 anos despois recoñeceuse a hipótese dun científico italiano chamado Avogadro e puideron darlle unha explicación teórica:

Segundo a teoría de Dalton os gases tiñan que ser monoatómicos, xa que dous átomos iguais non podían xuntarse, mesmo se repelían. Así que, a formación da auga para Dalton era:

$\text{H} + \text{O} \rightarrow \text{HO}$, un volume de hidróxeno máis un volume de oxíxeno dá un volume de auga.

Con todo, Gay-Lussac experimentalmente atopa que: $\text{H} + \text{Cl} \rightarrow 2\text{ HCl}$.

Por fin, Avogadro formula que os gases no son átomos, senón que forman agregados aos que chamou moléculas, así:



Hipóteses de Avogadro: volumes iguais de gases diferentes, medidos nas mesmas condicións de presión e temperatura, conteñen o mesmo número de partículas.

De aquí despréndese que 1 mol de calquera gas en condicións normais de presión e temperatura ocupa 22,4 litros.

Actividades resoltas

Ao queimar o propano, C_3H_8 , despréndese auga e dióxido de carbono. Cantos litros de dióxido de carbono se emitirán a atmosfera se queimamos 5 moles de propano en condicións normais?

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

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

Establecemos a proporción entre moles:

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

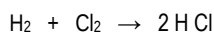
Como nos preguntan polos litros en condicións normais, $T = 273 \text{ K}$ e $P = 1 \text{ atm}$.

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

Pense que 1 mol de propano en condicións normais son 22,4 l, así que, 5 moles serán 112 l e, ao queimar eses litros, libéranse á atmosfera 335,79 l de CO_2 , é dicir, tres veces máis dos que se queimaron. Con estes datos é entendible a necesidade de reducir as combustións de hidrocarburos.

Determine o volume de cloruro de hidróxeno que obteremos ao facer reaccionar 5,5 litros de hidróxeno con 5,5 l de cloro, medidos nas mesmas condicións de presión e temperatura.

Segundo o que acabamos de ver, nunha reacción química entre gases podemos establecer as mesmas proporcións que se fosen moles, xa que logo:



Se o facemos por medio dunha regra de tres:

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

Reaccións químicas con disolucións

Unha disolución é unha mestura homoxénea de dous ou máis compoñentes, un deles será o soluto e o outro o disolvente. Como xa dixemos, no laboratorio é frecuente atopar os ácidos mesturados con auga en disolución co fin de rebaixar o seu poder corrosivo.

Chamamos concentración dunha disolución a cantidade que dá a relación entre o soluto e o disolvente. Pódese expresar de varias maneiras, o habitual é dar a porcentaxe en masa ou en volume, pero no laboratorio é frecuente atopar como concentración a molaridade.

Molaridade: é a forma de expresar a concentración dunha disolución que dá o número de moles de soluto por cada litro de disolvente, exprésase coa letra M.

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

Actividades resoltas

Disólvense 375 ml, o que equivale a 686 g, de ácido sulfúrico puro [Tetraoxosulfato (VI) de dihidróxeno] nun litro de auga, calcúlese a molaridade da disolución resultante.

Se 375 ml de H_2SO_4 son 686 g, o número de moles que temos é:

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

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

Polo que, a molaridade será: $M = \frac{7}{1,375} = 5,1 \text{ M}$, o que se le como 5,1 molar.

O ácido clorhídrico (cloruro de hidróxeno) reacciona co hidróxido de calcio para dar dicloruro de calcio e auga. Determine a cantidade de hidróxido de calcio en gramos que poden reaccionar con 750 ml dunha disolución 0,5 M de ácido clorhídrico.

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

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

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

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

Establecemos as proporcións mediante unha regra de tres:

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

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

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

Actividades propostas

S31. Na combustión do gas butano (C_4H_{10}) despréndese dióxido de carbono e vapor de auga.

- a) Escriba e axuste a ecuación química do proceso.
- b) Se unha bombona de butano ten 12 kg deste gas, cantos gramos e litros de oxíxeno, O_2 , do aire cómpren para queimar todo o butano en condicións normais? Cantos gramos de dióxido de carbono se emiten á atmosfera nesta combustión? Cantos moles de auga se producirán?

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

S32. Nas piscinas e na potabilización da auga úsase como desinfectante cloro, que se obtén na electrólise do cloruro de sodio, NaCl. A reacción química é a seguinte: $NaCl \rightarrow Na + Cl_2 (g)$. a) Axuste a ecuación química. b) Para obter un quilogramo de cloro (Cl_2), cantos gramos de cloruro sódico hai que electrolizar? c) Nun día de traballo normal pódense electrolizar en cada cuba 2.500 g de NaCl. Cantos litros de cloro se conseguen (medidos en CN)?

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

S33. O amoníaco, NH_3 , obtense a partir da reacción de gas nitróxeno con gas hidróxeno. Determine a masa de nitróxeno que necesitaremos se queremos obter amoníaco para facer un litro de disolución 5 M. $M_{at}(N) = 14 \text{ g/mol}$; $M_{at}(H) = 1 \text{ g/mol}$.

S34. A reacción entre o dióxido de manganeso, MnO_2 , e o ácido clorhídrico, HCl, produce gas cloro, cloruro de manganeso (II) e auga. Calcule o volume de cloro, medido en condicións normais, que se pode obter 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. Que volume de ácido clorhídrico 0,2 M debemos tratar con ferro para obter 2 litros de hidróxeno medidos a 3 atm de presión e 27 °C de temperatura? Na reacción obtense tamén tricloruro de ferro. $M_{at}(Cl) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M_{at}(Fe) = 55,8 \text{ g/mol}$; $M_{at}(H) = 1 \text{ g/mol}$.

2.4 Química do carbono

O carbono é o segundo elemento máis abundante na composición dos seres vivos, onde se atopa formando moléculas xunto co oxíxeno e o hidróxeno. As peculiaridades da estrutura do carbono fai que poida unirse a outros átomos de carbono formando cadeas que poden chegar a ser moi longas e complexas, dando lugar a unha infinidade de substancias con propiedades características moi diferentes entre elas. A toda esta variedade de compostos presentes na materia viva se lles denominou compostos orgánicos, para diferencialos dos inorgánicos, os que non estaban presentes na materia viva. Hoxe en día moitos destes compostos sintetízanse no laboratorio, prodúcese de forma artificial e teñen as mais diversas aplicacións, como poden ser os derivados do petróleo, xa que logo, xa non tiña sentido seguir chamándolles compostos orgánicos, daquela, coñéceselles como a química do carbono.

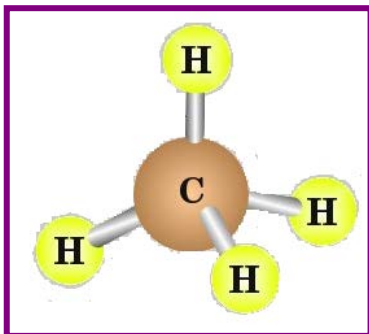
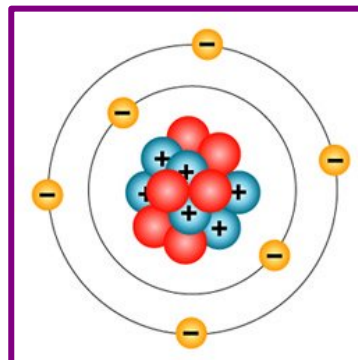
Características do carbono

O átomo de carbono, C, sitúase no grupo 14 da táboa periódica.

O seu número atómico é 6, o que quere dicir que ten 6 electróns na codia e 6 protóns no núcleo.

Existen 3 isótopos, o ^{12}C , ^{13}C e ^{14}C , con 6, 7 e 8 neutróns no núcleo respectivamente, aínda que o mais habitual na natureza é o ^{12}C .

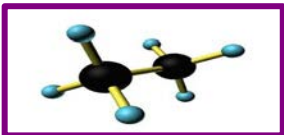
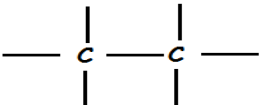
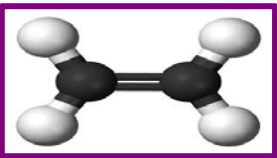
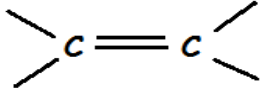
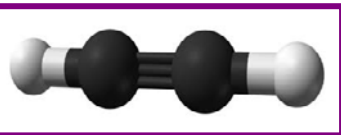
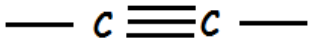
Os 6 electróns que posúen distribúense de tal xeito que dous deles están na capa máis interna e os outros catro na capa externa, o que fai que teña moita tendencia a enlazar con outros elementos para completar esta capa e ter os



oito electróns, completando a estrutura de octeto que lle daría maior estabilidade. Por exemplo, uníndose a catro átomos de hidróxeno cun só electrón cada un e formando o metano:

No metano, CH_4 , os electróns dos átomos de hidróxeno son compartidos por medio de enlaces covalentes, co que o átomo de carbono completaría a súa última capa con 8 electróns.

