

Ejercicios de química de 4° de ESO y 1° Bachillerato



Índice.

Introducción a la formulación de la química inorgánica	3
Disoluciones, concepto de mol y leyes ponderales:	
Ejercicios de cantidad de materia y número de partículas.....	11
Ejercicios de disoluciones.....	13
Ejercicios de disoluciones ideales.....	18
Ejercicios de leyes ponderales y de composición porcentual.....	19
Estequiometría:	
Ajuste de reacciones químicas.....	20
Ejercicios de estequiometría.....	22
Ejercicios de estequiometría (reactivo limitante).....	26
Ejercicios de fórmula empírica y molecular.....	27
Termoquímica:	
Ejercicios de termoquímica.....	29
Ejercicios de termoquímica (entalpías de formación).....	30
Ejercicios de termoquímica (Ley de Hess).....	31
Estructura atómica y nuclear. Física cuántica:	
Ejercicios atómica y nuclear.....	33
Ejercicios de configuraciones electrónicas.....	37
Ejercicios de física cuántica.....	38
Tabla periódica de los elementos	40

Introducción a la formulación de la química inorgánica

1. Valencias de elementos importantes del sistema periódico:

La valencia es un número, positivo o negativo, que nos indica el número de electrones que gana, pierde o comparte un átomo con otro átomo o átomos.

1.1. Metales:

Valencia 1	Valencia 2	Valencia 3	Valencias 2 y 3
Litio (Li)	Berilio (Be)	Aluminio	Hierro (Fe)
Sodio (Na)	Magnesio (Mg)	Valencias 1 y 2	Cobalto (Co)
Potasio (K)	Calcio (Ca)	Cobre (Cu)	Níquel (Ni)
Rubidio (Rb)	Estroncio (Sr)	Mercurio (Hg)	Valencias 2 y 4
Césio (Cs)	Bario (Ba)	Valencias 1 y 3	Platino (Pt)
Francio (Fr)	Radio (Ra)	Oro (Au)	Plomo (Pb)
Plata (Ag)	Cadmio (Cd)	Talio (Tl)	Estaño (Sn)
	Zinc (Zn)		

Valencias 2, 3 y 6: Cromo (Cr)

Valencias 2, 3, 4, 6 y 7: Manganeseo (Mn)

1.2. No metales:

Valencia -1: Fluor (F)

Valencia -2: Oxígeno (O)

Valencia 3: Boro (B)

Valencias 1, ± 3 y 5: Fósforo (P)

Valencias ± 3 y 5: Arsénico (As), Antimonio (Sb)

Valencias ± 2, 4 y 6: Azufre (S), Selenio (Se) y Teluro (Te).

Valencias ± 1, 3, 5 y 7: Cloro (Cl), Bromo (Br), Yodo (I)

Valencias ± 1: Hidrógeno (H).

Valencias 2 y ± 4: Carbono (C)

Valencia 4: Silicio

Valencias 1, 2, ± 3, 4 y 5: Nitrógeno (N)

2. Óxidos:

Son compuestos binarios formados por la combinación de un metal (o un no metal) y oxígeno.



2.1. Óxidos de metales con una sola valencia:

	Tradicional	I.U.P.A.C.	Stocks
Na ₂ O	Óxido sódico	Óxido de disodio	Óxido de sodio
CaO	Óxido cálcico	Óxido de calcio	Óxido de calcio
BeO	Óxido berílico	Óxido de berilio	Óxido de berilio
Ag ₂ O	Óxido argéntico	Óxido de diplata	Óxido de plata
CdO	Óxido cádmico	Óxido de cadmio	Óxido de cadmio
RaO	Óxido radico	Óxido de radio	Óxido de radio
Al ₂ O ₃	Óxido aluminico	Trióxido de dialuminio	Óxido de aluminio

Los elementos de una sola valencia en la nomenclatura tradicional se pueden nombrar como en la nomenclatura de Stocks sin número romano. A estos compuestos no le ponemos el número romano característico de la nomenclatura de Stocks por ser de una valencia.

2.2. Óxidos de metales con dos valencias:

	Tradicional	I.U.P.A.C.	Stocks
HgO	Óxido mercúrico	Óxido de mercurio	Oxido de mercurio (II)
Hg ₂ O	Óxido mercurioso	Óxido de dimercurio	Óxido de mercurio (I)
PbO	Óxido plumboso	Óxido de plomo	Óxido de plomo (II)
PbO ₂	Óxido plúmbico	Dióxido de plomo	Óxido de plomo (IV)
NiO	Óxido níqueloso	Oxido de níquel	Óxido de níquel (II)
Ni ₂ O ₃	Óxido níquelico	Trióxido de diníquel	Óxido de níquel (III)
Au ₂ O	Óxido auroso	Óxido de dioro	Óxido de oro (I)
Au ₂ O ₃	Óxido áurico	Trióxido de dioro	Óxido de oro (III)

2.3. Óxidos de no metales:

Igual que los óxidos de metales solo que en la nomenclatura tradicional, usualmente son conocidos como anhídridos porque la mayoría de ellos disueltos en agua forman ácidos.

	Tradicional	I.U.P.A.C.	Stocks
Cl ₂ O	Anhídrido hipocloroso	Monóxido de dicloro	Oxido de cloro (I)
Cl ₂ O ₃	Anhídrido cloroso	Trióxido de dicloro	Óxido de cloro (III)
Cl ₂ O ₅	Anhídrido clórico	Pentaóxido de dicloro	Óxido de cloro (V)
Cl ₂ O ₇	Anhídrido perclórico	Heptaóxido de dicloro	Óxido de cloro (VII)
SO	Anhídrido hiposulfuroso	Monóxido de azufre	Óxido de azufre (II)
SO ₂	Anhídrido sulfuroso	Dióxido de azufre	Óxido de azufre (IV)
SO ₃	Anhídrido sulfúrico	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)
CO ₂	Anhídrido carbónico	Dióxido de carbono	Óxido de carbono (IV)
CO	* Óxido carbónico	Monóxido de carbono	Óxido de carbono (II)

* No es un anhídrido, disuelto en agua no forma el inexistente ácido carbonoso.

2.4. Óxidos del nitrógeno:

Algunos casos son especiales.

	Tradicional	I.U.P.A.C.	Stocks
NO	Óxido nítrico	Monóxido de nitrógeno	Oxido de nitrógeno (II)
NO ₂	Dióxido de nitrógeno	Dióxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno (IV)
N ₂ O ₄	Tetróxido de nitrógeno*	Tetraóxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (IV)
N ₂ O	Anhídrido hiponitroso **	Óxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (I)
N ₂ O ₃	Anhídrido nitroso	Trióxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (III)
N ₂ O ₅	Anhídrido nítrico	Pentaóxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (V)

* Este compuesto se disocia según la ecuación $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$.

** También se le conoce como óxido nitroso.

2.5. Óxidos del cromo y del manganeso en nomenclatura tradicional:

Merecen estos un tratamiento especial:

MnO	Óxido manganoso	CrO	Óxido cromoso
Mn ₂ O ₃	Óxido mangánico	Cr ₂ O ₃	Óxido crómico
MnO ₂	Anhídrido manganoso	CrO ₃	Anhídrido crómico
MnO ₃	Anhídrido mangánico		
Mn ₂ O ₇	Anhídrido permangánico		

2.6. Óxidos del cromo y del manganeso en otras nomenclaturas:

Su formulación en la nomenclatura I.U.P.A.C y Stock es trivial.

I.U.P.A.C.		Stocks
MnO	Monóxido de manganeso	Óxido de manganeso (I)
Mn ₂ O ₃	Trióxido de dimanganeso	Óxido de manganeso (III)
MnO ₂	Dióxido de manganeso	Óxido de manganeso (IV)
MnO ₃	Trióxido de manganeso	Óxido de manganeso (VI)
Mn ₂ O ₇	Heptaóxido de dimanganeso	Óxido de manganeso (VIII)
CrO	Monóxido de cromo	Oxido de cromo (II)
Cr ₂ O ₃	Trióxido de dicromo	Óxido de cromo (III)
CrO ₃	Trióxido de cromo	Óxido de cromo (VI)

2.7. Nombres especiales en I.U.P.A.C:

Los compuestos con regla estequiométrica 2:3 pueden ser acompañados por el prefijo sesqui y los compuestos con regla estequiométrica 2:1 son acompañados por el prefijo hemi. En óxidos por ejemplo:

Ni ₂ O ₃	Sesquióxido de níquel	Na ₂ O	Hemióxido de sodio
Au ₂ O ₃	Sesquióxido de oro	N ₂ O	Hemióxido de nitrógeno
Al ₂ O ₃	Sesquióxido de aluminio	Ag ₂ O	Hemióxido de plata

2.8. Peróxidos.

Los peróxidos son sustancias que presentan un enlace oxígeno-oxígeno y que contienen cada oxígeno en estado de oxidación -1.

	Tradicional	I.U.P.A.C.	Stocks
Na ₂ O ₂	Peróxido sódico	Dióxido de disodio	Peróxido de sodio
CaO ₂	Peróxido cálcico	Dióxido de calcio	Peróxido de calcio
H ₂ O ₂	Peróxido de hidrógeno*	Dióxido de dihidrógeno	Peróxido de hidrógeno
Hg ₂ O ₂	Peróxido mercurioso	Dióxido de dimercurio	Peróxido de mercurio (I)
HgO ₂	Peróxido mercúrico	Dióxido de mercurio	Peróxido de mercurio (II)

* Conocido también como agua oxigenada.

3. Hidróxidos:

Son compuestos ternarios formados por la combinación de un metal y un grupo -OH. El grupo OH actúa como un elemento de valencia 1. Por tanto:

		$X(OH)_v$	
	Tradicional	I.U.P.A.C.	Stocks
NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio	Dihidróxido de calcio	Hidróxido de calcio
RbOH	Hidróxido de rubidio	Hidróxido de rubidio	Hidróxido de rubidio
Zn(OH) ₂	Hidróxido de zinc	Dihidróxido de zinc	Hidróxido de zinc
Co(OH) ₂	Hidróxido cobaltoso	Dihidróxido de cobalto	Hidróxido de cobalto (II)
Co(OH) ₃	Hidróxido cobáltico	Trihidróxido de cobalto	Hidróxido de cobalto (III)
AuOH	Hidróxido airoso	Hidróxido de oro	Hidróxido de oro (I)
Au(OH) ₃	Hidróxido áurico	Trihidróxido de oro	Hidróxido de oro (III)
Pb(OH) ₂	Hidróxido plumboso	Dihidróxido de plomo	Hidróxido de plomo (II)
Pb(OH) ₄	Hidróxido plúmbico	Tetrahidróxido de plomo	Hidróxido de plomo (IV)
Al(OH) ₃	Hidróxido aluminico	Trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio
CuOH	Hidróxido cuproso	Hidróxido de cobre	Hidróxido de cobre (I)
Cu(OH) ₂	Hidróxido cúprico	Dihidróxido de cobre	Hidróxido de cobre (II)

AgOH Hidróxido argéntico Hidróxido de plata Hidróxido de plata

4. Hidruros:

Son compuestos binarios formados por la combinación de un metal con un hidrógeno. Su expresión general es:



4.1. Hidruros de metales:

	Tradicional	I.U.P.A.C.	Stocks
NaH	Hidruro sódico	Hidruro de sodio	Hidruro de sodio
CaH ₂	Hidruro cálcico	Dihidruro de calcio	Hidruro de calcio
RbH	Hidruro de rubidio	Hidruro de rubidio	Hidruro de rubidio
ZnH ₂	Hidruro de zinc	Dihidruro de zinc	Hidruro de zinc
CoH ₂	Hidruro cobaltoso	Dihidruro de cobalto	Hidruro de cobalto (II)
CoH ₃	Hidruro cobáltico	Trihidruro de cobalto	Hidruro de cobalto (III)
AuH	Hidruro auroso	Hidruro de oro	Hidruro de oro (I)
AuH ₃	Hidruro áurico	Trihidruro de oro	Hidruro de oro (III)
PbH ₂	Hidruro plumboso	Dihidruro de plomo	Hidruro de plomo (II)
PbH ₄	Hidruro plúmbico	Tetrahidruro de plomo	Hidruro de plomo (IV)
AlH ₃	Hidruro alumínico	Trihidruro de aluminio	Hidruro de aluminio
CuH	Hidruro cuproso	Hidruro de cobre	Hidruro de cobre (I)
CuH ₂	Hidruro cúprico	Dihidruro de cobre	Hidruro de cobre (II)
AgH	Hidruro argéntico	Hidruro de plata	Hidruro de plata

4.2. Nombres especiales de algunos hidruros no metálicos:

H ₂ O	Agua	SbH ₃	Estibina o estibano
H ₂ O ₂	Agua oxigenada	CH ₄	Metano
NH ₃	Amoniaco	SiH ₄	Silano
PH ₃	Fosfina o fosfato	BH ₃	Borano
AsH ₃	Arsina o arsano	B ₂ H ₆	Diborano

4.3. Ácidos hidrácidos:

No son propiamente hidruros, pues el hidrógeno es menos electronegativo que muchos no metales. Los ácidos hidrácidos son los siguientes:

H ₂ S	Ácido sulfhídrico	HCl	Ácido clorhídrico
H ₂ Se	Ácido selenhídrico	HI	Ácido iodhídrico
H ₂ Te	Ácido telurhídrico	HBr	Ácido bromhídrico
HF	Ácido fluorhídrico *		

* Se suele presentar habitualmente como un dímero, H₂F₂.