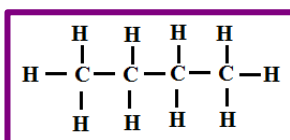
O carbono únese con outro átomo de carbono e este, á súa vez, con outro e así sucesivamente, podendo formar longas cadeas de ata 40 carbonos que chamamos macromolécula. As ligazóns entre átomos de carbono poden ser simples, dobres ou triplas dependendo de se comparten un par, dous pares ou tres pares de electróns, representaremos cada un deles da seguinte forma.

Ligazón simple	Ligazón dobre	Ligazón tripla
 	 	 
Pode enlazar con 6 átomos diferentes	Pode enlazar con 4 átomos diferentes	Pode enlazar con 2 átomos diferentes

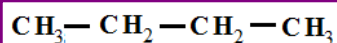
Representación de fórmulas na química do carbono

Fórmula molecular: indica o número de átomos de cada especie que compón a molécula. Exemplo, butano: C_4H_{10} , indica 4 átomos de carbono e 10 de hidróxeno.

Fórmula molecular desenvolvida ou estrutural: indica a maneira en que están unidos os átomos. Exemplo, butano:



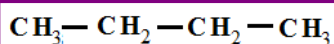
Fórmula semidesenvolvida: tan só indica as unións entre carbonos, os demais átomos escríbense agrupados. Exemplo, butano:



Tipos de cadeas carbonadas

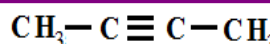
Chamamos cadeas **saturadas** as que tan só teñen átomos de carbonos unidos por enlace simples e cadeas **insaturadas** as que os teñen unidos con enlaces dobres ou triplos.

Cadea saturada:



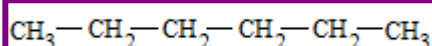
Butano

Cadea insaturada:

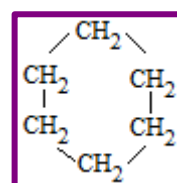


2-butino

As cadeas tamén poden ser abertas ou pechadas (ou cíclicas):



Hexano



Ciclohexano

Grupo funcional e serie homóloga

Un grupo funcional é un átomo ou conxunto de átomos dentro dunha cadea de carbonos responsables do comportamento químico da molécula. Por exemplo, as cadeas que levan o grupo C—OH pertencen ao grupo dos alcois con características especiais.

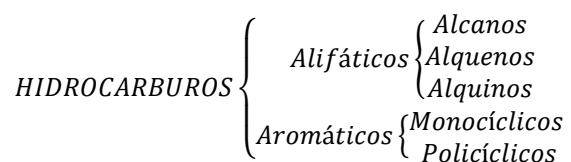
Serie homóloga é un grupo de compostos químicos que teñen cadeas con distinto número de carbonos, pero co mesmo grupo funcional e, polo tanto, as propiedades destes compostos son comúns. Por exemplo, a serie homóloga dos alcois.

Serie homóloga	Grupo Funcional
Alcanos	$C - C$
Alquenos	$C = C$
Alquinos	$C \equiv C$
Alcois	$C - OH$
Aldehidos	$H - C = O$
Cetonas	$- C = O$
Ácidos	$HO - C = O$
Aminas	$- NH_2$

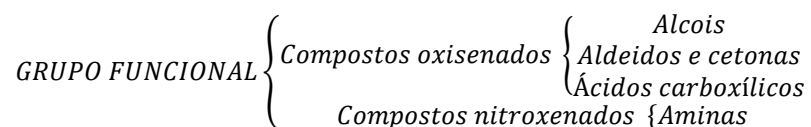
Formulación dos compostos da química do carbono

Dos numerosos compostos que se poden formar pola unión das cadeas de carbonos, veremos como se nomean algúns dos principais:

A) **Hidrocarburos**: compostos formados unicamente por carbono, C, e hidróxeno, H.



B) **Derivados dos hidrocarburos**:



Para formular os compostos de carbono temos que ter en conta unha serie de regras:

1.- O número de carbonos dunha cadea noméase cos prefixos. Así, os nomes terán dúas partes: un prefixo, que indica o número de carbonos, e o nome do grupo funcional.

Prefixo	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.- Localízase a cadea carbonada máis longa, que vai constituír a cadea principal.

3.- Buscamos os substituíntes na cadea: os elementos diferentes do hidróxeno e o carbono. Unha cadea numérase de xeito que o carbono con substituínte ou cun grupo funcional leven o número máis baixo.

4.- Poñemos un número localizador aos substituíntes: noméanse antepoñéndolles o número localizador, que indica a súa posición na cadea, seguido dun guión. Do mesmo xeito, farase cos grupos funcionais, se temos máis dun na cadea, os números localizadores sepáranse por comas.

Vexamos, pois, como quedan os nomes dos compostos segundo a serie homóloga á que pertencen:

A) Hidrocarburos.

Compostos só de C e H, os máis pequenos adoitan estar en estado gasoso, a medida que medra o número de carbonos na cadea, os puntos de fusión e ebulición elévanse pasando a líquido, e os máis longos poden estar en estado sólido.

Alcanos

Compostos formados por carbonos unidos unicamente por enlaces simples, a súa fórmula xeral é C_nH_{2n+2} , con $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6...$

Para nomealos, indícase o número de átomos de carbono co prefixo correspondente e engádeselle a terminación “-ano” .

Fórmula molecular	Fórmula semidesenvolvida	Nome
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

Se un alcano perde un hidróxeno, forma un grupo radical que se nomea substituíndo a terminación “-ano” por “-ilo” ou “-il”. Se nunha cadea temos varios radicais, noméanse seguindo a orde alfabética.

Radical	Fórmula semidesenvolvida	Nome
CH ₃	CH ₃ -	metil ou metilo
C ₂ H ₅	CH ₃ -CH ₂ -	etil ou etilo
C ₃ H ₇	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -	propil ou propilo
C ₄ H ₉	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -	butil ou butilo
C ₅ H ₁₁	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -	pentil ou pentilo

Características dos alcanos: son menos densos cá auga e insolubles nela, pero solubles en disolventes polares como o benceno ou a gasolina. A temperatura e presión ambiental, os catro primeiros son gases, ata o heptano son líquidos e os demais sólidos.

O metano CH₄ é o compoñente fundamental do gas natural empregado en moitos procesos industriais, cociñas, calefaccións, centrais eléctricas de ciclo combinado etc.

Alquenos

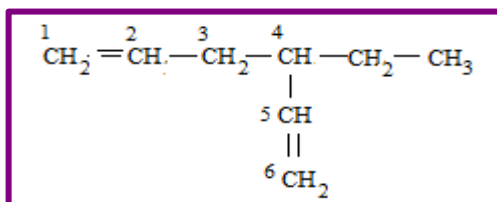
Caracterízanse por ter polo menos dous carbonos unidos por medio dun dobre enlace. A fórmula xeral é C_nH_{2n}, con n = 2, 3, 4...

Noméanse numerando a cadea de xeito que o carbono que ten o dobre enlace leve o número máis baixo e este ponse diante do nome; a terminación “-ano” substitúese por “-eno”.

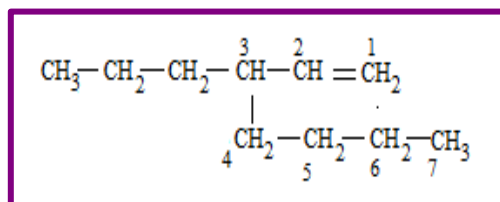
Se temos ramificacións, a cadea principal será a máis longa que conteña o dobre enlace. Se na cadea temos máis dun dobre enlace, noméase antepoñéndolle á terminación “-eno” os prefixos *di-*, *tri-* etc.