En tradicional solo se les cataloga de ácidos cuando están disueltos en disolución acuosa, de lo contrario son hidruros. Los nombres en otras nomenclaturas son:

	Tradicional	I.U.P.A.C.	Stocks
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Sulfuro de dihidrógeno	Sulfuro de hidrógeno
H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno	Seleniuro de dihidrógeno	Seleniuro de hidrógeno
H ₂ Te	Telururo de hidrógeno	Telururo de dihidrógeno	Telururo de hidrógeno
HF	Fluoruro de hidrógeno *	Fluoruro de hidrógeno	Fluoruro de hidrógeno
HCl	Cloruro de hidrógeno	Cloruro de hidrógeno	Cloruro de hidrógeno
HI	Ioduro de hidrógeno	Ioduro de hidrógeno	Ioduro de hidrógeno
HBr	Bromuro de hidrógeno	Bromuro de hidrógeno	Bromuro de hidrógeno

5. Sales binarias:

Se caracterizan por ser compuestos de un metal y un no metal. Siguen la fórmula:



Ejemplos de metales combinados con halógenos (Valencia -1):

	Tradicional	I.U.P.A.C.	Stocks
NaCl	Cloruro sódico	Cloruro de sodio	Cloruro de sodio
BeCl ₂	Cloruro berílico	Dicloruro de berilio	Cloruro de berilio
PbF ₄	Fluoruro plúmbico	Tetrafluoruro de plomo	Fluoruro de plomo (IV)
PbF ₂	Fluoruro plumboso	Difluoruro de plomo	Fluoruro de plomo (II)
FeI ₂	Ioduro ferroso	Diioduro de hierro	Ioduro de hierro (II)
FeI ₃	Ioduro férrico	Triioduro de hierro	Ioduro de hierro (III)
AuBr	Bromuro auroso	Bromuro de oro	Bromuro de oro (I)
AuBr ₃	Bromuro áurico	Tribromuro de oro	Bromuro de oro (III)
CuCl	Cloruro cuproso	Cloruro de cobre	Cloruro de cobre (I)
CuCl ₂	Cloruro cúprico	Dicloruro de cobre	Cloruro de cobre (II)

Ejemplos de metales combinados con anfígenos (Valencia -2), excepto oxígeno:

	Tradicional	I.U.P.A.C.	Stocks
Na ₂ S	Sulfuro sódico	Sulfuro de disodio	Sulfuro de sodio
BeS	Sulfuro berílico	Sulfuro de berilio	Sulfuro de berilio
PbS ₂	Sulfuro plúmbico	Disulfuro de plomo	Sulfuro de plomo (IV)
PbS	Sulfuro plumboso	Sulfuro de plomo	Sulfuro de plomo (II)
FeSe	Seleniuro ferroso	Seleniuro de hierro	Seleniuro de hierro (II)
Fe ₂ Se ₃	Seleniuro férrico	Triseleniuro de dihierro	Seleniuro de hierro (III)
Au ₂ Te	Telururo airoso	Telururo de dioro	Telururo de oro (I)
Au ₂ Te ₃	Telururo áurico	Tritelururo de dioro	Telururo de oro (III)
Cu ₂ Te	Cloruro cuproso	Telururo de dicobre	Telururo de cobre (I)
CuTe	Telururo cúprico	Telururo de cobre	Telururo de cobre (II)

Ejemplos de metales combinados con nitrogenoideos (Valencia -3):

	Tradicional	I.U.P.A.C.	Stocks
Na ₃ Sb	Antimoniuro sódico	Antimoniuro de trisodio	Antimoniuro de sodio
AlSb	Antimoniuro aluminico	Antimoniuro de aluminio	Antimoniuro de aluminio
Pb ₃ P ₄	Fosfuro plúmbico	Tetrafosfuro de triplomo	Fosfuro de plomo (IV)
Pb ₃ P ₂	Fosfuro plumboso	Difosfuro de triplomo	Fosfuro de plomo (II)
Fe ₃ N ₂	Nitruro ferroso	Dinitruro de trihierro	Nitruro de hierro (II)
FeN	Nitruro férrico	Nitruro de hierro	Nitruro de hierro (III)
Au ₃ As	Arseniuro airoso	Arseniuro de trioro	Arseniuro de oro (I)
AuAs	Arseniuro áurico	Arseniuro de oro	Arseniuro de oro (III)
Cu ₃ N	Nitruro cuproso	Nitruro de tricobre	Nitruro de cobre (I)
Cu ₃ N ₂	Nitruro cúprico	Dinitruro de tricobre	Nitruro de cobre (II)

Ejemplos de metales combinados con carbonoideos (Valencia -4):

	Tradicional	I.U.P.A.C.	Stocks
Na ₄ C	Carburo sódico	Tetracarburo de sodio	Carburo de sodio
Au ₄ Si	Siliciuro airoso	Siliciuro de tetraoro	Siliciuro de oro (I)
Au ₄ Si ₃	Siliciuro áurico	Trisiliciuro de tetraoro	Siliciuro de oro (III)
Pb ₂ C	Carburo plúmbico	Carburo de diplomo	Carburo de plomo (II)
PbC	Carburo plumboso	Carburo de plomo	Carburo de plomo (IV)

Ejemplos de metales combinados con el boro (Valencia -3):

	Tradicional	I.U.P.A.C.	Stocks
Na ₃ B	Boruro sódico	Boruro de trisodio	Boruro de sodio
Au ₃ B	Boruro airoso	Boruro de trioro	Boruro de oro (I)
AuB	Boruro áurico	Boruro de oro	Boruro de oro (III)

6. Compuestos binarios entre no metales:

Se caracterizan por ser compuestos de un no metal y otro no metal. Siguen una fórmula parecida a la de las sales binarias. Pero para poder determinar a quien otorgar el sufijo -uro (en el caso de que ambos no metales usen una valencia semejante a la que usan formando sales binarias) se debe seguir el orden de electronegatividad. También su fórmula deberá ser escrita por orden de electronegatividad, yendo en primer lugar el de menor electronegatividad y en segundo lugar el de mayor electronegatividad. El orden de electronegatividad es el siguiente de izquierda a derecha:

F, O, Cl, N, Br, S, I, C, Se, P, As, Te, Sb

Ejemplos:

	Tradicional	I.U.P.A.C.	Stocks
PCl ₅	Cloruro fosfórico	Pentacloruro de fósforo	Cloruro de fósforo (V)
BrF ₃	Fluoruro hipobromoso	Trifluoruro de bromo	Fluoruro de bromo (III)
BrCl	Cloruro bromoso	Monocloruro de bromo	Cloruro de bromo (I)
IF ₇	Fluoruro periódico	Heptafluoruro de yodo	Fluoruro de yodo (VII)
SF ₆	Fluoruro sulfúrico	Hexafluoruro de azufre	Fluoruro de azufre (VI)
CS ₂	Sulfuro carbónico	Disulfuro de carbono	Sulfuro de carbono (IV)
SI ₂	Ioduro hiposulfuroso	Diioduro de azufre	Ioduro de azufre (II)
AsBr ₃	Bromuro arsenioso	Tribromuro de arsénico	Bromuro de arsénico (III)
As ₂ S ₃	Sulfuro arsenioso	Trisulfuro de diarsénico	Sulfuro de arsénico (III)
NCl ₃	Cloruro nitroso	Tricloruro de nitrógeno	Cloruro de nitrógeno (III)
BCl ₃	Cloruro bórico	Tricloruro de boro	Cloruro de boro
BrF	Fluoruro brómico	Monofluoruro de bromo	Fluoruro de bromo (I)

7. Ácidos oxoácidos:

Son compuestos derivados de sumarle agua a un anhídrido y tienen por fórmula general:

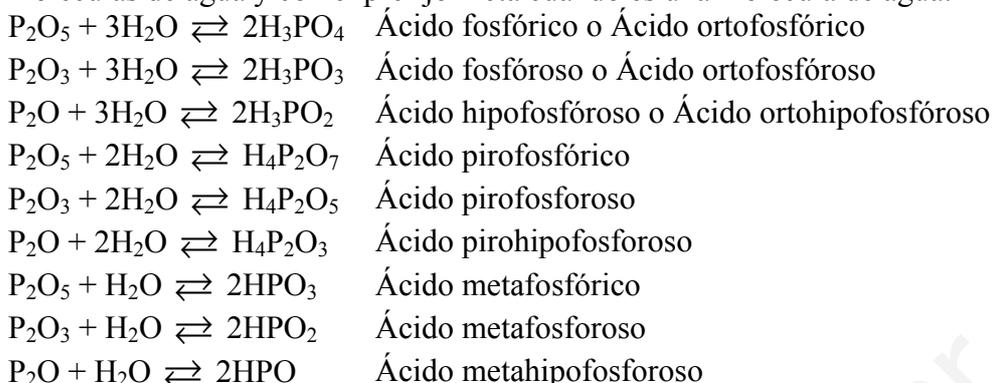


Siendo a , b y c números enteros. X es generalmente un no metal, aunque en algunos casos puede ser un metal de transición como el cromo, el manganeso, etc.

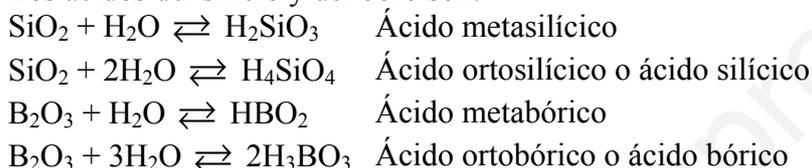
Nomenclatura tradicional:

Cl ₂ O + H ₂ O \rightleftharpoons 2HClO	Ácido hipocloroso
Cl ₂ O ₃ + H ₂ O \rightleftharpoons 2HClO ₂	Ácido cloroso
Cl ₂ O ₅ + H ₂ O \rightleftharpoons 2HClO ₃	Ácido clórico
Cl ₂ O ₇ + H ₂ O \rightleftharpoons 2HClO ₄	Ácido perclórico
SO + H ₂ O \rightleftharpoons H ₂ SO ₂	Ácido hiposulfuroso
SO ₂ + H ₂ O \rightleftharpoons H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso
SO ₃ + H ₂ O \rightleftharpoons H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
N ₂ O + H ₂ O \rightleftharpoons 2HNO	Ácido hiponitroso
N ₂ O ₃ + H ₂ O \rightleftharpoons 2HNO ₂	Ácido nitroso
N ₂ O ₅ + H ₂ O \rightleftharpoons 2HNO ₃	Ácido nítrico
CO ₂ + H ₂ O \rightleftharpoons H ₂ CO ₃	Ácido carbónico

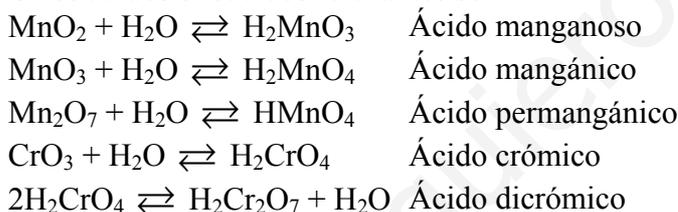
El ácido carbonoso, H_2CO_2 no existe. Esa fórmula química corresponde al ácido fórmico. Los ácidos del fósforo, arsénico y antimonio se forman con una, dos y tres moléculas de agua, su formulación es con el prefijo orto (se puede omitir la colocación del prefijo) cuando se forman con tres moléculas de agua, con el prefijo piro cuando son dos moléculas de agua y con el prefijo meta cuando es una molécula de agua:



Los ácidos del silicio y del boro son:



Otros ácidos oxoácidos relevantes son:



Nomenclatura Sistemática y de Stock de los ácidos oxoácidos:

	Stock	Sistemática
HClO	Ácido óxoclorico (I)	Oxoclorato (I) de hidrogeno
HClO_2	Ácido dioxoclorico (III)	Dioxoclorato (III) de hidrógeno
HClO_3	Ácido trioxoclorico (V)	Trioxoclorato (V) de hidrógeno
HClO_4	Ácido tetraoxoclorico (VII)	Tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno
H_2SO_2	Ácido dioxosulfúrico (II)	Dioxosulfato (II) de hidrógeno
H_2SO_3	Ácido trioxosulfúrico (IV)	Trioxosulfato (IV) de hidrógeno
H_2SO_4	Ácido tetraoxosulfúrico (VI)	Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno
HNO	Ácido oxonitrico (I)	Oxonitrato (I) de hidrógeno
HNO_2	Ácido dioxonitrico (III)	Dioxonitrato (III) de hidrógeno
HNO_3	Ácido trioxonitrico (V)	Trioxonitrato (V) de hidrógeno
H_2CO_3	Ácido trioxocarbónico (IV)	Trioxocarbonato (IV) de hidrógeno
H_3PO_4	Ácido tetraoxofosfórico (V)	Tetraoxofosfato (V) de hidrógeno
H_3PO_3	Ácido trioxofosfórico (III)	Trioxofosfato (III) de hidrógeno
H_3PO_2	Ácido dioxofosfórico (I)	Dioxofosfato (I) de hidrógeno
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Ácido heptaoxodifosfórico (V)	Heptaoxodifosfato (V) de hidrógeno
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$	Ácido pentaóxodifosfórico (III)	Pentaóxodifosfato (III) de hidrógeno
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_3$	Ácido trioxodifosfórico (I)	Trioxodifosfato (I) de hidrógeno
HPO_3	Ácido trioxofosfórico (V)	Trioxofosfato (V) de hidrógeno

HPO ₂	Ácido dioxofosfórico (III)	Dioxofosfato (III) de hidrógeno
HPO	Ácido oxofosfórico (I)	Oxofosfato (I) de hidrógeno
H ₂ SiO ₃	Ácido trioxosilícico (IV)	Trioxosilicato (IV) de hidrógeno
H ₄ SiO ₄	Ácido tetraoxosilícico (IV)	Tetraoxosilicato (IV) de hidrógeno
HBO ₂	Ácido dioxobórico (III)	Dioxoborato (III) de hidrógeno
H ₃ BO ₃	Ácido trioxobórico (III)	Trioxoborato (III) de hidrógeno

9. Sales oxoácidas:

Definición: Son sales que derivan de la reacción de oxoácidos con metales. Los iones derivados de los oxoácidos poseen una valencia equivalente al número de hidrógenos que tienen en su forma ácida. Los formulamos en solo dos nomenclaturas.