Fórmula molecular	Fórmula semidesenvolvida	Nome
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)

Exemplo de cadea ramificada:



2-etil-1, 5-hexadieno



3-propil-1-hepteno

Características dos alquenos: os alquenos con menos de 4 carbonos son gases en condicións normais. Os seguintes, ata 16 carbonos, son líquido e con máis carbonos preséntanse como sólidos. A súa densidade é mais baixa cá dos alcanos uns 0,6 g/cm³. Tamén son insolubles en auga e solubles en disolventes polares. Os seus puntos de fusión son, polo xeral, máis baixos có dos alcanos. O dobre enlace fai que sexan mais reactivos cóos alcanos.

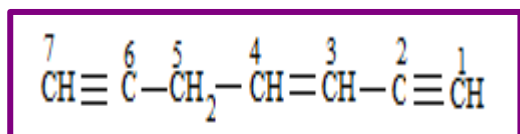
Alquinos

Teñen algún dos seus carbonos unidos por medio dun triplo enlace. A fórmula xeral é C_nH_{2n-2}, con n = 2, 3, 4...

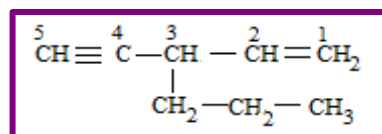
Noméanse igual cóos alquenos, tan só hai que substituír a terminación “-eno” por “-ino”. Se na cadea temos tamén dobres enlaces, noméanse estes primeiro e despois o triplo enlace, poñendo diante da terminación o número de carbono. A cadea comeza a numerarse de xeito que os enlaces dobres ou triplos leven os números máis baixos independentemente de cal sexa.

Fórmula molecular	Fórmula semidesenvolvida	Nome
C ₂ H ₂	CH≡CH	etino
C ₃ H ₄	CH≡C-CH ₃	propino
C ₄ H ₆	CH≡C-CH ₂ -CH ₃	1-butino (but-1-ino)
C ₄ H ₆	CH ₃ -C≡C-CH ₃	2-butino (but-2-ino)

Exemplo de cadeas ramificada e con dobres e triplos enlaces:



3-hepten-1,6-diino



3-propil-1-penten-4-ino

Tamén os alquinos con menos de catro carbonos se presentan en estado gasoso, ata 14 carbonos son líquidos e o resto sólidos. Con densidades similares aos alquenos, os seus puntos de fusión e de ebulición son superiores. No son solubles en auga, pero si noutros hidrocarburos ou en disolventes polares. Os que teñen o triplo enlace ao principio ou ao final da cadea teñen certo carácter ácido e poden formar sales.

O petróleo:

O petróleo é unha mestura de hidrocarburos líquidos que levan unha disolución de hidrocarburos sólidos e gasosos.

O número de carbonos dos diferentes compoñentes van desde 1 ata 50, podemos separalos utilizando os seus distintos puntos de ebulición e fusión por medio do proceso que chamamos **destilación fraccionada**.

O cru entra na base a temperaturas próximas a 400 °C e comeza a circular, os de menos carbonos con puntos de ebulición máis baixos comezan a subir ata a zona superior. En cada nivel retírase un produto que é tratado para a súa comercialización.

Para a obtención da gasolina é preciso transformar moléculas moi pesadas e con alto punto de ebulición noutras máis lixeiras, pero con igual número de átomos de carbono, é o que chamamos o craqueamento (cracking), neste proceso obtéñense tamén o eteno e o propeno.

B) Derivados dos hidrocarburos. Grupos funcionais.

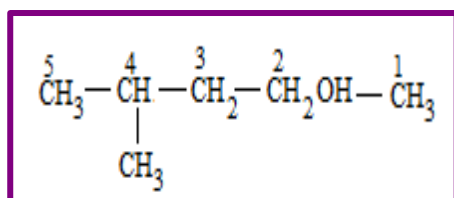
Alcois

Son compostos derivados dos hidrocarburos onde un ou máis hidróxenos están substituídos polo grupo funcional –OH (grupo hidroxilo).

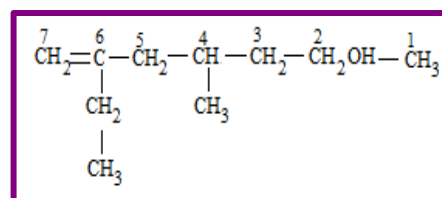
Para nomealos, substitúese a terminación do hidrocarburo pola terminación “-ol”, a posición do grupo funcional indícase cun número localizador.

Fórmula molecular	Fórmula semidesenvolvida	Nome
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)

O grupo funcional ten sempre preferencia, polo que, para nomear a cadea, comézase asignando o localizador máis baixo posible ao carbono que o conteña.



4-metil-2-pentanol



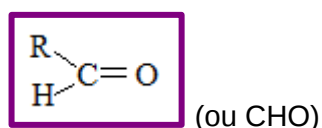
6-etil-4-metil-6-hepten-2-ol

Os alcois son solubles en auga salvo os de cadea carbonada longa, que se presentan en estado sólido. Ten puntos de fusión e de ebulición superiores aos dos hidrocarburos co mesmo número de átomos de carbono.

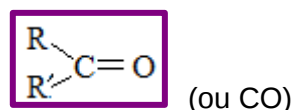
O alcol etílico ou etanol, $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{OH}$, é o alcohol máis coñecido e actúa como disolvente de compostos orgánicos e como materia prima na fabricación de colorante, fármacos, cosméticos e explosivos.

Aldehidos e cetonas

Caracterízanse por levar na súa cadea o grupo funcional carbonilo, >C=O . Se representamos por R unha cadea hidrocarbonada:



aldehido



cetona

Na realidade, cando o grupo carbonilo se atopa nos extremos da cadea, temos un aldehido e, cando está no medio, temos unha cetona. Os aldehidos noméanse substituíndo o “-o” dos hidrocarburos pola terminación “-al” e nas cetonas, pola terminación “-ona”. A cadea numérase sempre de xeito que o número localizador máis baixo o leve o grupo carbonilo.

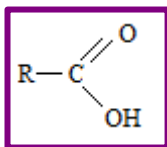
Fórmula molecular	Fórmula semidesenvolvida	Nome
CH_2O	HCHO	metanal
$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$	$\text{CH}_3\text{—CHO}$	etanal
$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$	$\text{CH}_3\text{—CO—CH}_3$	propanona (acetona)
$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$	$\text{CH}_3\text{—CO—CH}_2\text{—CH}_3$	butanona
$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$	$\text{CH}_3\text{—CO—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$	2-pentanona (penta-2-ona)

O metanal é un gas moi soluble en auga, o resto dos aldehidos e cetonas son líquidos ou sólidos a temperatura ambiente. Os seus puntos de ebulición e fusión son intermedios entre os hidrocarburos e os alcois co mesmo número de carbonos.

Os aldehidos volátiles (os de baixo peso molecular) teñen olores picantes, as cetonas, teñen, polo xeral, olores moi agradables e utilízanse a miúdo na perfumería. O metanal e o etanal son utilizados na produción de resinas e plásticos sintéticos. A propanona (ou acetona) é un gran disolvente de produtos orgánicos, utilizado como quitaesmalte.

Ácidos carboxílicos

Son compostos que teñen como grupo funcional o grupo carboxilo –COOH



grupo carboxilo con R cadea hidrocarbonada.

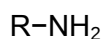
Noméanse engadindo o termo “ácido” e a terminación “-oico” ao nome do hidrocarburo do que derivan. Por exemplo:

Fórmula molecular	Fórmula semidesenvolvida	Nome
CH ₂ O	HCOOH	ácido metanoico
C ₂ H ₄ O	CH ₃ -COOH	ácido etanoico ou 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

Os ácidos de menor número de carbonos son líquidos, os que teñen máis de 8 son sólidos. Os puntos de fusión e ebulición aumentan a medida que o fai o número de átomos de carbono na cadea. O ácido etanoico ou acético, CH₃-COOH, é o ácido que se atopa no vinagre nunha porcentaxe do 4 ao 6%, é un líquido incoloro, de olor característico e soluble en auga.

Aminas

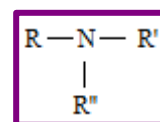
As aminas pódense considerar compostos derivados do amoníaco, NH₃, ao substituír un ou mais átomos de hidróxeno por cadeas carbonadas:



Aminas primarias

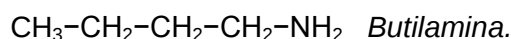
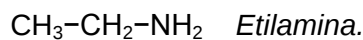


Aminas secundarias

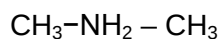


Aminas terciarias

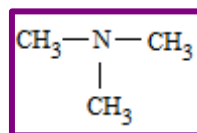
As aminas primarias noméanse engadindo o sufixo “-amina” ao nome do hidrocarburo do que derivan:



As aminos secundarias e terciarias con radicais R, R' e R'' noméanse de maneira similar:

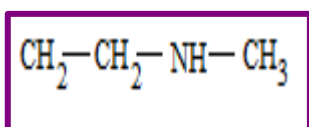


Dimetilamina

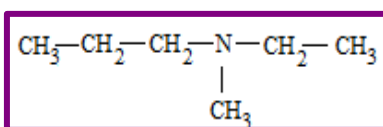


trimetilamina

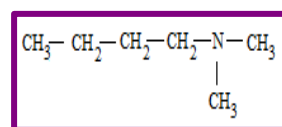
Se os radicais non son iguais, tómasse como cadea principal a máis longa ou complexa e os outros radicais noméanse coma se o fosen do nitróxeno, indicándoo cun N diante.