	Tradicional	Sistemática
Al(ClO) ₃	Hipoclorito de aluminio	Oxoclorato (I) de aluminio
NaClO ₂	Clorito de sodio	Dioxoclorato (III) de sodio
Pb(ClO ₃) ₄	Clorato plúmbico	Trioxoclorato (V) de plomo (IV)
Pb(ClO ₄) ₂	Perclorato plumboso	Tetraoxoclorato (VII) de plomo (II)
CuSO ₂	Hiposulfito cuprico	Dioxosulfato (II) de cobre (II)
Cu ₂ SO ₃	Sulfito cuproso	Trioxosulfato (IV) de cobre (I)
CuSO ₄	Sulfato cúprico	Tetraoxosulfato (VI) de cobre (II)
AgNO	Hiponitrato argéntico	Oxonitrato (I) de plata
AuNO ₂	Nitrato auroso	Dioxonitrato (III) de oro (I)
Au(NO ₃) ₃	Nitrato áurico	Trioxonitrato (V) de oro (III)
CaCO ₃	Carbonato cálcico	Trioxocarbonato (IV) de calcio
PtCO ₃	Carbonato platinoso	Trioxocarbonato (IV) de platino (II)
Fe ₃ (PO ₄) ₂	Fosfato ferroso	Tetraoxofosfato (V) de hierro (II)
FePO ₃	Fosfito férrico	Trioxofosfato (III) de hierro (III)
Cr ₃ (PO ₂) ₂	Hipofosfito cromoso	Dioxofosfato (I) de cromo (II)
Cr ₄ (P ₂ O ₇) ₃	Pirofosfato crómico	Heptaoxodifosfato (V) de cromo (III)
Mn ₄ (P ₂ O ₅) ₃	Pirofosfito mangánico	Pentaoxodifosfato (III) de manganeso (III)
Mn ₂ P ₂ O ₃	Pirohipofosfito manganoso	Trioxodifosfato (I) de manganeso (II)
Ra(PO ₃) ₂	Metafosfato rádico	Trioxofosfato (V) de radio
LiPO ₂	Metafosfito lítico	Dioxofosfato (III) de litio
Ni(PO) ₂	Metahipofosfito níqueloso	Oxofosfato (I) de níquel (II)
Ni ₂ (SiO ₃) ₃	Metasilicato níquelico	Trioxosilicato (IV) de níquel (III)
Hg ₂ SiO ₂	Metasilicito mercurioso	Dioxosilicato (II) de mercurio (I)
Hg ₂ SiO ₄	Silicato mercurioso	Tetraoxosilicato (IV) de mercurio (II)
SnSiO ₃	Silicito estannico	Trioxosilicato (II) de estaño (IV)
Sn(BO ₂) ₂	Metaborato estannoso	Dioxoborato (III) de estaño (II)
Mg ₃ (BO ₃) ₂	Borato magnésico	Trioxoborato (III) de magnesio
Tl ₂ MnO ₃	Manganito talioso	Trioxomanganato (IV) de talio (I)
Tl ₂ (MnO ₄) ₃	Manganato tálico	Tetraoxomanganato (VI) de talio (III)
FrMnO ₄	Permanganato fránico	Tetraoxomanganato (VII) de francio
CdCrO ₄	Cromato cádmico	Tetraoxocromato (VI) de cadmio
BeCr ₂ O ₇	Dicromato berílico	Heptaoxidicromato (VI) de berilio

Ejercicios de cantidad de materia y número de partículas:

- 1° ¿A cuantos moles equivalen 132 g de dióxido de carbono? **Sol:** 3 moles.
- 2° Hallar el número de moles de carbonato de calcio presentes en 435 g de una caliza cuya riqueza en CaCO_3 es del 28.7%. **Sol:** 1.25 moles.
- 3° ¿A cuantos gramos equivalen 4 moles de ácido sulfúrico, H_2SO_4 ? **Sol:** 392 g.
- 4° ¿Cuántas moléculas de butano, C_4H_{10} , hay en 348 g de dicho compuesto?
Sol: $3.61 \cdot 10^{24}$ moléculas.
- 5° Calcula el número de moléculas contenido en 1 g de agua. **Sol:** $3.3 \cdot 10^{22}$ moléculas.
- 6° ¿Cuántas moléculas hay en 100 g de agua? **Sol:** $3.34 \cdot 10^{24}$ moléculas.
- 7° ¿Cuál es la masa en gramos de una molécula de amoníaco, NH_3 ? **Sol:** $2.82 \cdot 10^{-23}$ g.
- 8° ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 0.3 moles de $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$? **Sol:** 28.8 g.
- 9° ¿Cuál es la masa en gramos de una molécula de nitrógeno? **Sol:** $4.65 \cdot 10^{-23}$ g.
- 10° ¿Cuántos átomos de fósforo hay en 0.25 moles de P_2O_5 ? **Sol:** $3.01 \cdot 10^{23}$ átomos.
- 11° Calcula la masa en gramos de $2 \cdot 10^{24}$ átomos de cinc. **Sol:** 218 g.
- 12° El sulfato de bario (BaSO_4) se utiliza como sustancia de contraste en las radiografías del aparato digestivo. ¿Cuántas moléculas de sulfato de bario hay en 348 g de dicho compuesto? **Sol:** $8.98 \cdot 10^{23}$ átomos.
- 13° Una botella de oxígeno contiene 12 kg de este gas. ¿Cuántas moléculas de oxígeno existen en su interior? **Sol:** $2.26 \cdot 10^{26}$ moléculas.
- 14° ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 0.3 moles de nitrato de calcio, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$?
Sol: 28.8 g de oxígeno.
- 15° El cinc, por ser muy resistente a la corrosión, se utiliza en forma de planchas para cubiertas de tejados, canalones, recipientes, etc. Sabiendo que su masa atómica es 65.38 UMA. Calcula la masa en gramos de $2 \cdot 10^{24}$ átomos de cinc. **Sol:** 217 g de cinc.
- 16° Una gota de agua tiene un volumen de 0.05 cm^3 . ¿Cuántas moléculas de agua hay en la gota? **Sol:** $1.67 \cdot 10^{21}$ moléculas.
- 17° El ácido nítrico puro (HNO_3) tiene una densidad de 1500 kg/m^3 . En 1 cm^3 de ácido nítrico:
a) ¿Cuántos gramos de ácido nítrico hay?
b) ¿Cuántos moles?
c) ¿Cuántas moléculas?
Sol: a) 1.5 g; b) 0.0238 moles; $1.43 \cdot 10^{22}$ moléculas.

18° Ordenar razonadamente de mayor a menor número de átomos, los recipientes siguientes:

Recipiente: A
10 g de AgCl

Recipiente: B
 $3 \cdot 10^{20}$ moléculas de SO_2

Recipiente: C
4 moles de CO

Sol: C>A>B.

19° Ordenar razonadamente de mayor a menor número de átomos, los recipientes siguientes:

Recipiente: A
5 g de BaCl

Recipiente: B
 $3.3 \cdot 10^{21}$ moléculas de NO_2

Recipiente: C
2 moles de HCl

Sol: C>A>B.

20° Ordenar razonadamente de mayor a menor número de átomos, los recipientes siguientes:

Recipiente: A
7 g de NaF

Recipiente: B
 $2.1 \cdot 10^{19}$ moléculas de CO_2

Recipiente: C
2 moles de AgCl

Sol: C>A>B.

21° Se dispone de tres recipientes que contienen 1 L de metano gas, dos litros de nitrógeno gas y 1.5 L de ozono (O_3) gas, respectivamente, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Indica razonadamente:

a) ¿Cuál contiene mayor número de moléculas?

b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos?

Sol: a) El segundo recipiente; b) el primer recipiente.

20° Se dispone de dos recipientes que contienen 1 L de propano (C_3H_8) gaseoso, y dos litros de hexano (C_6H_{14}) gaseoso respectivamente, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Indica razonadamente:

a) ¿Cuál contiene mayor número de moléculas?

b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos?

Sol: a) El segundo recipiente; b) el segundo recipiente.

Ejercicios de disoluciones:

Chuleterio de disoluciones:

$$\text{Molaridad: } M_i = \frac{n_i}{V_{\text{disolucion}}^i (\text{L})}$$

$$\text{Fracción molar: } x_i = \frac{n_i}{n_i + n_d}$$

$$\text{Molalidad: } Ml_i = \frac{n_i}{m_{\text{disolvente}}^i (\text{kg})}$$

$$\text{Porcentaje en peso: } \%P_i = \frac{m_i}{m_i + m_d} \cdot 100$$

$$\text{Normalidad: } N_i = M_i \cdot v$$

$$\text{Densidad: } \rho = \frac{m}{V}$$

$$\text{Relación entre cantidad de materia y masa: } m_i = \eta_i \cdot n_i$$

$m \equiv$ masa

$n \equiv$ cantidad de materia

$v \equiv$ valencia

$\eta \equiv$ masa molar

Ejercicios de disoluciones:

- 1º Calcula la densidad de un cuerpo de masa 100 g y un volumen de 20 cm³. Expresa el resultado en g/cm³ y en kg/m³. **Sol:** $\rho = 5 \text{ g/cm}^3 = 5000 \text{ kg/m}^3$.
- 2º Calcula la densidad de un cuerpo de masa 2 kg y un volumen de 250 cm³. Expresa el resultado en g/cm³ y en kg/m³. **Sol:** $\rho = 8 \text{ g/cm}^3 = 8000 \text{ kg/m}^3$.
- 3º Calcula la densidad de un cuerpo de masa 80 mg y un volumen de 0.5 cm³. Expresa el resultado en g/cm³ y en kg/m³. **Sol:** $\rho = 0.16 \text{ g/cm}^3 = 160 \text{ kg/m}^3$.
- 4º ¿Cuántos gramos de alcohol caben en una botella de 1 L? Dato: $\rho_{\text{alcohol}} = 780 \text{ kg/m}^3$.
Sol: 780 g.
- 5º ¿Cuántos gramos de aceite caben en una botella de 2.5 L? Dato: $\rho_{\text{aceite}} = 900 \text{ kg/m}^3$.
Sol: 2250 g.
- 6º Determinar la masa de un cubo de pirita de 5 cm de arista. Dato: $\rho_{\text{pirita}} = 5020 \text{ kg/m}^3$.
Sol: 627.5 g.
- 7º Calcular la densidad de una esfera de 0.1 m de radio de masa 2 kg. **Sol:** 477.5 kg/m³.
- 8º Calcular la masa de un cilindro de hierro de 0.1 m de radio y 1 m de alto sabiendo que la densidad del hierro es 7874 kg/m³. **Sol:** 247.4 kg.
- 9º Sabiendo que el hierro tiene una densidad de 7874 kg/m³, determinar el radio de una esfera metálica de hierro de la que se sabe que pesa unos 10 kg. **Sol:** 6.7 cm.
- 10º Cual es la longitud de las aristas de un cubo de 1 kg de pirita. Dato: $\rho_{\text{pirita}} = 5.02 \text{ g/cm}^3$.
Sol: 5.84 cm.
- 11º La solubilidad del nitrato de plata, a 18 °C, es de 211.6 g en 100 mL de agua.
 - a) ¿Cuántos gramos de nitrato de plata se pueden disolver como máximo en 400 mL de agua a 18 °C?
 - b) ¿Cuánto nitrato hay que añadir a 1 L de agua para que se sature?**Sol:** a) 846.4 g; b) 2116 g.