N-metil etilamina



N-etil-N-metil propilamina



N-N-dimetil butilamina

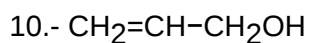
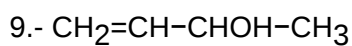
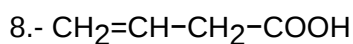
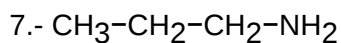
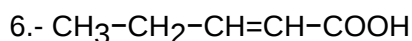
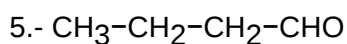
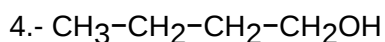
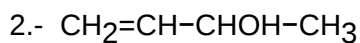
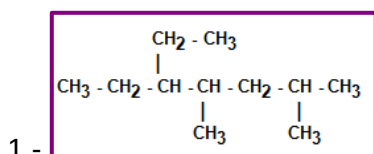
As aminos primarias teñen puntos de fusión e de ebulición máis elevados cós hidrocarburos dos que proveñen, e máis baixos cós dos alcois análogos. Nas aminos terciarias, estes puntos son máis baixos. En xeral, as aminos de baixa masa molecular son gases, as intermedias líquidas e as superiores sólidas. As primeiras teñen o olor característico do amoníaco e as superiores son inodoras.

Actividades propostas

S36. Formule os seguintes compostos:

- 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. Nomee os seguintes compostos:



2.5 Traballo no laboratorio

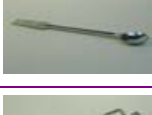
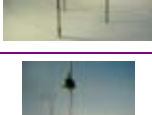
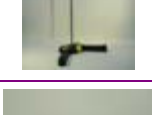
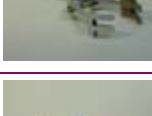
Na seguinte ligazón pódese atopar un percorrido polos materiais de uso máis frecuentes nos laboratorios de Física e de Química dos centros de ensino secundario recollidos polas profesoras Berta Cacabelos e Silvia García:

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

Faremos un breve esquema con algúns dos materiais que alí se recollen, temos que pensar que en cada laboratorio podemos ter material específico para unhas prácticas concretas, pero o máis habitual nun laboratorio de química é:

Material	Nome	Uso
CERÁMICO		
	Funil Büchner	Para filtrar por succión ao baleiro usando un kitasato. Precísase poñer papel de filtro para usalo.
	Cápsula de porcelana	Para evaporar líquidos e para someter á calor certas substancias que requiren elevadas temperaturas. Pódese quentar directamente sobre a chama.
	Morteiro con man e pico	Para moer ou reducir o tamaño das substancias mediante a presión exercida coa man. Tamén se usa para mesturar diferentes substancias.
	Crisol	Permite quentar compostos químicos a altas temperaturas, calcinar ou fundir substancias en estufas ou mufas. Quéntase directamente no lume. É similar ás cápsulas.
PLÁSTICO		
	Tapóns de plástico	Tapóns para matraces aforados e funís de decantación.
	Tubo de goma	Tubo de caucho flexible para a condución de gas e auga.
	Trompa de baleiro	Aparello para facer baleiro, baseado no efecto Venturi. Conéctase polo extremo de cor negro á billa da auga e polo extremo de cor verde, a través dunha goma, á tubuladura lateral do kitasato, a continuación ábrese a billa da auga.
	Pera universal	Serve para encher pipetas usándoa como elemento de succión. Polo orificio de abaixo introdúcese a boca da pipeta. Premendo ao mesmo tempo a válvula e a pera, baléirase o aire. Para encher a pipeta, prémese a outra válvula e succiónase.
	Propipeta ou aspirador	Para encher a pipeta xírase a roda e para baleirla prémese o dispositivo de baleirado.
	Pinzas de madeira	Pinzas de madeira para soste o tubo de ensaio en quentamentos e outros procesos.
	Frasco lavador	Recipiente de plástico, con tapón e un tubo fino e dobrado, que serve para conter auga destilada ou desmineralizada. Esta auga emprégase para dar o último aclarado ao material de vidro despois do lavado, así como na preparación de disolucións.
	Brocha	Pincel groso.
	Lentes de seguridade	Elemento de protección para os ollos. Teñen protección lateral e son axustables con goma elástica.

VIDRO		
	Vasos de precipitados	Son de vidro delgado. Poden ser de dúas formas: altos e baixos. A gradación dá un volume aproximado, pero sen precisión. O seu uso é moi amplo: disolución de soluto, quecemento de disolucións... Pódense quentar (nunca directamente na chama), arrefriar...
	Matraces Erlenmeyer	Matraz troncocónico de vidro no que se disolven solutos, quéntanse disolucións... É resistente á calor, aínda que, se se quenta, é usando unha reixa. As gradacións só serven como aproximación.
	Probetas	Recipientes de vidro para a medida de volumes. A súa precisión é aceptable, aínda que inferior á das pipetas. Non deben empregarse para facer disolucións nin mesturas.
	Pipeta	Pipeta con casquete de goma. Para pipetar pequenas cantidades de líquidos
	Pipeta graduada	Serve para medir volumes. O manexo normal é succionando coa pera ou coa propipeta ata que a columna de líquido pase un pouco por enriba do nivel necesario.
	Matraces aforados	Recipiente de vidro para medir volumes con gran precisión. Só ten un aforo, polo tanto só mide un volume. Ao estar aforados a unha temperatura estándar, non se poden quentar nin botarlle líquidos quentes.
	Tapóns de vidro	Tapóns para matraces aforados.
	Variña	Destinada para mesturar, axitar ou remover substancias, facilitando a homoxeneización. Tamén se usa no caso de transvasamento de líquidos.
	Vidro de reloxo	Lámina de vidro cóncavo-convexa que se emprega como soporte dos sólidos para pesar e como recipiente para recoller un precipitado sólido de calquera experiencia e, unha vez seco ou semiseco, metelo na estufa.
	Funil de decantación	Emprégase para separar dous ou mais líquidos non miscíbles e con distintas densidades. Tamén como depósito dun líquido ou disolución para engadir a un matraz. A chave serve para regular o caudal de saída. O tapón de enriba queda aberto durante o uso.
	Funil cónico	Emprégase para transvasar líquidos ou disolucións dun matraz a outro e tamén para filtrar, neste caso colócase enriba un cono feito con papel de filtro. Se a substancia a filtrar o precisa, ponse outro tipo de material filtrante, por exemplo, la de vidro.
	Funil de seguridade recto	Utilízase ao quentar substancias volátiles para afastar os vapores da chama, evitando que estes poidan inflamarse. Tamén para evacuar substancias cando aumenta a presión.
	Kitasato	Matraz de vidro parecido ao erlenmeyer, pero cunha saída lateral próxima á boca, que serve para conectalo á trompa de baleiro e facer filtracións por succión. Non se pode quentar, aínda que si pasar líquidos quentes.

	Tubos de ensaio	Recipientes de vidro, cun volume pequeno e que, como indica o seu nome, serven para facer pequenos ensaios no laboratorio. Pódense quentar, con coidado, directamente na chama.
	Tubo en "U"	Recipientes de vidro cunha capacidade pequena. A súa principal aplicación é facer pontes salinas e electrólise. No primeiro caso, unha vez cheo tápanse as bocas con algodón tendo a precaución de que non queden burbullas.
	Cápsula de Petri	Base e tapa de vidro. É utilizado entre outras cousas para gardar preparados e compostos que son permanentes. En bioquímica utilízase para cultivos de microorganismos.
	Cristalizador	Recipiente de vidro no que se bota unha disolución para que precipite o soluto e, por efecto do repouso e as demais condicións, acadar que cristalice. O cristalizador non se pode quentar, pero a disolución pode estar quente.
	Frasco lavador de gases	Aparello polo que se fai pasar un gas ou unha mestura de gases a través dun líquido para extraerlle un compoñente. O gas entra no líquido polo tubo de vidro para producir moitas burbullas e aumentar así o contacto co líquido.
METÁLICO		
	Soporte de grella metálica	Peza de metal cuns furados onde se introducen os tubos de ensaio.
	Espátula	Para tomar substancias químicas sólidas (cristais, anacos ou en po) e manipulalas.
	Espátula culler	Espátula cun extremo en forma de culler. Para tomar substancias químicas sólidas (cristais, anacos ou en po) e manipulalas.
	Pinzas para crisóis	Pinzas con bico e puntas curvadas, para o manexo de crisóis de porcelana ou outros utensilios quentes.
	Trípode e tea metálica	Trípode de ferro que se emprega como soporte para quentar outros materias. Enriba leva unha tea metálica cunha zona circular de amianto.
	Soporte	Soporte de 70 cm de lonxitude que, xunto con outros utensilios de suxeición (noces e pinzas), se emprega para diversas montaxes (destilación, filtración, valoración etc.).
	Pinzas	Para suxeitar obxectos ou soportes do laboratorio. Na fotografía vense unhas pinzas con catro dedos e protección de cortiza.
	Noz	Para fixacións perpendiculares. Permite suxeitar diversos aparellos para realizar as montaxes necesarias para os experimentos.
	Pinzas de Hoffman	Para a montaxe do voltámetro de Hoffman empregado para a electrólise de disolucións iónicas.

OUTROS		
	Queimador Bunsen	Queimador para quentar substancias que posúe regulación de gas e de aire. Entre a chama do queimador e o material a quentar debe poñerse unha tea metálica que vai pousada nun trípode.
	Calorímetro aberto	O calorímetro consiste nun vaso Dewar montado nunha carcasa de plástico. Nos orificios superiores introdúcese un axitador de vidro e un termómetro. Permite determinar calor específica.
	Termómetro	Aparello de vidro que serve para medir a temperatura. Para tomar a temperatura é necesario deixar en contacto o líquido e o termómetro durante uns minutos e, ao facer a lectura, procurar que o bulbo non deixe de estar en contacto co líquido.
	pH-metro	Emprégase para medir o pH. Medida de 0 a 14 unidades de pH. Cando só interesa unha medida aproximada, utilízase o papel indicador.
	Balanza granataria	A balanza granataria úsase naqueles casos nos que a cantidade a pesar é grande e o posible erro que se cometa non inflúe significativamente no proceso que se vai realizar con posterioridade.
	Balanza electrónica	Este tipo de balanza utilízase cando se precisa pesar cantidades cunha grande exactitude. A da foto ten unha capacidade máxima de 200 g e realiza medidas cunha desviación de 0,1 g.
	Papel indicador de pH	Para a medida aproximada de pH. O papel en contacto cunha disolución varía de cor. Cor verde indica disolucións básicas e cor rosa, ácidas. Rango de medida de 1 a 10 unidades de pH.

Normas de seguridade nun laboratorio de química

A lei 31/1995 de 8 de novembro de prevención de riscos laborais (BOE 10/11/05) e a posterior lei que modificou o marco normativo a 54/2003 (BOE 13/12/03), establecen a normativa para tratar de previr os posibles accidentes no traballo de forma xeral e de forma particular nos laboratorios. Contémplanse aspectos como os plans de emerxencias, incendios, accidentes, verteduras etc. No noso caso expoñeremos brevemente a normativa xeral de traballo no laboratorio que debemos ter en conta. Aínda que calquera persoa que traballe nun laboratorio ou nun centro que poida ter elemento perigosos o primeiro que ten que facer é ler a normativa ao respecto e os protocolos de seguridade e evacuación que achegue a empresa.

Normas xerais de traballo nun laboratorio

A prevención de riscos laborais ha de ser moi tida en conta:

- No deseño do laboratorio (organización, localización de aparellos, distribución de superficies, instalación de aparellos etc)
- Nos procedementos de traballo.
- Na selección dos elementos de emerxencia máis apropiados (duchas, lavaollos, mantas ignífugas, extintores etc.).
- Na posta en marcha de novo instrumental ou instalacións (estudar antes o seu modo de funcionamento e características técnicas).
- Nos experimentos novos (advertir aos responsables e solicitar o máximo de información sobre posibles riscos).
- A orde e a limpeza son imprescindibles en calquera laboratorio.

No laboratorio, unha persoa debe

- Estar informada sobre o plan de emerxencia.
- Estar formada sobre:
 - Os perigos dos produtos.
 - O funcionamento das instalacións e aparellos.
 - Os procedementos de traballo.
- Lavar as mans ao entrar e saír do laboratorio e cando se estivo en contacto con algún produto químico.
- Levar sempre as batas e roupa de traballo abotoadas, coas mangas baixadas.
- Levar os cabelos recollidos.
- Comprobar a correcta etiquetaxe dos produtos químicos que se reciben no laboratorio.
- Etiquetar apropiadamente todos os recipientes que conteñan produtos químicos (substancias e preparados).
- Comprobar que os produtos que vai utilizar están en bo estado.
- Quentar de lado os tubos de ensaio e, para iso, utilizar pinzas.
- Gardar os tubos de ensaio en soportes de grella.
- Desconectar os equipos e cortar a subministración de auga corrente ao finalizar a actividade.

- Procurar traballar nas vitrinas.
- Para facer mesturas de auga con ácido, primeiro verter a auga e despois o ácido, nunca ao revés, para evitar que se produzan salpicaduras por posibles reaccións.

No laboratorio, a persoa non debe...

- Traballar separado das repisas.
- Levar pulseiras, colares ou mangas anchas (poden engancharse en aparellos ou material).
- Levar o pelo solto e/ou flocos longos sen recoller.
- Traballar en solitario no laboratorio, especialmente en operacións con risco.
- Fumar, comer ou beber.
- Usar recipientes de laboratorio para conter bebidas ou alimentos.
- Colocar alimentos en frigoríficos destinados a produtos químicos.
- Colocar produtos químicos en recipientes de produtos alimenticios.
- Levar lentes de contacto.
- Reempregar os envases para outros produtos sen retirar a etiqueta orixinal.
- Levar nos petos produtos químicos.
- Pipetar coa boca.
- Tocar os produtos químicos.
- Probar os produtos químicos.
- Gardar no laboratorio grandes cantidades de produto químico.
- Encher demasiado os tubos de ensaio.
- Tomar os tubos de ensaio coa man.
- Levar tubos de ensaio nos petos.
- Botar produtos químicos polo desaugadoiro xeral.
- “Almacenar” produtos nas vitrinas.

Xestión de residuos no laboratorio

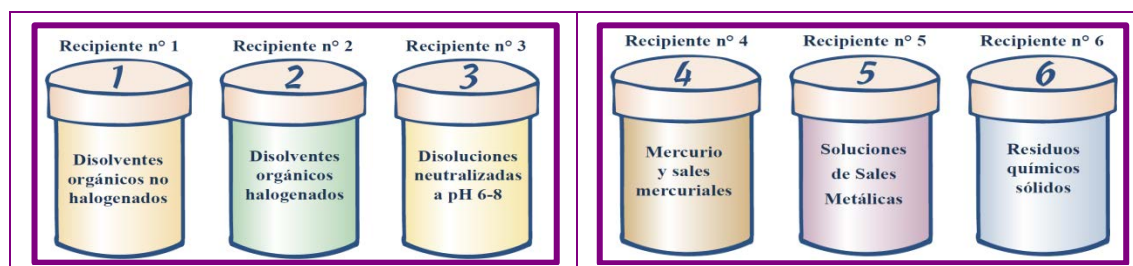
Como en toda xestión de residuos, en primeiro lugar non se deberían xerar residuos ou que estes fosen mínimos. Se isto non é posible, os residuos deberían reempregarse. Se tampouco é posible, deberán tratarse e, finalmente, eliminalos de forma segura. En cada laboratorio debe establecerse un procedemento de xestión de residuos que considere todos os tipos de residuos que se xeran: banais (non especiais ou non perigosos) ou perigosos (especiais). Para a correcta xestión dos residuos é necesario:

- Inventariar todos os posibles residuos.
- Definir os grupos de residuos (segundo as súas características fisicoquímicas, perigos e tratamento/eliminación posterior).
- Considerar as posibilidades de xerar o mínimo.
- Xestionar as compras correctamente (evitar ter stocks elevados para diminuír a cantidade de residuos xerada por reactivos caducados ou non usados).
- Implantar sistema de recollida selectiva en función dos grupos establecidos.
- Destinar recipientes adecuados ás características dos residuos.
- Identificar e etiquetar os envases e colectores que conteñen residuos.
- Informar e formar ao persoal do laboratorio sobre o procedemento de xestión de residuos.
- Contactar cunha empresa externa autorizada (xestor de residuos) para a recollida, tratamento e eliminación daqueles residuos que non poidan tratarse no propio laboratorio.
- Cumprir coa lexislación vixente.
- Antes de proceder ao envío a xestores autorizados, os residuos obtidos poderían ser tratados de modo que diminúa o seu perigo e acondicionados en recipientes preparados para o efecto.