- 12° La solubilidad del nitrato de potasio, a 30 °C, es de 40 g en 100 g de agua. ¿Cuánta masa de nitrato quedará sin disolver en un vaso con 300 mL de agua sin añadimos, agitando, 170 g de nitrato a 30 °C? **Sol:** 50 g.
- 13° La solubilidad de la sal común, a 10 °C, es de 35.8 g en 100 mL de agua. ¿Cuántos gramos de sal se pueden disolver como máximo en 80 mL de agua? **Sol:** 28.6 g.
- 14° La solubilidad del bicarbonato de sodio, a 20 °C, es de 9.6 g en 100 cm³ de agua. ¿Cuánto bicarbonato hay que añadir a 2 L de agua para que se sature? **Sol:** 192 g.
- 15° La solubilidad del azúcar, a 40 °C, es de 240 g en 100 mL de agua. ¿Cuántos gramos de azúcar se pueden disolver, como máximo en 20 mL de agua? **Sol:** 48 g
- 16° Se disuelven 62 g de sulfato de sodio en 1 L de agua. Determina su concentración en tanto por ciento en peso. **Sol:** 5.8 %.
- 17° Calcula el porcentaje en peso de una disolución preparada disolviendo 70 g de cloruro de sodio en 800 mL de agua. **Sol:** 8.05 %.
- 18° Un suero glucosado tiene una concentración de 50 g/L.
 a) ¿Cuánta glucosa hay en 200 mL de suero?
 b) ¿Y en 5 L?
 c) Si una persona necesita 80 g de glucosa, ¿qué cantidad de suero se la debe suministrar?
Sol: a) 10 g; b) 250 g; 1.6 L.
- 19° ¿Cuál es la concentración en tanto por ciento en peso, de una disolución formada por 5 g de sustancia en 20 g de disolución? **Sol:** 25 %.
- 20° ¿Cuál es la concentración, en tanto por ciento en peso, de una disolución formada con 10 g de sustancia en 200 g de disolución? **Sol:** 5 %.
- 21° Una disolución contiene 40 g de azúcar en 200 cm³ de disolución. ¿Cuál es la concentración en g/L? **Sol:** 200 g/L.
- 22° Una disolución contiene 3 g de azúcar en 500 mL de disolución. ¿cuál es la concentración en g/L? **Sol:** 6 g/L.
- 23° A 100 cm³ de disolución de glucosa de una concentración de 12 g/L se añaden 200 cm³ de agua. ¿Cuál es la concentración, en g/L, de la disolución resultante? **Sol:** 4 g/L.
- 24° A 200 cm³ de disolución de glucosa de una concentración de 10 g/L se añaden unos 800 cm³ de agua. ¿Cuál es la concentración, en g/L, de la disolución resultante? **Sol:** 2 g/L.
- 25° A 40 cm³ de disolución de glucosa de una concentración de 6 g/L se añaden 60 cm³ de agua. ¿Cuál es la concentración, en g/L, de la disolución resultante? **Sol:** 2.4 g/L.
- 26° Una disolución de sosa cáustica tiene una concentración del 35 % en masa y su densidad es de 1.38 g/cm³. Calcula la masa de sosa que hay en 200 mL de disolución. **Sol:** 96.6 g.

- 27° Una disolución de sosa cáustica tiene una concentración del 40 % en masa y su densidad es de 1.5 g/cm^3 . Calcula la masa de sosa que hay en 450 mL de disolución.
Sol: 270 g.
- 28° Se mezcla en un recipiente 20 cm^3 de acetona ($\rho = 0.79 \text{ g/cm}^3$) con 200 mL de agua. Calcula la concentración de la disolución en % en masa y en g/L. **Sol:** 7.3 %; 71.8 g/L.
- 29° Un medicamento para el resfriado tiene una concentración de ácido acetilsalicílico de un 32 % en masa. ¿Qué cantidad de ácido hay en un sobre de 450 mg? **Sol:** 144 mg.
- 30° Calcula la cantidad de soluto:
 a) 200 g de disolución al 10 %.
 b) 40 g de disolución al 6 %.
 c) 80 mL de disolución con concentración de 4 g/L.
 d) 100 mL de disolución con concentración de 16 g/L.
 e) 60 mL de disolución al 12 % en volumen.
 f) 700 mL de disolución al 40 % en volumen.
Sol: a) 20 g; b) 2.4 g; c) 0.32 g; d) 1.6 g; e) 7.2 mL; f) 280 mL.
- 31° ¿Cuántos gramos de fosfato potásico se necesitan para preparar 700 ml de una disolución 2 M? **Sol:** 297.2 g.
- 32° Se prepara una disolución a partir de 40 g de alcohol etílico, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, añadiéndole agua hasta alcanzar un volumen total de 250 cm^3 de disolución. ¿Cuál es su molaridad?
Sol: 3.64 M.
- 33° ¿En cuantos centímetros cúbicos de disolución 0.001 M de amoníaco hay un trillón de moléculas de amoníaco? ¿Y si esta disolución fuera de ácido nítrico?
Sol: 1.6 cm^3 , 1.6 cm^3 .
- 34° Calcula la concentración en % en peso de las siguientes disoluciones, si:
 a) se disuelven 20 g de soluto en 45 g de disolvente
 b) se disuelven 10 g de sulfato potásico en 150 g de agua
Sol: a) 30.76% b) 6.25%.
- 35° Calcula los gramos de soluto y de disolvente que se necesitan para preparar:
 a) 200 g de disolución al 14% en peso
 b) 850 g de disolución de sal en agua al 5% en peso
Sol: a) 28 g de soluto, 172 g de disolvente; b) 42.25 g de soluto, 807.75 g de disolvente.
- 36° Calcula la molaridad y la normalidad de las disoluciones siguientes que contienen:
 a) 20 g de carbonato cálcico en medio litro de disolución
 b) 30 g de cloruro sódico en 200 cm^3 de disolución
Sol: a) 0.4 M, 0.8 N b) 2.56 M, 2.56 N.
- 37° ¿Cuántos gramos de ácido fosfórico serán necesarios para preparar 150 cm^3 de disolución 0.2 N que se empleará en una reacción de neutralización donde intervienen los tres hidrógenos? **Sol:** 0.98 g.
- 38° Queremos preparar 10 L de sulfúrico 3 N, y lo que tenemos es sulfúrico del 92.77 % y densidad 1.827 g/cm^3 ¿Que volumen de este se habrá de utilizar? **Sol:** 867.3 cm^3

- 39° Calcular la cantidad de hidróxido sódico y agua que se necesitan para preparar 2 litros de una disolución al 20%, cuya densidad es 1.22 g/cm^3 . ¿Cuál será su normalidad?
Sol: 488 g de NaOH; 1952 g de H_2O ; 6.1 N.
- 40° Calcúlese la fracción molar de soluto en las siguientes disoluciones acuosas:
 a) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ del 21.7% en masa
 b) de 0.684 molal de urea $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$
Sol: $\chi_{\text{etanol}} = 0.0979$ y $\chi_{\text{urea}} = 0.0122$
- 41° El amoníaco de un laboratorio tiene una densidad de 0.898 g/mL y molaridad 14.8 M. ¿Cuál es la fracción molar de amoníaco? **Sol:** 0.292
- 42° Determinar la molaridad, normalidad, molalidad, fracción molar y porcentaje en peso de una disolución hecha tomando 2 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y disolviéndolos en 200 cm^3 de agua. La densidad de esta disolución es de 1.05 g/cm^3 .
Sol: 0.14 M; 0.28 N; 0.13 m; 0.0024; 0.99 %.
- 43° Se preparó una disolución de ácido sulfúrico a partir de 95.94 g de agua y 10.66 de H_2SO_4 . El volumen de la disolución resultante era de 100 cm^3 . Calcular la fracción molar, molalidad y normalidad de la disolución. **Sol:** 0.02; 1.13 m; 2.17 N.
- 44° En 35 g de agua se disuelven 5 g de cloruro de hidrógeno. La densidad de la disolución resultante es 1.06 g/cm^3 . Hallar:
 a) su porcentaje en peso
 b) su densidad
 c) su molaridad
 d) su normalidad
Sol: a) 12.5% b) 123.5 g c) 3.6 M d) 3.6 N.
- 45° ¿Cuántos mililitros de una disolución de nitrato amónico 0.715 M deben diluirse en agua para obtener 1L de una disolución con una concentración de 2.37 mg de nitrato por mL? **Sol:** 41.4 mL.
- 46° Calcular la molaridad y molalidad de una disolución de ácido sulfúrico de densidad 1.198 g/mL, que contiene un 27% en peso de ácido sulfúrico. **Sol:** 3.3 M y 3.8 m.
- 47° Calcular la molalidad de una disolución acuosa de NaOH al 10 % en peso. **Sol:** 2.78 m.
- 48° Calcular la normalidad de una disolución de ácido nítrico de densidad 1.334 g/mL y del 54 % en peso. **Sol:** 11.43 N.
- 49° ¿Qué volumen de ácido sulfúrico concentrado ($\rho = 1.84 \text{ g/mL}$; 98 % en peso) será necesario diluir hasta obtener 250 mL de disolución 0.5 M? **Sol:** 6.8 mL
- 50° ¿Qué necesitamos para preparar 0.5 L de disolución de carbonato sódico 0.1 M si partimos de:
 a) Na_2CO_3 0.2 M?
 b) Una disolución que contiene 26.5 g/L de Na_2CO_3 ?
Sol: a) 250 mL; b) 200 mL.

- 51° Una muestra de vinagre comercial contiene un 4.0% en peso de ácido acético (la masa molar es 60 g/mol). La densidad de esta disolución es 1.0058 g/mL. Averiguar la concentración molar, molal, fracción molar de ácido acético, suponiendo que el 96% en peso de la disolución es agua. **Sol:** 0.67 M; 0.69 m; 0.012.
- 52° En una reacción química se necesita ácido sulfúrico al 20.0 % en peso con densidad 1.14 g/mL. ¿Qué volumen de ácido concentrado, de densidad 1.84 g/mL y de pureza 98.0 % en peso, debe diluirse con agua para preparar 100 mL de ácido de la concentración requerida? **Sol:** 12.6 mL.
- 53° Se prepara 1 L de una disolución que contiene varias sales, las concentraciones de las sales son las siguientes:
- Cloruro de potasio 0.10 M
 - Cloruro de magnesio 0.20 M
 - Cloruro de cromo (III) 0.050M
 - Hipoclorito de sodio 0.10 M.
- ¿Cuál será la concentración de ión cloruro en moles/L?. Todas las sales se encuentran disociadas al 100%. **Sol:** 0.65 M
- 54° Se dispone de ácido ortofosfórico al 85 % en peso con una densidad de 1.70 kg/L. Calcular:
- a) La molaridad, la fracción molar del ácido y la molalidad.
 - b) El volumen que se debe tomar para preparar 100 mL de una disolución 1.0 M de dicho ácido.
- Sol:** a) 14.7 M, 58 m, 0.51; b) 6.8 mL.
- 55° Una disolución de ácido clorhídrico concentrado tiene una densidad de 1.19g/mL y contiene un 36.8% de HCl en peso. Calcular:
- a) Molaridad de la disolución.
 - b) Volumen de esta disolución que necesitaremos para preparar 500 mL de disolución 0.60 M de HCl.
- Sol:** a) 12 M; b) 25 mL.
- 56° ¿Qué volumen de una disolución 2 N de ácido sulfúrico se podría obtener a partir de 8 kg de una piritita de hierro que contiene un 40 % de azufre, suponiendo que se recupere todo el azufre presente para la formación del ácido sulfúrico? **Sol:** 100 L.
- 57° Hallar la densidad de una disolución acuosa de sulfato de magnesio 3.56 N y del 18 % en peso. **Sol:** 1.19 g/cm³.
- 58° El ácido sulfúrico comercial que se encuentra en los laboratorios es 36 N. Si deseamos preparar 300 mL de dicho ácido 1 M. ¿Qué volumen del comercial deberemos tomar para diluir con agua? **Sol:** 16.67 mL.

Ejercicios de disoluciones ideales:

Ley de Raoult (disoluciones ideales): la relación entre la presión de vapor de cada componente en una solución ideal es dependiente de la presión de vapor de cada componente individual y de la fracción molar de cada componente en la solución.

$$p_i = p_i^{\circ} x_i$$

p_i \equiv Presión del componente i .

p_i° \equiv Presión del componente i puro.

Presión osmótica (Ecuación de Van't Hoff de la ósmosis):

$$\pi V = n_s RT$$

π \equiv Presión osmótica.

n_s \equiv número de moles de soluto.

Ejercicios de disoluciones ideales y ósmosis:

1° Calcular la presión de vapor en mm de Hg de cada una de las siguientes disoluciones:

- 1 mol de sacarosa en 49 moles de agua.
- 2 moles de sacarosa en 10 L de agua.
- 100 g de sacarosa en 500 g de agua.

Dato: Presión de vapor del agua pura 31.5 mm de Hg

Sol: a) 30.87 mm de Hg; b) 31.39 mm de Hg; 31.17 mm de Hg.

2° Una caja rígida de 2 m³ de volumen está ocupada, inicialmente, por dos soluciones ideales en equilibrio, una gaseosa y otra líquida, a la temperatura de 300 K. Cada fase ocupa la mitad de volumen de la caja. Las soluciones están constituidas por dos sustancias A y B. La presión de vapor de A en equilibrio con el líquido puro a esta temperatura es 0.08 bar. La presión de vapor de B en equilibrio con el líquido puro a esta temperatura es 0.2 bar. En la solución líquida las fracciones molares de A y B son, respectivamente 0.25 y 0.75. Calcule:

- Las presiones parciales de A y B en la fase gaseosa y la presión total.
- Los números de moles de A y B en la fase gaseosa.

Sol: $p_A = 0.0197$ atm, $p_B = 0.148$ atm y $p = 0.167$ atm; b) $n_A = 0.8$ mol y $n_B = 6.02$ mol.

3° Se disuelve sacarosa (masa molar 342 g/mol) en agua hasta conseguir una concentración de 17.1 g/L. ¿Qué presión osmótica ejercerá esa disolución a la temperatura de 15 °C? **Sol:** 1.18 atm.

4° En un osmómetro abierto asciende una disolución acuosa, de densidad 1 g/cm³, 1.272 m por encima de la superficie libre del agua. La concentración de soluto es de 1.71 g/L y la temperatura de 300 K. Calcular la masa molecular del soluto. **Sol:** 341.6 g/mol.

Ejercicios de leyes ponderales y de composición porcentual:

Ley de conservación de la masa o de Lavoisier: La masa de los reactivos es igual a la masa de los productos en toda reacción química.

Ley de las proporciones definidas o de Proust: Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen siempre en una relación en peso constante.

Ley de las proporciones múltiples o de Dalton: Cuando dos o más elementos pueden formar más de un compuesto, las cantidades de uno de ellos que se combinan con una cantidad fija del otro, guardan entre sí relación de números enteros sencillos.