No seguinte apartado cítanse algúns exemplos de pretratamentos.

Os recipientes onde se deben depositar estes residuos teñen que ser dun material e tamaño apropiados ás características do residuo para transportar. Deben estar pechados hermeticamente e posuír unha etiqueta que os identifique e informe do tipo de residuo que conteñen e o seu perigo.

Pode ser práctico clasificar os residuos segundo os seguintes grupos (no caso de residuos pertencentes a un mesmo grupo poden depositarse nun mesmo recipiente):



Non se deben depositar no vertedoiro habitual de lixos (residuos banais) papeis de filtro, luvas usadas, trapos, serraduras ou outras materias impregnados de produtos químicos sen efectuar previamente a súa eliminación, destrución ou neutralización.

Antes de enviar ao xestor de residuos correspondente, cada colector pode ser tratado con algún tipo de produto que neutralice as substancias que conteñen.

Etiquetaxe de produtos. Pictogramas de perigo na manipulación

Nas etiquetas dalgúns reactivos poden atoparse un ou dous dos pictogramas mostrados a continuación. Estes símbolos mostran, graficamente, o nivel de perigo da substancia etiquetada:

	Corrosivos: as substancias e preparados que, en contacto con tecidos vivos, poidan exercer unha acción destrutiva destes.
	Irritantes: as substancias e preparados non corrosivos que, por contacto breve, prolongado ou repetido coa pel ou as mucosas, poidan provocar unha reacción inflamatoria.
	Tóxicos: as substancias e preparados que, por inhalación, ingestión ou penetración cutánea en pequenas cantidades, poidan provocar efectos agudos, crónicos ou mesmo a morte.
	Moi tóxicos: as substancias e preparados que, por inhalación, ingestión ou penetración cutánea en moi pequena cantidade, poidan provocar efectos agudos, crónicos ou mesmo a morte.
	Inflamables: as substancias e preparados líquidos cuxo punto de ignición sexa baixo. Identifica aquelas substancias que se inflaman por un contacto breve cunha fonte de ignición e continúan queimándose despois de separarse da devandita fonte de ignición. Facilmente inflamables: as substancias e preparados que poidan queimarse e inflamarse no aire a temperatura ambiente sen achega de enerxía; sólidos que poidan inflamarse facilmente tras un breve contacto cunha fonte de inflamación e que sigan queimándose ou consumíndose unha vez retirada dita fonte; substancias en estado líquido cuxo punto de inflamación sexa moi baixo ou que, en contacto con auga ou con aire húmido, desprendan gases extremadamente inflamables en cantidades perigosas.

 Extremadamente inflamable Extremely flammable F+	Extremadamente inflamables: as substancias e preparados líquidos que teñan un punto de inflamación extremadamente baixo e un punto de ebulición baixo; as substancias e preparados gasosos que, a temperatura e presión normais, sexan inflamables no aire. Identifica aquelas substancias que a temperatura ambiente e en contacto co aire arden espontaneamente.
 Explosivo Explosive E	Explosivos: as substancias e preparados sólidos, líquidos, pastosos ou xelatinosos que, mesmo en ausencia do oxíxeno do aire, poidan reaccionar de forma exotérmica con rápida formación de gases e que, en condicións de ensaio determinadas, detonan, deflagran rapidamente ou, baixo o efecto da calor, en caso de confinamento parcial, explotan. Identifica aquelas substancias que poden facer explosión por efecto dunha chama, choque ou fricción.
 Comburente Oxidising Comburant O	Comburentes: as substancias e preparados que, en contacto con outras substancias, en especial con substancias inflamables, produzan unha reacción fortemente exotérmica.
 Nocivo Harmful Nocif Xn	Nocivos: as substancias e preparados que, por inhalación, ingestión ou penetración cutánea, poidan provocar efectos agudos, crónicos ou mesmo a morte.
 Peligroso para el Medio Ambiente N	Perigosos para o medio ambiente: as substancias ou preparados que, en caso de contacto co medio ambiente, presenten ou poidan presentar un perigo inmediato ou futuro para un ou máis compoñentes do medio ambiente.

Actividades propostas

A MATERIA, O SISTEMA PERIÓDICO
Análise das propiedades dos elementos químicos
Obxectivo: Analizar as propiedades dalgúns elementos químicos. Reactividade, densidade, aspecto etc. Materiais: - Sodio, cinc, aluminio e cobre. - Aceite. - Vasos de precipitados. - Disolución de ácido clorhídrico. - Unha balanza. - Probetas. Procedemento: Colla cunhas pinzas un anaco de metal de sodio, corte un anaco pequeno e garde o resto nun frasco con aceite. Peche moi ben o envase. Examine o seu aspecto exterior e anote as súas observacións. Poña auga nun vaso grande e deixe caer con moito coidado un anaquiño de sodio. Anote as súas observacións. Tome un anaco de granalla de cinc, observe o seu aspecto e compáreo co do sodio. Pescude a súa masa e o seu volume e con estes datos calcule a súa densidade. Poña o anaco de cinc nun vaso e agregue unha disolución de ácido clorhídrico. Anote o que sucede. Repita estas operacións co cobre e co aluminio.

QUÍMICA DO CARBONO

Análise da existencia de carbono nun composto

Obxectivo:

Determinar a existencia de carbono nun composto.

Material:

- Un tubo de ensaio con tapón.
- Un soporte e pinza metálica con noz.
- Un queimador Bunsen
- Un tubo de vidro en dobre L.
- Un matraz aforado con tapón.
- Hidróxido de calcio, mostra a analizar se contén carbono e óxido de cobre (II).
- Unha substancia que conteña polo menos un átomo de carbono.

Procedemento:

Coloque nun tubo de ensaio unha mestura da substancia que contén polo menos un átomo de carbono e aproximadamente o triplo de óxido de cobre (II) en po e previamente calcinado. Peche o tubo de ensaio cun tapón provisto dun tubo de desprendemento en dobre L. Quente a mestura de maneira que os gases que se desprendan burbullen nunha disolución de hidróxido de calcio colocada no matraz aforado (tapado co outro tapón que leva incorporado a outra parte do tubo de desprendemento en dobre L). Que é o que lle fai confirmar que dita mostra ten nas súas moléculas átomos de carbono? Faga o mesmo coa mostra a analizar e observe se obtén o mesmo resultado.

AS REACCIÓNS QUÍMICAS

Estudo dunha reacción química de precipitación

Obxectivo:

Comprobar a formación de produtos de baixa solubilidade ou precipitados.

Material:

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

Procedemento:

Coloque a disolución de 50 ml de sulfato de bario nun matraz Erlenmeyer. Verta 5 ml da disolución de cloruro de bario nun tubo de ensaio e introduza este no interior do matraz, procurando que as dúas disolucións non entren en contacto. A continuación tape o matraz e pese as dúas disolucións. Envorque o matraz de forma que as dúas disolucións se mesturen e reaccionen. Pese de novo o conxunto.

Formaranse así uns produtos que caen ao fondo do matraz, son os precipitados. Comprobe se se produciu cambio de peso.

3. Actividades finais

Formulación

S38. Formule os seguintes compostos.

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

S39. Nomee os seguintes compostos nas tres nomenclaturas.

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

S40. Formule os seguintes compostos.

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

S41. Nomee os seguintes compostos nas tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
HgH			
LiH			
NH ₃			
HCl			
MgH ₂			

S42. Formule os seguintes compostos.

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

S43. Nomee os seguintes compostos nas tres nomenclaturas.

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

S44. Formule os seguintes compostos.

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

S45. Nomee os seguintes compostos nas tres nomenclaturas.

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

S46. Formule os seguintes compostos.

ácido periódico	
dioxoclorato (III) de hidróxeno.	
oxoiodato (I) de hidróxeno	
ácido teluroso	
tetraoxomanganato (VII) de hidróxeno	

S47. Nomee os seguintes compostos.