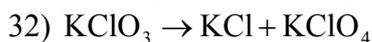
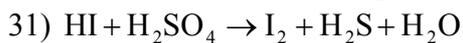
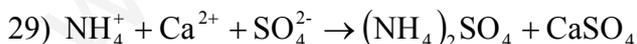
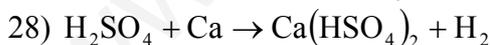
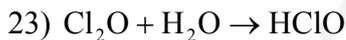
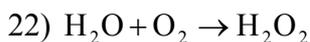
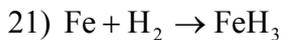
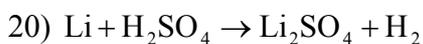
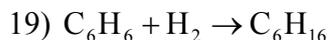
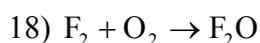
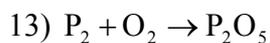
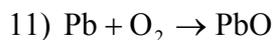
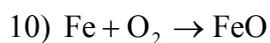
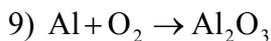
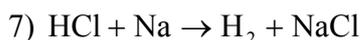
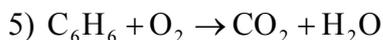
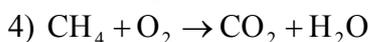
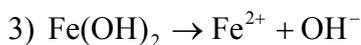
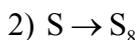
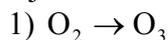
Ley de los volúmenes de combinación o de Gay-Lussac: En cualquier reacción química los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen en la misma, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en una relación de números enteros sencillos.

Ejercicios:

- 1° A partir de 0.8755 g, 1.3601 g y 1.9736 g de aluminio se forman 1.654 g, 2.5699 g y 3.7290 g de óxido de aluminio, respectivamente. Comprobar que se cumple la ley de las proporciones definidas.
Sol: Todas las relaciones dan 0.889, cumple la ley de las proporciones definidas.
- 2° La composición centesimal del bromuro de potasio es 67.14 % de bromo y 32.86 % de potasio. Si preparamos una reacción entre 36.60 g de bromo y 25.62 g de potasio, ¿qué cantidad de potasio quedará sin reaccionar? **Sol:** 7.71 g.
- 3° El manganeso forma tres óxidos, en los que los porcentajes de oxígeno son 22.54 %, 30.38 % y 36.78 %. ¿Cumple la ley de las proporciones múltiples? **Sol:** Si.
- 4° Tres óxidos de nitrógeno contienen 36.35 %, 53.32 % y 69.55 % de oxígeno, respectivamente. ¿Cumple la ley de las proporciones múltiples? **Sol:** Si.
- 5° Qué cantidad de hierro habrá en 150 g de óxido de hierro (III) puro? **Sol:** 104.92 g.
- 6° En un mineral de blenda, ZnS, de un 42.8 % de pureza, ¿qué tanto por ciento de cinc se encuentra presente? **Sol:** 28.72 %.
- 7° Tenemos 150 g de una muestra de oligisto (Fe_2O_3) tiene un 25 % de impurezas. ¿Qué cantidad de hierro existe en ella? **Sol:** 78.69 g.
- 8° Cierta recipiente contiene 18 g de oxígeno y 4.5 g de carbono. Al realizar la combustión de este último, se comprueba que han quedado sin reaccionar 6.01 g de oxígeno. Calcula cuál ha sido la razón de combinación entre las masas del oxígeno y del carbono. **Sol:** 2.66/1.
- 9° El hierro forma dos compuestos diferentes en su combinación con el cloro. Uno de ellos contiene 44% de Fe y el otro 34.4% en peso. Calcula la razón de combinación entre las masas del cloro y del hierro en cada cloruro y demuestra que en estos compuestos se cumple la ley de las proporciones múltiples. **Sol:** 1.27/1; 1.94/1.

Ajuste de reacciones químicas:

1º Ajustar las siguientes reacciones químicas:



Sol:

- 1) $3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{O}_3$
- 2) $8\text{S} \rightarrow \text{S}_8$
- 3) $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^-$
- 4) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{C}_6\text{H}_6 + \frac{15}{2}\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
- 7) $\text{HCl} + \text{Na} \rightarrow \frac{1}{2}\text{H}_2 + \text{NaCl}$
- 8) $3\text{H}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$
- 9) $2\text{Al} + \frac{3}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
- 10) $2\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{FeO}$
- 11) $2\text{Pb} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{PbO}$
- 12) $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
- 13) $2\text{P}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_5$
- 14) $16\text{Li} + \text{S}_8 \rightarrow 8\text{Li}_2\text{S}$
- 15) $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{HClO}_3$
- 16) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} \rightarrow 3\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_3\text{PO}_4$
- 17) $\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2\text{Cd} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 18) $2\text{F}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{F}_2\text{O}$
- 19) $\text{C}_6\text{H}_6 + 5\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{16}$
- 20) $2\text{Li} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2$
- 21) $2\text{Fe} + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{FeH}_3$
- 22) $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_2$
- 23) $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HClO}$
- 24) $\text{P}_2\text{O}_5 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
- 25) $\text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{SiO}_4$
- 26) $2\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- 27) $3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{HSO}_4)_3 + \frac{3}{2}\text{H}_2$
- 28) $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_4)_2 + \text{H}_2$
- 29) $2\text{NH}_4^+ + \text{Ca}^{2+} + 2\text{SO}_4^{2-} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{CaSO}_4$
- 30) $\text{KMnO}_4 + 8\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \frac{5}{2}\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- 31) $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
- 32) $4\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + 3\text{KClO}_4$
- 33) $\text{KIO}_3 + 5\text{KI} + 6\text{HCl} \rightarrow 6\text{KCl} + 3\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 34) $2\text{HNO}_3 + 3\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}$

Ejercicios de estequiometría:

- 1º El ácido sulfúrico reacciona con el cloruro de sodio produciendo sulfato de sodio y cloruro de hidrógeno gas. Calcula cuántos gramos de cloruro de hidrógeno se pueden obtener a partir de 46 g de NaCl. **Sol:** 28.7 g.
- 2º El carbonato de sodio reacciona con el ácido clorhídrico produciendo cloruro de sodio, dióxido de carbono y agua. Calcula la masa de dióxido de carbono y de agua que se obtiene al reaccionar completamente 15 g de carbonato de sodio.
Sol: 6.23 g de CO₂ y 2.55 g de H₂O.
- 3º Calcula los gramos de clorato de potasio que deben descomponerse por calentamiento para obtener 8 g de oxígeno. En la reacción también se obtiene cloruro de potasio.
Sol: 20.42 g.
- 4º El carbonato cálcico se descompone al calentarlo, en óxido de calcio y dióxido de carbono. Calcula la cantidad de dióxido de carbono y de óxido de calcio que se obtiene al descomponerse 200 g de carbonato de calcio.
Sol: 112 g de CaO y 88 g de CO₂
- 5º En una experiencia de laboratorio se hacen reaccionar 25 g de hidróxido cálcico con ácido nítrico. Los productos de la reacción son: nitrato cálcico y agua. Determina la cantidad de nitrato y de agua que se obtiene. ¿Qué cantidad debe utilizarse del otro reactivo? **Sol:** 55.4 g de nitrato, 12.2 g de agua, 42.6 g de ácido.
- 6º En algunos pueblos todavía se siguen blanqueando las casas con cal apagada (hidróxido de calcio) en disolución acuosa. Este líquido blanco se obtiene de la reacción de la cal viva (óxido de calcio) con el agua. Calcula:
a) la cantidad de agua que debe reaccionar con 500 g de cal viva
b) la cantidad de hidróxido de calcio que se obtendrá.
Sol: 160.71 g de agua, 660.71 g de hidróxido.
- 7º El ácido sulfúrico reacciona con el hidróxido de aluminio para dar sulfato de aluminio y agua. ¿Qué cantidad de reactivos son necesarios para obtener 10g de sulfato?
Sol: 8.59 g de ácido, 4.56 g de hidróxido.
- 8º El carbonato de sodio reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de sodio, anhídrido carbónico y agua. Calcula:
a) la cantidad de anhídrido que se formará a partir de 16g de carbonato de sodio
c) la cantidad de ácido que se utilizó
Sol: a) 6.64 g de anhídrido, b) 11.01 g de ácido.
- 9º Se ha quemado magnesio (reacción con el oxígeno) y se obtuvieron 12 g de óxido de magnesio (II). ¿Cuánto magnesio se quemó? ¿Qué volumen de oxígeno medido en condiciones normales se quemó? **Sol:** 7.23 g de magnesio, 3.33 litros de oxígeno.
- 10º El cinc reacciona con el ácido clorhídrico en disolución formando cloruro de cinc y desprendiendo burbujas de hidrógeno (gas). Determina el volumen hidrógeno, en condiciones normales, que se producirá al hacer reaccionar 0.5 g de cinc con dicho ácido. **Sol:** 0.17 L de hidrógeno.

- 11° Una forma de obtención del amoníaco es hacer reaccionar cloruro amónico (NH_4Cl) con óxido de calcio, obteniéndose cloruro de calcio, agua y amoníaco. ¿Cuánto cloruro amónico se necesita para obtener 3.5 litros de amoníaco gaseoso en condiciones normales? **Sol:** 8.35 g.
- 12° En la reacción del aluminio con el ácido sulfúrico (H_2SO_4) se obtiene sulfato de aluminio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) e hidrógeno (H_2). Calcula el volumen de hidrógeno que se obtiene, en condiciones normales, al hacer reaccionar 5 g de aluminio con la cantidad necesaria de ácido. ¿Qué volumen ocuparía el gas obtenido si se encontrase a 2.5 atm y 100 °C? **Sol:** 6.22 L en condiciones normales y 3.49 L en las otras.
- 13° Se hacen reaccionar 100 g de carbonato cálcico con ácido sulfúrico, dando sulfato cálcico, dióxido de carbono y agua. ¿Qué volumen ocupará el gas desprendido a 27 °C y 2 atm? **Sol:** 12.30 L.
- 14° Calcula:
- El volumen del anhídrido carbónico (medido en condiciones normales) que se producirá en la combustión completa de 14 g de butano.
 - Los litros de oxígeno (medido en condiciones normales) que han de reaccionar con butano para que se produzcan 100 litros de CO_2 .
- Sol:** 21.62 L de CO_2 y 162.5 L de O_2 .
- 15° El metano reacciona con el oxígeno y se obtiene dióxido de carbono y vapor de agua. La reacción es exotérmica y se desprenden 210 kcal por cada mol de metano que reacciona. Igualar la reacción y calcula:
- Los moles de agua que se forman por cada 100 g de metano que reacciona
 - Los kilojulios que se liberan si reaccionan 110 L de metano, medidos en condiciones normales.
- Dato: 1 julio = 0.24 calorías.
Sol: a) 12.5 moles b) 4296.87 kJ.
- 16° El propano gas, C_3H_8 , se quema en presencia de oxígeno con formación de dióxido de carbono y vapor de agua. Calcula cuantos gramos de propano deben quemarse para producir 50 L de dióxido de carbono, medidos a 25 °C y 740 mm. **Sol:** 29.1 g.
- 17° La reacción del nitrógeno gas con el oxígeno gas da lugar a la formación de dióxido de nitrógeno gas. Calcula los litros de nitrógeno, medidos a 20 °C y 750 mm de Hg, necesarios para obtener 100 g de dióxido de nitrógeno. **Sol:** 26.45 L.
- 18° El amoníaco se obtiene haciendo reaccionar nitrógeno con hidrógeno. Calcula el volumen de hidrógeno que será necesario utilizar para que en la reacción se obtengan 20 litros de amoníaco medidos en condiciones normales. Determina el volumen de nitrógeno que se necesitó en la reacción. **Sol:** 30 L de H_2 y 10 L de N_2 .
- 19° Cuando el carbonato de calcio reacciona con el ácido clorhídrico, se obtienen cloruro de calcio, dióxido de carbono gas y agua.
- Calcula el volumen de dióxido de carbono, en condiciones normales, formado cuando reaccionan totalmente 100 g de carbonato.
 - Calcula los gramos de cloruro de calcio que se obtienen en la misma reacción.
- Sol:** a) 22.38 L; b) 110.88 g.

20° Al reaccionar 2.158 g de hierro con ácido sulfúrico en exceso, se forma el sulfato y se desprenden 982 mL de hidrógeno, medidos a 25 °C y 730 mm de Hg. El sulfato formado es ferroso o férrico. (Se supone que se forma o solo férrico o solo ferroso).

Sol: Ferroso.

21° La oxidación catalítica del amoníaco por medio de oxígeno produce monóxido de nitrógeno y agua.

a) Calcula el volumen de oxígeno necesario, en condiciones normales, para producir 60 g de monóxido de nitrógeno gas.

b) Determina los gramos de agua que se producen.

Sol: a) 55.98 L; b) 54.03 g.

22° La reacción de combustión del etino es muy exotérmica, ya que por cada mol quemado se desprenden 1304 kilojulios. Calcular:

a) Los kilojulios que se desprenden al quemar 52 g de etino.

b) El volumen de dióxido de carbono que se obtiene al quemar esos 52 g, en condiciones normales.

Sol: a) 2608 kJ b) 89.6 L.

23° La fermentación de la glucosa para producir alcohol etílico tiene lugar de acuerdo con la ecuación sin ajustar:



¿Qué masa de alcohol se producirá a partir de 4.25 kg glucosa? Suponer que la reacción tiene un rendimiento del 25 %. **Sol:** 543 g.

24° En la combustión del carbón (reacción con el oxígeno) se obtiene anhídrido carbónico. Si se queman 120 g de un carbón de 80 % de riqueza, determina el volumen de anhídrido carbónico obtenido y medido en CN. **Sol:** 179.2 L.

25° Calcular la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato cálcico es del 83.6%, que podrán ser atacados por 150 mL de disolución de ácido clorhídrico 1 N. **Sol:** 8.9 g.

26° La tiza está compuesta por carbonato de calcio y sulfato de calcio, con algunas impurezas de dióxido de silicio. Solamente el carbonato de calcio reacciona con ácido clorhídrico, produciendo cloruro de calcio, agua y dióxido de carbono. Calcular el porcentaje de carbonato de calcio en un trozo de tiza de 3.28 g si al reaccionar con un exceso de ácido clorhídrico se produce medio litro de dióxido de carbono medido en condiciones normales de presión y temperatura. **Sol:** 68%.

27° ¿Cuántos gramos de ácido acético comercial (97% en masa de $C_2H_4O_2$) deben reaccionar con un exceso de PCl_3 para obtener 75 g de cloruro de acetilo (C_2H_4OCl), si la reacción tiene un rendimiento del 78.2%? **Sol:** 74.6 g.

28° El ciclohexanol ($C_6H_{11}OH$) calentado con ácido sulfúrico o fosfórico, se transforma en ciclohexeno, C_6H_{10} .



Si el rendimiento de esta reacción es del 83%, ¿qué masa de ciclohexanol debe utilizarse para obtener 25 g de ciclohexeno? **Sol:** 38.5 g.

- 29° Una pequeña pieza de cinc se disuelve en 50 mL de ácido clorhídrico 1.035 M.

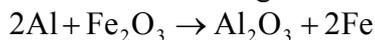
$$\text{Zn(s)} + 2\text{HCl(ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$$
 Cuando termina la reacción se determina otra vez la concentración de HCl de la muestra de 50 mL, resultando ser 0.812 M. ¿Cuál debe haber sido la masa de la pieza de cinc que se disolvió? **Sol:** 0.36 g.
- 30° ¿Qué volumen de NaOH 0.0962 M se necesitan exactamente para neutralizar 10 mL de HCl 0.128 M? **Sol:** 13.3 mL
- 31° Para neutralizar exactamente 10 mL de H₂SO₄(ac) 0.1012 M se precisan 23.31 mL de NaOH (aq). ¿Cuál debe ser la molaridad del NaOH(aq)? **Sol:** 0.087 M.
- 32° ¿Cuál es la normalidad de una disolución de NaOH, si 22.3 cm³ de la misma se neutralizan con 28 cm³ de otra disolución 0.1 M de ácido sulfúrico? **Sol:** 0.25 N.
- 33° El aluminio y el ácido clorhídrico reaccionan dando cloruro de aluminio y desprendiendo hidrógeno. Determinar la masa de cloruro de aluminio formado y la masa de aluminio o de ácido clorhídrico que quedan tras reaccionar 2.7 g de aluminio con 4 g de ácido clorhídrico. **Sol:** 4.9 g; quedan 1.7 g de Al y nada de clorhídrico.
- 34° ¿Cuántos gramos de H₂ se producen en la reacción de 1.84 g de aluminio con 75 mL de HCl 2.95 M? **Sol:** 0.204 g.
- 35° El cloruro de amonio reacciona con el sulfato de sodio para dar lugar a sulfato de amonio y cloruro de sodio. ¿Cuántos moles de sulfato de amonio podrán obtenerse a partir de 15,0 g de sulfato de sodio y 10,0 g de cloruro de amonio?
Sol: 0.105 moles.
- 36° ¿Cuántos gramos de NO(g) pueden producirse en la reacción de 1 mol de NH₃(g) y 1 mol de O₂(g)?

$$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$$
Sol: 24 g.
- 37° Una reacción secundaria en el proceso de fabricación del rayón a partir de pulpa de madera es:

$$3\text{CS}_2 + 6\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CS}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$$
 ¿Cuántos gramos de Na₂CS₃ se producen en la reacción de 92.5 mL de CS₂ líquido de densidad 1.26 g/mL con 2.78 moles de NaOH? **Sol:** 143 g.

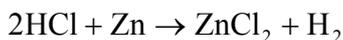
Ejercicios de estequiometría (reactivo limitante):

- 1° La soldadura aluminotérmica se basa en el calor generado en la reacción:



Si partimos de 100 g de cada uno de los reactivos, ¿qué masa de hierro podemos obtener? **Sol:** 70 g.

- 2° Tenemos la siguiente reacción:



Si partimos de 100 g de cada uno de los reactivos, ¿qué masa de hidrógeno podemos obtener? **Sol:** 2.7 g.

- 3° Se mezclan 80 g de HCl con 30 g de sodio. Determinar:

- El reactivo limitante.
- Los gramos de cloruro sódico formados.
- Volumen de hidrógeno desprendido y medido en condiciones normales.

Sol: a) El sodio; b) 76.05 g, c) 14.6 L.

- 4° Se hace reaccionar 25 g de oxígeno con 40 g de metano. Determinar:

- El reactivo limitante.
- El volumen de dióxido de carbono medido en condiciones normales.

Sol: a) El oxígeno; b) 8.7 L.

- 5° El ácido sulfúrico reacciona con el hierro para dar sulfato férrico e hidrógeno. Se tienen 196 g de ácido sulfúrico y 150 g de hierro que se mezclan para dar lugar a la reacción. Determinar:

- El reactivo limitante.
- Los gramos de reactivo que no reaccionan.

Sol: a) Ácido sulfúrico; b) $m_{\text{Fe}} = 75.33$ g.

- 6° Se mezclan 52 g de magnesio con 98 g de ácido sulfúrico. Determinar:

- El reactivo limitante
- Los gramos de reactivo sobrantes.

Sol: a) El ácido sulfúrico; b) 3.4 g.

- 7° Se mezclan para que reaccionen 50 g de ácido nítrico con 50 g de plata dando nitrato de plata e hidrógeno. Determinar:

- El reactivo limitante.
- Los gramos de reactivo que no reaccionan.
- Los gramos de nitrato de plata formados.

Sol: a) El ácido nítrico; b) 64.8 g de plata; c) 134.3 g.

- 8° Se mezclan 20 L de una disolución 1 M de H_2SO_4 con 5 L de una disolución 5 M de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Determinar:

- El reactivo limitante.
- Los gramos de sulfato cálcico formados.

Sol: a) El ácido sulfúrico; b) 1480 g.

- 9° Se mezclan 4 L de oxígeno y 5 L de butano medidos en condiciones normales. Un chispazo los hace reaccionar obteniéndose CO_2 y H_2O . Determina el reactivo limitante y los gramos de reactivo sobrante. **Sol:** El oxígeno es el limitante; 11.4 g de butano.

- 10° En unas determinadas condiciones de temperatura y presión, un calentador de agua que funciona quemando gas propano genera CO_2 cuando la cantidad de oxígeno en el aire está entre el 21% y el 10%, y CO cuando es de menos del 10%. Si se dispone de 80 L de aire (21% de O_2) y 40 L de butano, determina:
- El reactivo limitante.
 - Los gramos de CO y CO_2 formados.
- Sol:** a) El oxígeno del aire; b) 10.3 g de dióxido y 8.65 g de monóxido.

Problemas fórmula empírica y molecular:

- 1° En una botella tenemos solamente un compuesto puro en el que existen 1.8 moles de carbono, $2.89 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno y 9.6 g de oxígeno. Calcula la fórmula empírica del compuesto. **Sol:** $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.
- 2° Halla la fórmula molecular del vapor de un cloruro de aluminio sabiendo que 0.502 g de dicho compuesto calentados a 450 K originan 71.3 cm^3 de vapor medidos a la presión de 740 mm de Hg. **Sol:** Al_2Cl_6 .
- 3° Tenemos 2.485 g de un óxido de nitrógeno gaseoso, contenidos en un recipiente de 2.175 L, ejerciendo estos a 27°C una presión de 712 mm de Hg. Halla la fórmula molecular de dicho óxido.
- 4° El succinato de dibutilo es un repelente de insectos utilizado contra hormigas y cucarachas en las casas. Su composición es de un 62,58% de C; 9,63% de H y 27,79 de O. Su masa molecular determinada experimentalmente es de 230u. ¿Cuáles son las fórmulas empírica y molecular del succinato de dibutilo?
Sol: Fórmula empírica $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_2$, fórmula molecular $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_4$
- 5° Determina la fórmula empírica de:
- El raticida Warfarina, que contiene 74.03% de C, 5.19% de H y 20.78% de O, en masa.
 - El gas mostaza, utilizado como arma química, contiene 30.20% de C, 5.07% de H, 44.58% de Cl, y 20.16% de S, en masa.
- Sol:** a) $\text{C}_{19}\text{H}_{16}\text{O}_4$; b) $\text{C}_4\text{H}_8\text{Cl}_2\text{S}$.
- 6° La nicotina contiene C, H y N y tiene una masa molecular de 162g/mol. Cuando se quema una muestra de 0.385g se obtienen 1,072g dióxido de carbono, 0,307g de agua y 0.068g de nitrógeno. ¿Cuál es la fórmula empírica de este compuesto? ¿Cuál es la molecular si la nicotina tiene una masa molecular de 162u?
Sol: Fórmula empírica $\text{C}_5\text{H}_7\text{N}$ Fórmula molecular $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$
- 7° La vitamina C es indispensable para la prevención del escorbuto y en dosis grandes puede resultar efectiva para evitar los resfriados. La combustión de una muestra de 0.2g de este compuesto formado por carbono, hidrógeno y oxígeno produce 0.2998g de CO_2 y 0.0819g de H_2O . ¿Cuál es la fórmula empírica de la vitamina C? **Sol:** $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$.
- 8° Una muestra de un hidrocarburo produce 0.8661g de CO_2 y 0.2216g de H_2O en el análisis de los productos de la combustión. Se encuentra que su masa molecular es de 106u. Determina para este hidrocarburo su fórmula empírica y su fórmula molecular.
Sol: Fórmula empírica C_4H_5 , fórmula molecular C_8H_{10} .

- 9° En la reacción de 10.83g de Hg y 13.71g de I₂ resulta un compuesto puro. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto formado? **Sol:** HgI₂.
- 10° La dimetilhidracina es un compuesto formado por carbono, hidrógeno, y nitrógeno utilizado como combustible de cohetes. Cuando se quema por completo, una muestra de 0.505g produce 0.741g de CO₂ y 0.605g de H₂O. El contenido de nitrógeno de una muestra de 0.486g se convierte en 0.226g de N₂. ¿Cuál es la fórmula empírica de la dimetilhidracina? **Sol:** CH₄N.
- 11° La sal de Mohr es un sulfato de hierro y amonio, hidratado. Sabiendo que está formada por un 14.2% de Fe, 9.2% de NH₄⁺, 49% de SO₄⁻² y 27.6% de agua, determinar la fórmula más simple para esta sal. **Sol:** Fe(NH₄)₂(SO₄)₂·6H₂O.
- 12° La masa molar de un ácido monocarboxílico vale 167 y su composición centesimal es la siguiente: C: 50.29%, H: 2.99%, N: 8.38% y O: 38.32%. Calcúlese la fórmula molecular. **Sol:** C₇H₅O₄N.
- 13° Un compuesto contiene 24.2% de C, 4.0% de H y 71.8% de Cl. Sabiendo que un litro de dicho compuesto gaseoso medido a la presión de 710 mm de Hg y a 110 °C tiene una masa de 2.94 g; deducir su fórmula molecular. **Sol:** C₂H₄Cl₂.
- 14° Un compuesto orgánico contiene carbono e hidrógeno. Una muestra de 5g se vaporizó ocupando un volumen de 1.575cm³ a 760 mmHg de presión y 27°C. El análisis cuantitativo de una muestra similar indicó que contenía 4.616g de C y 0.348g de H. ¿De qué compuesto se trata? **Sol:** C₆H₆ Benceno o uno de sus isómeros.
- 15° Una muestra de 588 gramos de un hidrato de carbono (C_mH_{2n}O_n) se carboniza en ausencia del aire, desprendiéndose agua y quedando un residuo de carbono puro de 336g. Calcúlese la fórmula empírica de este hidrato de carbono. **Sol:** C₂H₂O.
- 16° Se coloca un compuesto orgánico en un horno de combustión, y a partir de una muestra de 0.5g se forman 0.9g de agua y 1.486g de CO₂. La determinación del peso molecular da un valor de 30. ¿Cuál es la fórmula de la sustancia? **Sol:** C₂H₆.
- 17° Un compuesto orgánico está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. Por combustión de 1.57 g de dicho compuesto se obtiene 3 g de dióxido de carbono y 1.842 g de vapor de agua. 0.412 g de dicho compuesto, en estado vapor, ocupan un volumen 216 cm³ a la temperatura de 450 K y 10⁵ Pas. Calcula la fórmula empírica, la fórmula molecular y el peso molecular de dicho compuesto.
Sol: Fórmula empírica C₂H₆O, peso molecular 46, fórmula molecular C₂H₆O.
- 18° En la combustión de un gramo de un compuesto orgánico, constituido por carbono, oxígeno e hidrógeno, se forman 0.9776 g de CO₂, 0.2001g de H₂O. Sabiendo que el peso molecular de dicho compuesto es aproximadamente 90, determínese su fórmula molecular. **Sol:** C₂O₄H₂.