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

S48. Formule os seguintes compostos.

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

S49. Nomee os seguintes compostos.

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.** Cantos moles de manganeso son 825 g deste metal? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{Mn}) = 55 \text{ g/mol}$).
- S51.** Determinar cantos gramos de estroncio serán $3,01 \times 10^{24}$ átomos deste elemento. (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{Sr}) = 87,6 \text{ g/mol}$).
- S52.** Cantos moles de berilio teremos que usar se queremos dispor de $7,224 \times 10^{24}$ átomos deste material? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{Be}) = 9 \text{ g/mol}$).
- S53.** Determinar a masa molecular do bistríoxobromato(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.** Cantos moles de cloruro de cesio son 1347,2 g dese composto? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{Cs}) = 132,9 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$).
- S55.** Cantos átomos de oxíxeno haberá en 500 g de sulfato aluminico (Tristetraoxosulfato(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.** Cantos gramos de nitruro crómico son $7,224 \times 10^{24}$ moléculas deste composto? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Cr}) = 52 \text{ g/mol}$).
- S57.** Calcular: a) cantos átomos de oxíxeno hai en 20 moléculas de ácido nitroso (dioxonitrato (III) de hidróxeno)? b) Cantos átomos de oxíxeno hai en 10 moles deste ácido? c) Cantos 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.** Cantos 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.** Cantas moléculas de hidruro áurico haberá en 200 g de dito composto? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Au}) = 197 \text{ g/mol}$).
- S60.** Cantos átomos de cloro hai en 1.385 g de perclorato potásico [tetraoxoclorato (VII) de potasio]? (Tomar: $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{K}) = 39 \text{ g/mol}$).

Reaccións químicas

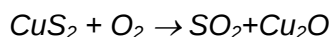
S61. Axuste as seguintes reaccións:

- a) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$
- b) $\text{NaCl} + \text{CaCO}_3 \Rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2$
- c) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \Rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \Rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- e) $\text{Ca}(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} \Rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{CO} + \text{P}_4$

S62. A descomposición térmica do clorato de potasio [Trioxoclorato (V) de potasio] produce cloruro de potasio e oxíxeno gas. Calcule canto clorato de potasio se quentou para obter 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 canto octeno C_8H_{16} se ten queimado sabendo que se obtén 1.408 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. A reacción de torrefacción do sulfuro de cobre é a seguinte:



Axuste a reacción e determine a masa de óxido de dicobre que se obterá a partir de 150 g de sulfuro de cobre se temos oxíxeno dabondo (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. O ferro obtense quentando fortemente óxido de ferro con carbón segundo a seguinte reacción: trióxido de diferro con carbono (carbón) para dar ferro e dióxido de carbono. Determine a masa de ferro que se obterá a partir de 500 g de óxido de ferro con carbón dabondo. ($M_{\text{at}}(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$).

S66. Faise reaccionar 6,5 g carbonato cálcico (trioxocarbonato (IV) de calcio) con ácido clorhídrico 1,5 M dando dióxido de carbono, dicloruro de calcio e auga. Calcule o volume de ácido 1,5 M necesario para que reaccione completamente todo o 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. O cloro e o hidróxeno reaccionan para dar cloruro de hidróxeno (ácido clorhídrico). Calcúlese o volume de hidróxeno necesario para conseguir 22,4 l de cloruro de hidróxeno se a reacción transcorre a 0 °C e 1 atm (condicións normais). ($M_{\text{at}}(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$).

S68. Ao quentar o carbonato de calcio [trioxocarbonato (IV) de calcio] descomponse en óxido de calcio e dióxido de carbono.

a) Obteña a cantidade de óxido de calcio que se obtén a partir da descomposición de 200 g de carbonato de calcio.

b) Determine o volume de dióxido de carbono, medidos a 0 °C e 1 atm, que resulta no 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. A reacción entre o magnesio e o ácido clorhídrico (cloruro de hidróxeno) dá dicloruro de magnesio e hidróxeno gas. Determine o volume de hidróxeno que se desprende medido en condicións normais, se facemos reaccionar 500 ml dunha disolución 1,5 M de ácido con magnesio dabondo. ($M_{\text{at}}(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$).

S70. Que volume de ácido clorhídrico 0,2 M debemos tratar con cinc para obter 4 litros de hidróxeno medidos a 2 atm de presión e 50 °C de temperatura, na reacción obtense tamén 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 do carbono

S71. Formule os seguintes compostos:

1) Ácido 2-metilpropanoico.

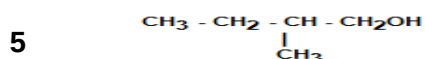
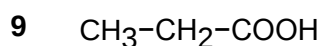
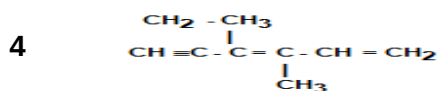
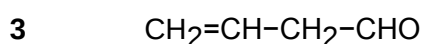
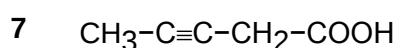
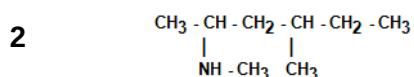
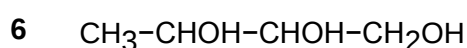
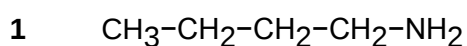
2) Ácido etanodioico.

3) Dietilamina.

4) 4-etil-1-hepten-6-ino.

5) N,N-dimetiletilamina.

S72. Nomee os seguintes compostos:



4. Solucionario

4.1.1 Solucionario das actividades propostas

Formulación de química inorgánica

S1. Formule os seguintes compostos:

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

S2. Nomee os seguintes compostos nas tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
CO_2	Óxido carbónico	Óxido de carbono (IV)	Dióxido de carbono
I_2O	Óxido hipoiodoso	Óxido de iodo (I)	Oxido de diiodo
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 os seguintes compostos:

hidruro de sodio	NaH
bromuro de hidróxeno	HBr
hidruro de cobalto (III)	CoH_3
hidruro de calcio	CaH_2
hidruro de chumbo (IV)	PbH_4

S4. Nomee os seguintes compostos nas tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
FeH_3	Hidruro férrico	Hidruro de ferro (III)	Trihidruro de ferro
H_2Te	Telururo de hidróxeno	Telururo de hidróxeno	Telururo de dihidróxeno
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 os seguintes compostos:

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

S6. Nomee os seguintes compostos nas tres nomenclaturas.

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

S7. Formule os seguintes compostos:

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

S8. Nomee os seguintes compostos nas tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
Al(OH) ₃	Hidróxido aluminico	Hidróxido de aluminio (III)	Trihidróxido de aluminio
AuOH	Hidróxido auroso	Hidróxido de ouro (I)	Hidróxido de ouro
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 os seguintes compostos:

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

S10. Nomee os seguintes compostos:

Fórmula	TRADICIONAL	SISTEMÁTICA
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico	Tetraoxosulfato (VI) de dihidróxeno
HClO ₄	Ácido perclórico	Tetraoxoclorato (VII) de hidróxeno
HNO ₂	Ácido nitroso	Dioxonitrato (III) de hidróxeno
HIO	Ácido hipoiodoso	Oxoiodato (I) de hidróxeno
HMnO ₄	Ácido permangánico	Tetraoxomanganato (VII) de hidróxeno

S11. Formule os seguintes compostos:

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

S12. Nomee os seguintes compostos nas tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	SISTEMÁTICA
Cu ₂ SO ₄	Sulfato cuproso	Tetraoxosulfato (VI) de dicobre
LiIO ₃	Iodato de litio	Trioxoiodato (V) de litio
Fe ₂ (SO ₃) ₃	Sulfuro mercurioso	Sulfuro de mercurio
Ni(ClO ₂) ₂	Sulfito férrico	Tris[trioxosulfato (IV)] de ferro
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 oxíxeno

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

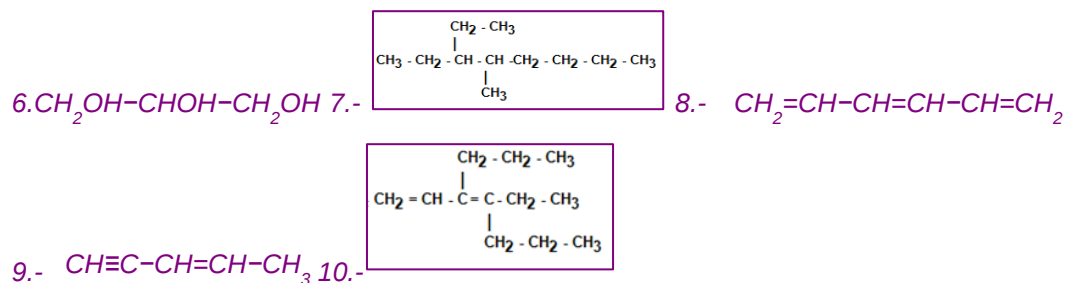
S21. 2,5 moles de NaOH

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

S23. $9,03 \times 10^{24}$ átomos de silicio en 1.409 g de Al₂(SiO₃)₃

- ## Química do carbono

- Páxina 60 de 68



S37. Nomee os seguintes compostos: 1) 5-etil-2,4-dimetilheptano. 2) 3-buten-2-ol. 3) 2,4-hexadieno. 4) 1-butanol. 5) Butanal. 6) Ácido 2-pentinoico. 7) Propilamina. 8) Ácido 3-butenoico. 9) 3-buten-2-ol. 10) 2-propen-1-ol.

4.1.2 Solucionario das actividades finais

S38. Formule os seguintes compostos:

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

S39. Nomee os seguintes compostos nas 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 xofre (VI)	Trióxido de xofre
Br_2O_7	Óxido perbrómico	Óxido de bromo (VII)	Heptaóxido de dibromo

S40. Formule os seguintes compostos:

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

S41. Nomee os seguintes compostos nas 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 nitróxeno (III)	Trihidruro de nitróxeno
HCl	Ácido clohídrico	Cloruro de hidróxeno	Cloruro de hidróxeno
MgH_2	Hidruro magnésico	Hidruro de magnesio	Dihidruro de magnesio

S42. Formule os seguintes compostos:

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

S43. Nomee os seguintes compostos nas tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
FeB	Boruro férrico	Boruro de ferro (III)	Boruro de ferro
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 os seguintes compostos:

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

S45. Nomee os seguintes compostos nas tres nomenclaturas.

Fórmula	TRADICIONAL	STOCK	ESTEQUIOMÉTRICA
Ni(OH) ₂	Hidróxido níqueloso	Hidróxido de níquel (II)	Dihidróxido de níquel
AgOH	Hidróxido de prata	Hidróxido de prata	Hidróxido de prata
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 os seguintes compostos:

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

S47. Nomee os seguintes compostos:

Fórmula	TRADICIONAL	SISTEMÁTICA
HMnO ₄	Ácido permangánico	Tetraoxomanganato (VII) de hidróxeno
H ₂ CO ₃	Ácido carbónico	Trioxocarbonato (IV) de hidróxeno
H ₂ CrO ₄	Ácido crómico	Tetraoxocromato (VI) de dihidróxeno
H ₂ TeO ₃	Ácido fosfórico	Trioxofosfato (V) de trihidróxeno
HClO ₂	Ácido cloroso	Dioxoclorato (III) de hidróxeno.

S48. Formule os seguintes compostos:

tetraoxomanganato (VII) de potasio	KMnO ₄
carbonato de prata	Ag ₂ CO ₃
tris[trioxosulfato (IV)] de diferro	Fe ₂ (SO ₃) ₃
clorato mercúrico	Hg(ClO ₃) ₂
tetraoxosulfato (VI) de cromo	CrSO ₄

S49. Nomee os seguintes compostos:

Fórmula	TRADICIONAL	SISTEMÁTICA
Fe(NO ₂) ₃	Nitrito férrico	Tris[dioxonitrato (III)] de ferro
KMnO ₄	Permanganato de potasio	Tetraoxomanganato (VI) de potasio
Fe(SO ₃)	Sulfito ferroso	trioxosulfato (IV) de ferro
Ni(ClO ₂) ₃	Clorito níquelico	Tris[dioxoclorato (III)] de níquel
Ca(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 oxíxeno

S56. $m = 1128$ g de CrN₃

S57. HNO₂ a) 40 átomos de O; b) $1,204 \times 10^{25}$ átomos de O; c) $m = 470$ g

S58. Pt(OH)₄ $n = 0,38$ moles

S59. AuH₃ $6,02 \times 10^{23}$ moléculas

S60. KClO₄ $6,02 \times 10^{24}$ átomos de Cl

Reaccións 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) $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \Rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$. e) $2\text{Ca}(\text{PO}_4)_2 + 2\text{SiO}_2 + 14\text{C} \Rightarrow 2\text{CaSiO}_3 + 14\text{CO} + \text{P}_4$

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. $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $V = 86,67\text{ ml}$

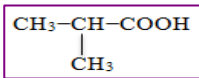
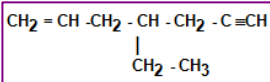
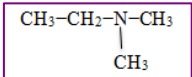
S67. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$; $V = 0,5\text{ l}$

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 do carbono

S71. 1.- . 2.- $\text{COOH}-\text{COOH}$. 3.- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{NH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$.
4.- . 5.- 

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	▪ Amedeo Avogadro	(Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro), conde de Quaregna e Cerreto (Turín, 9 de agosto de 1776-Turín, 9 de xullo de 1856), foi un físico e químico italiano, profesor de física da Universidade de Turín desde 1820 ata a súa morte.
B	▪ Binario	Que está composto de dous elementos.
C	▪ Combustión	Reacción química que se produce entre o oxíxeno e un material oxidable, que vai acompañada de desprendemento de enerxía e habitualmente se manifesta por incandescencia ou chama.
D	▪ Doceava	Parte de un todo que resulta de dividilo por 12.
E	▪ Enlace covalente	Dous átomos comparten un ou mais electróns, e dicir, únense a través dos seus electróns no último orbital, pasando os electróns compartidos a formar parte da estrutura de ambos os átomos.
	▪ Estequiometría	Parte da química que se refire á determinación das masas de combinación das substancias nunha reacción química, fai referencia ao número relativo de átomos de varios elementos atopados nunha substancia química.
F	▪ Formulación	Expresión dunha composición química mediante unha fórmula.
H	▪ Homoxéneo	Que está formado por elementos con características comúns referidas á súa clase ou natureza, o que permite establecer entre eles unha relación de semellanza e uniformidade.
I	▪ IUPAC	Unión Internacional de Química Pura e Aplicada (International Union of Pure and Applied Chemistry).
P	▪ Ponderable	Que pode ser pesado ou determinado.
	▪ Ponderar	Considerar ou analizar con parcialidade unha cousa.
	▪ Proporción.	Relación de correspondencia entre as partes e o todo ou entre varias cousas relacionadas entre si, en canto ao tamaño, cantidade, dureza etc.
T	▪ Ternario	Que está composto de tres elementos.

6. Bibliografía e recursos

Bibliografía

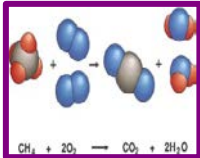
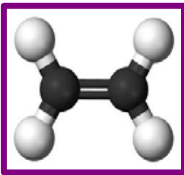
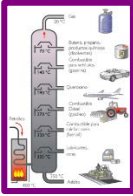
- *Física e Química 4º ESO (Aula 3D)*. Ed. Vicens Vives (2016).
- *Física e Química 4º ESO Proxecto Ánfora*. Ed. Oxford (2016).
- *Física e Química 4º ESO Proyecto saber y hacer*. Ed. Santillana (2016).
- *Física e Química 4º ESO Edebé On*. Ed. Edebé (2016).
- *Guía Básica de formulación y nomenclatura.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

Ligazóns de Internet

- http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/4esofisicaquimica/impresos/curso_completo.pdf
- <http://www.edu.xunta.es/web/unidadessemipresenciais/>
- <https://www.edu.xunta.es/espazoAbalar/es/espazo/repositorio/cont/material-de-laboratorio-de-fisica-e-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. Licenza de recursos

Licenzas de recursos utilizados nesta unidade didáctica

RECURSO (1)	DATOS DO RECURSO (1)	RECURSO (2)	DATOS DO RECURSO (2)
 RECURSO 1	Procedencia: https://es.wikipedia.org/wiki/Antoine_Lavoisier	 RECURSO 2	Procedencia: https://sites.google.com/site/428quimicaprocesosquimicos/relaciones-estequimetricas
 RECURSO3	Procedencia: http://www.edu.xunta.es/web/unidadessemipresenciais	 RECURSO 4	Procedencia: www.jccanalda.es
 RECURSO 5	Procedencia: http://www.quimicaorganica.org/foro/3-alkanos/167-fraccionamiento-del-petroleo.html	 RECURSO 6	Procedencia: http://www.icv.csic.es/preveccion/Documentos/manual-es/panreac.pdf