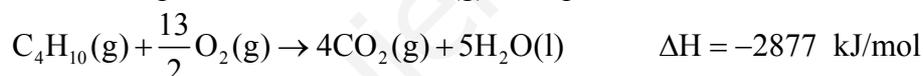
Ejercicios de termoquímica:

- 1° El carbón de coque es un combustible industrial muy importante. Calcular cuanta energía se obtiene a partir de una tonelada de carbón de coque. $\Delta H = -393.5$ kJ/mol de formación del CO_2 . **Sol:** $-3.28 \cdot 10^7$ kJ.
- 2° La entalpía de combustión del propano es de -2220 kJ/mol. Calcula la cantidad de agua ($c_{e(\text{agua})} = 4.18$ kJ/kg·K) que se puede calentar de 18 °C a 60 °C con 1 kg de propano. **Sol:** 287.4 g.
- 3° Cuando se disuelven 1.8 g de hidróxido de sodio en 400 mL de agua de un calorímetro, cuyo equivalente en agua es de 12 g, hay un incremento de temperatura de 1.2 K en el agua de disolución. Calcula la entalpía de disolución del hidróxido en esas condiciones de presión y temperatura suponiendo que el calor específico, tanto del agua como de la disolución, es en todo momento 4.18 J/g·K. **Sol:** 45.9 kJ/mol·K.
- 4° Después de su combustión completa, las siguientes sustancias ceden las cantidades de calor que se indican.
- 0.584 g de propano, proporcionan 29.4 kJ.
 - 0.136 g de alcanfor $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$, proporcionan 1.26 kcal.
 - 2.35 mL de acetona, $(\text{CH}_3)_2\text{CO}(\text{l})$ de densidad $\rho = 0.791$ g/mL, proporcionan unos 58.3 kJ.

Expresa sus calores de combustión respectivos en kilojulios por mol de sustancia.

Sol: a) $-2.22 \cdot 10^3$ kJ; b) $-5.9 \cdot 10^3$ kJ/mol; c) $-1.82 \cdot 10^3$ kJ/mol.

- 5° La combustión completa del butano $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$, se representa mediante la ecuación:



Calcular cuanto calor, expresado en kilojulios, se desprende en la combustión completa de:

- 1.325 g de butano.
- 28.4 L de butano medidos en condiciones ideales (considerar el butano como un gas ideal).
- 12.6 L de butano medidos a 23.6 °C y 738 mm de Hg?

Sol: a) 65.59 kJ; b) $3.65 \cdot 10^3$ kJ; c) $1.45 \cdot 10^3$ kJ.

- 6° La combustión del metano que es el componente principal del gas natural, se representa mediante la ecuación:



- ¿Qué masa de metano, expresada en kilogramos, debe arder para que se libere un calor de $2.80 \cdot 10^7$ J?
- ¿Qué cantidad de calor, expresada en kilojulios, se libera en la combustión completa de $1.65 \cdot 10^4$ L de CH_4 medidos a 18.6 °C y 768 mm de Hg?
- Si la cantidad de calor calculada en el apartado (b) pudiese transferirse al agua con 100% de eficiencia, ¿qué volumen de agua, expresada en litros, podría calentarse de 8.8 a 60 °C?

Sol: a) 504 kg; b) $-6.21 \cdot 10^5$ kJ; c) $2.9 \cdot 10^3$ L.

7° La hidrogenación del benceno para transformarlo en ciclohexano constituye un proceso endotérmico que consume 205 kJ/mol de benceno. Calcula:

a) La cantidad de ciclohexano que se podrá obtener si se consumen 50 L de hidrógeno medidos en condiciones normales.

b) La cantidad de energía que se precisa en ese caso.

Sol: a) 62.44 g; b) 152.4 kJ.

8° El clorato potásico sólido se descompone en cloruro de potasio y oxígeno gas. Si ΔH es de -22.2 kJ/mol de clorato de descompuesto, calcula el calor desprendido o absorbido al obtener 11.2 L de oxígeno, medidos a 0°C y 1 atm. **Sol:** -7.4 kJ.

Ejercicios de termoquímica (entalpías de formación):

1° El calor de combustión de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) es: $\Delta H_{\text{comb}} = -2816$ kJ/mol, a 25°C y 1 atm de presión. Calcula la entalpía de formación de la glucosa.

Datos: $\Delta H_{\text{CO}_2(\text{g})} = -393.5$ kJ/mol; $\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})} = -285.8$ kJ/mol. **Sol:** -1260 kJ/mol.

2° La entalpía de combustión del propano es -526.3 kcal/mol y las entalpías de formación del dióxido de carbono y del agua (vapor) son -94.03 kcal/mol y -57.80 kcal/mol.

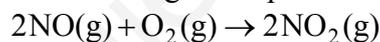
Calcula:

a) La entalpía de formación estándar del propano.

b) ¿Cuántos kilogramos de carbón ($\Delta H_{\text{combustión del carbón}} = -5$ kcal/mol) habría que quemar para que su combustión, con un rendimiento del 80%, produzca la misma cantidad de energía que la combustión de 1 kg de propano?

Sol: a) 13.01 kcal/mol; b) 22.9 kg.

3° Determinar la entalpía de reacción del siguiente proceso:



Conociendo las entalpías de formación:

$$\Delta H_{f; \text{NO}} = -21.6 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H_{f; \text{NO}_2} = -8.03 \text{ kcal/mol}$$

Sol: 27.1 kcal/mol.

4° Las entalpías de formación estándar del vapor de agua y del monóxido de carbono son respectivamente -241 kJ/mol y -119.5 kJ/mol. Calcule el calor obtenido al reaccionar un kilo de carbono con vapor de agua en exceso para dar monóxido de carbono e hidrógeno. **Sol:** 6750 kJ/mol.

5° En el metabolismo de la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, se obtiene como productos finales dióxido de carbono y agua. El calor liberado en el proceso se transforma en trabajo útil con un rendimiento del 70 %. Calcule la masa de glucosa metabolizada por una persona de 58 kg que sube a una montaña de 1450 m. Suponga que el trabajo realizado al subir es aproximadamente cuatro veces el necesario para simplemente elevar 58 kg a 1450 m de altura. Datos:

$$\Delta H_{f; \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = -1273.3 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{f; \text{CO}_2(\text{g})} = -393.5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{f; \text{H}_2\text{O}(\text{l})} = -285.8 \text{ kJ/mol}$$

Sol: 678.6g/mol.

- 6° La descomposición térmica del clorato de potasio origina cloruro de potasio y oxígeno. Después de ajustar la reacción, calcule la energía calorífica desprendida cuando se obtienen en el laboratorio 50 L de oxígeno, medidos a 25 °C y una atmósfera de presión. Datos:

$$\Delta H_{f; \text{KCl(s)}} = -436.5 \text{ kJ/mol}$$

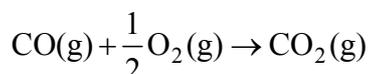
$$\Delta H_{f; \text{KClO}_3\text{(s)}} = -391.2 \text{ kJ/mol}$$

Sol: -92.69 kJ.

Ejercicios de termoquímica (Ley de Hess):

- 1° La entalpía de la reacción de hidrogenación del acetileno (a 25°C), para obtener etileno es -174.5 kJ/mol y la hidrogenación del etileno (también a 25°C) para obtener etano es -137.3 kJ/mol. ¿Cual será la entalpía de hidrogenación del acetileno (a 25°C) para obtener directamente etano? **Sol:** -311.8 kJ/mol.

- 2° Utilice la ley de Hess para determinar la ΔH de la reacción:

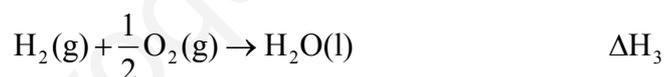
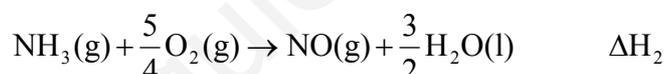
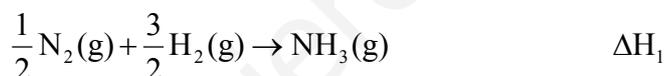


sabiendo que:

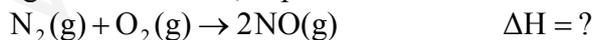


Sol: -282.97 kJ.

- 3° Conocida la siguiente información:

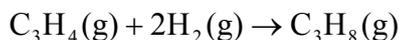


Determine ΔH de la siguiente reacción, expresándola en función de ΔH_1 , ΔH_2 y ΔH_3 .

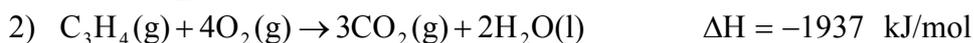


Sol: $2\Delta H_1 + 2\Delta H_2 - 3\Delta H_3$.

- 4° Utilice la ley de Hess para determinar ΔH de la reacción:

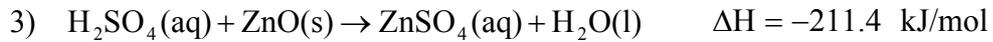
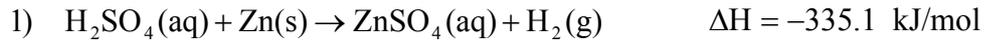


sabiendo que:



Sol: -290 kJ/mol.

5° A partir de los siguientes datos (todos a 298 K, 1 atm y en la misma concentración de las sustancias disueltas):



Calcular la entalpía de formación del óxido de cinc. **Sol:** -409.5 kJ/mol .

6° Determinar la entalpía de formación del ácido acético, a partir de las ecuaciones termoquímicas siguientes:



Sol: -116.8 kcal/mol .

7° Sabiendo que las entalpías de combustión estándar del hexano líquido, carbono sólido e hidrógeno gaseoso son respectivamente -4192 , -393.1 y -285.8 kJ/mol . Calcular:

a) La entalpía estándar de formación del hexano líquido

a) El número de moles de hidrógeno consumidos en la formación de una cantidad de hexano líquido que libera una energía de 30 kJ en su combustión.

Sol: a) -167.2 kJ/mol , b) 1.26 moles .

Ejercicios atómica y nuclear:

- 1° El uranio está formado, en la naturaleza, por tres isótopos de masas 234.04, 235.04 y 238.05 UMA. La abundancia relativa a cada uno es 0.0057%, 0.72 % y 99.27%, respectivamente. Calcula la masa atómica del uranio. **Sol:** 238.02 UMA.
- 2° El praseodimio (Pr) está formado, en la naturaleza, por tres isótopos de masas 140.72, 135.04 y 138.05 UMA. La abundancia relativa a cada uno es 99.37%; 0.0023% y 0.689%, respectivamente. Calcula la masa atómica del praseodimio. **Sol:** 140.79 UMA.
- 3° El cloro tiene dos isótopos: el 75.53% de los átomos de una muestra son de 35-Cl, cuya masa es de 34.97 UMA, y el 24.47% restante son de 37-Cl, de masa 36.97 UMA. Calcular el peso atómico del cloro. **Sol:** 35.45 UMA.
- 4° Los isótopos de la plata son 107-Ag y 109-Ag. La masa del primero es 106.90 UMA y su riqueza en la plata natural es 51.94%. ¿Cuál es la masa del otro isótopo si la masa de la plata es 107.87 UMA? **Sol:** 108.913 UMA.
- 5° El oxígeno tiene 3 isótopos $^{16}_8\text{O}$ (99,76%) con masa atómica 15.99 UMA, $^{17}_8\text{O}$ (0,037%) con un masa atómica de 16.99 UMA y $^{18}_8\text{O}$ (0,204%) con una masa de 17.99. ¿Cuál es la masa atómica del oxígeno? **Sol:** 15.99 UMA.
- 6° El silicio se presenta en la naturaleza con tres isótopos con las siguientes abundancias $^{28}_{14}\text{Si}$ (92.23%), $^{29}_{14}\text{Si}$ (4.67%) y $^{30}_{14}\text{Si}$ (3.10%). Tomar los números másicos como las masas reales de cada isótopo. Calcule el peso atómico del silicio. **Sol:** 28.11 UMA.
- 7° Calcula la masa atómica del carbono sabiendo que consta de un 98.89% de C-12 (12 u) y un 1.108% de C-13 (13.0034 u). **Sol:** 12.01 u.
- 8° Calcula la masa atómica del hidrógeno sabiendo que consta de un 99.98% de H-1 (1.0078 u) y un 0.015% de H-2 (2.0141 u). **Sol:** 1.008 u.
- 9° El oxígeno tiene dos isótopos: O-16 (15.9949 u) y O-17 (16.9991 u). Calcula el porcentaje de cada uno de ellos sabiendo que la masa atómica del oxígeno es 15.9994 u. **Sol:** 99.55% de O-16 y 0.45% de O-17.
- 10° El carbono tiene dos isótopos: C-12 (12 u) y C-13 (13.0034 u). Calcula el porcentaje de cada uno de ellos sabiendo que la masa atómica del carbono es 12.0112 u. **Sol:** 98.88% de C-12 y 1.12 % de C-13
- 11° La plata natural está constituida por una mezcla de dos isótopos de números másicos 107 y 109 que intervienen en las proporciones respectivas del 56% y del 44%. Deducir la masa atómica de la plata natural. **Sol:** 107.88 g.
- 12° El gas neón consta de tres isótopos de números másicos 20, 21 y 22. La abundancia del neón 21 es del 0.26%. Sabiendo que la masa atómica del neón natural es 20.18 UMA, calcula la abundancia de los dos isótopos restantes. **Sol:** El neón 20 es 90.87 % y el neón 22 es del 8.87%.

13° Completar la siguiente tabla referente a los isótopos, eléctricamente neutros, más famosos del hidrógeno, del carbono y del uranio:

		Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
Protio	${}^1_1\text{H}$					
Deuterio	${}^2_1\text{H}$					
Tritio	${}^3_1\text{H}$					
Carbono-12	${}^{12}_6\text{C}$					
Carbono-13	${}^{13}_6\text{C}$					
Carbono-14	${}^{14}_6\text{C}$					
Nitrógeno-13		7				
Nitrógeno-14					7	
Nitrógeno-15				7		
Oxígeno-16			8			
Oxígeno-17			9			
Oxígeno-18			10			
Uranio-234	${}^{234}_{92}\text{U}$					
Uranio-235	${}^{235}_{92}\text{U}$					
Uranio-238	${}^{238}_{92}\text{U}$					

Sol:

		Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
Protio	${}^1_1\text{H}$	1	0	1	1	1
Deuterio	${}^2_1\text{H}$	1	1	1	1	2
Tritio	${}^3_1\text{H}$	1	2	1	1	3
Carbono-12	${}^{12}_6\text{C}$	6	6	6	6	12
Carbono-13	${}^{13}_6\text{C}$	6	7	6	6	13
Carbono-14	${}^{14}_6\text{C}$	6	8	6	6	14
Nitrógeno-13	${}^{13}_7\text{N}$	7	6	7	7	13
Nitrógeno-14	${}^{14}_7\text{N}$	7	7	7	7	14
Nitrógeno-15	${}^{15}_7\text{N}$	7	8	7	7	15
Oxígeno-16	${}^{16}_8\text{O}$	8	8	8	8	16
Oxígeno-17	${}^{17}_8\text{O}$	8	9	8	8	17
Oxígeno-18	${}^{18}_8\text{O}$	8	10	8	8	18
Uranio-234	${}^{234}_{92}\text{U}$	92	142	92	92	234
Uranio-235	${}^{235}_{92}\text{U}$	92	143	92	92	235
Uranio-238	${}^{238}_{92}\text{U}$	92	146	92	92	238

14° Completa la siguiente tabla de átomos eléctricamente neutros:

	Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
${}_{92}^{235}\text{U}$						
${}_{6}^{13}\text{C}$						
${}_{2}^{4}\text{He}$						
	Pb			82		208
	Na	11	12			
	Al		15			28
${}_{30}^{66}\text{Zn}$						
${}_{4}^{10}\text{Be}$						
	O		9		8	
	La	57				139
	Ac				89	227
	I				89	127
${}_{71}^{175}\text{Lu}$		71				
${}_{37}^{85}\text{Rb}$		37				
${}_{48}^{112}\text{Cd}$		48				
	Fe		30		26	

Sol:

	Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
${}_{92}^{235}\text{U}$	U	92	143	92	92	235
${}_{6}^{13}\text{C}$	C	6	7	6	6	13
${}_{2}^{4}\text{He}$	He	2	2	2	2	4
${}_{82}^{208}\text{Pb}$	Pb	82	126	82	82	208
${}_{11}^{23}\text{Na}$	Na	11	12	11	11	23
${}_{13}^{28}\text{Al}$	Al	13	15	13	13	28
${}_{30}^{66}\text{Zn}$	Zn	30	36	30	30	66
${}_{4}^{10}\text{Be}$	Be	4	6	4	4	10
${}_{8}^{17}\text{O}$	O	8	9	8	8	17
${}_{57}^{139}\text{La}$	La	57	82	57	57	139
${}_{89}^{227}\text{Ac}$	Ac	89	138	89	89	227
${}_{53}^{127}\text{I}$	I	89	74	89	89	127
${}_{71}^{175}\text{Lu}$	Lu	71	104	71	71	175
${}_{37}^{85}\text{Rb}$	Rb	37	48	37	37	85
${}_{48}^{112}\text{Cd}$	Cd	48	64	48	48	112
${}_{26}^{56}\text{Fe}$	Fe	26	30	26	26	56

15° Completa la siguiente tabla de iones:

	Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
	Al	13	14	10		
	Ba	56	81	54		
	Rb	37	48	36		
	${}^{55}_{25}\text{Mn}^{2+}$					
	${}^{55}_{25}\text{Mn}^{3+}$					
	${}^{55}_{25}\text{Mn}^{4+}$					
	${}^{55}_{25}\text{Mn}^{7+}$					
	O			10	8	16
	As			36	33	75
	Ni			26	28	59
	Ni			25	28	59
	Hg	80		78		200
	Co	27		25		59
	Co	27		24		59
	Cu	29		28		64

Sol:

	Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
	${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$	13	14	10	13	27
	${}^{137}_{56}\text{Ba}^{2+}$	56	81	54	56	137
	${}^{85}_{37}\text{Rb}^{+}$	37	48	36	37	85
	${}^{55}_{25}\text{Mn}^{2+}$	25	30	23	25	55
	${}^{55}_{25}\text{Mn}^{3+}$	25	30	22	25	55
	${}^{55}_{25}\text{Mn}^{4+}$	25	30	21	25	55
	${}^{55}_{25}\text{Mn}^{7+}$	25	30	18	25	55
	${}^{16}_8\text{O}^{2-}$	8	8	10	8	16
	${}^{75}_{33}\text{As}^{3-}$	33	42	36	33	75
	${}^{59}_{28}\text{Ni}^{2+}$	28	31	26	28	59
	${}^{59}_{28}\text{Ni}^{3+}$	28	31	25	28	59
	${}^{200}_{80}\text{Hg}^{2+}$	80	120	78	80	200
	${}^{59}_{27}\text{Co}^{2+}$	27	32	25	27	59
	${}^{59}_{27}\text{Co}^{3+}$	27	32	24	27	59
	${}^{64}_{29}\text{Cu}^{+}$	29	35	28	29	64

Ejercicios de configuraciones electrónicas:

1º Determinar las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos:

- a) ${}^4_2\text{He}$ b) ${}^{13}_6\text{C}$ c) ${}^{23}_{11}\text{Na}$ d) ${}^{85}_{37}\text{Rb}$
e) ${}^{127}_{53}\text{I}$ f) ${}^{139}_{57}\text{La}$ g) ${}^{175}_{71}\text{Lu}$ h) ${}^{235}_{92}\text{U}$

Sol: a) 1. s^2 ; b) 1. s^2 2. $s^2 p^2$; c) 1. s^2 2. $s^2 p^6$ 3. s^1 ;
d) 1. s^2 2. $s^2 p^6$ 3. $s^2 p^6 d^{10}$ 4. $s^2 p^6$ 5. s^1 ;
e) 1. s^2 2. $s^2 p^6$ 3. $s^2 p^6 d^{10}$ 4. $s^2 p^6 d^{10}$ 5. $s^2 p^5$;
f) 1. s^2 2. $s^2 p^6$ 3. $s^2 p^6 d^{10}$ 4. $s^2 p^6 d^{10} f^1$ 5. $s^2 p^6$ 6. s^2 ;
g) 1. s^2 2. $s^2 p^6$ 3. $s^2 p^6 d^{10}$ 4. $s^2 p^6 d^{10} f^{14}$ 5. $s^2 p^6 d^1$ 6. s^2 ;
h) 1. s^2 2. $s^2 p^6$ 3. $s^2 p^6 d^{10}$ 4. $s^2 p^6 d^{10} f^{14}$ 5. $s^2 p^6 d^{10} f^4$ 6. $s^2 p^6 d^{10}$ 7. s^2 .

2º Determine las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos:

- a) ${}^{16}_8\text{O}^{2-}$ b) ${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$ c) ${}^{55}_{25}\text{Mn}^{4+}$ d) ${}^{59}_{28}\text{Ni}^{2+}$
e) ${}^{64}_{29}\text{Cu}^+$ f) ${}^{75}_{33}\text{As}^{3-}$ g) ${}^{137}_{56}\text{Ba}^{2+}$ h) ${}^{200}_{80}\text{Hg}^{2+}$

Sol: a) 1. s^2 2. $s^2 p^6$;
b) 1. s^2 2. $s^2 p^6$;
c) 1. s^2 2. $s^2 p^6$ 3. $s^2 p^6 d^1$ 4. s^2 ;
d) 1. s^2 2. $s^2 p^6$ 3. $s^2 p^6 d^6$ 4. s^2 ; e) 1. s^2 2. $s^2 p^6$ 3. $s^2 p^6 d^8$ 4. s^2 ;
f) 1. s^2 2. $s^2 p^6$ 3. $s^2 p^6 d^{10}$ 4. $s^2 p^6$;
g) 1. s^2 2. $s^2 p^6$ 3. $s^2 p^6 d^{10}$ 4. $s^2 p^6 d^{10}$ 5. $s^2 p^6 d^{10}$;
h) 1. s^2 2. $s^2 p^6$ 3. $s^2 p^6 d^{10}$ 4. $s^2 p^6 d^{10} f^{14}$ 5. $s^2 p^6 d^8$ 6. s^2 .

3º Escribe los números cuánticos de todos los electrones del nitrógeno.

Sol: (1, 0, 0, $+\frac{1}{2}$), (1, 0, 0, $-\frac{1}{2}$), (2, 0, 0, $+\frac{1}{2}$), (2, 0, 0, $-\frac{1}{2}$), (2, 1, -1, $+\frac{1}{2}$), (2, 1, 0, $+\frac{1}{2}$)
y (2, 1, 1, $+\frac{1}{2}$).

4º Indica cuales de las siguientes combinaciones de números cuánticos son correctas y el nombre de los orbitales que, en su caso, representan.

- a) (2, 1, -1, $+\frac{1}{2}$) b) (2, 1, 0, $+\frac{1}{2}$)
c) (1, 0, 0, 0) d) (3, 2, 1, $+\frac{1}{2}$)

Sol: Correctas b) y d), y son un orbital 2s y 3d.

5º Indica cuales de las siguientes combinaciones de números cuánticos son correctas y el nombre de los orbitales que, en su caso, representan.

- a) (1, 0, -1, $+\frac{1}{2}$) b) (2, 0, 0, $+\frac{1}{2}$)
c) (4, 3, 1, $-\frac{1}{2}$) d) (3, 2, 0, 1)

Sol: Correctas b) y c), y son un orbital 2s y 4f.

6º Considera la capa 3.

- a) ¿Cuántos subniveles de energía contiene?
b) ¿Cuántos orbitales?

Sol: a) 3 subniveles; b) 9 orbitales.

7º Considera la capa 4.

- a) ¿Cuántos subniveles de energía contiene?
b) ¿Cuántos orbitales?

Sol: a) 4 subniveles; b) 16 orbitales.

Ejercicios de física cuántica:

$$c = \lambda \nu \qquad E = h\nu = h \frac{c}{\lambda} \qquad \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Constante de Planck: $h = 6.63 \cdot 10^{-34}$ J.s.

Constante de Rydberg para el hidrógeno: $R_H = 1.097 \cdot 10^7$ m⁻¹.

Velocidad de la luz en el vacío: $c = 3 \cdot 10^8$ m/s.

Equivalencia entre julios y electronvoltios: $1.6 \cdot 10^{-19}$ J = 1 eV.

Ejercicios:

- 1º Hallar la frecuencia y la longitud de onda de una onda electromagnética de 200 MeV de energía. **Sol:** $4.83 \cdot 10^{22}$ Hz; $6.21 \cdot 10^{-15}$ m.
- 2º La diferencia de energía entre dos niveles de un átomo es de $9.5 \cdot 10^{-3}$ eV. Calcula la frecuencia y la longitud de onda de la radiación absorbida cuando un electrón sufre dicha transición. **Sol:** $2.29 \cdot 10^{12}$ Hz; $1.3 \cdot 10^{-4}$ m.
- 3º Las longitudes de onda de la luz visible se encuentran en el intervalo 7500 Å para el rojo y 400 Å para el violeta. Hallar el intervalo de energías de un fotón de luz de cada color. **Sol:** [$2.65 \cdot 10^{-19}$ J, $4.97 \cdot 10^{-19}$ J].
- 4º Una onda electromagnética tiene una frecuencia de $4 \cdot 10^{13}$ Hz. Calcula su longitud de onda y la energía, en eV, asociada a dicha frecuencia. **Sol:** $7.5 \cdot 10^{-6}$ m; 0.16 eV.
- 5º Un microondas doméstico proporciona 500 W a una frecuencia de 2450 MHz.
 - a) ¿Cuál es la longitud de onda de esta radiación?
 - b) ¿Cuál es la energía de cada fotón emitido?
 - c) ¿Cuántos fotones por segundo emite el microondas?**Sol:** a) 0.12 m; b) $1.6 \cdot 10^{-24}$ J; c) $3.1 \cdot 10^{26}$ fotones.
- 6º Un átomo emite fotones de luz verde con una longitud de onda de 540 nm. Calcula la diferencia energética entre los niveles atómicos que produjeron dicha radiación. **Sol:** $3.7 \cdot 10^{-19}$ J.
- 7º El color amarillo de la luz de sodio posee una longitud de onda de 5890 Å. Calcula en eV la diferencia energética correspondiente a la transición electrónica que produce. **Sol:** 2.1 eV.
- 8º Calcula la energía de un cuanto de luz de los siguientes tipos de radiación electromagnética:
 - a) Luz infrarroja ($\nu = 6.0 \cdot 10^{12}$ Hz).
 - b) Luz roja ($\nu = 4.9 \cdot 10^{14}$ Hz).
 - c) Luz azul ($\nu = 5.8 \cdot 10^{14}$ Hz).
 - d) Luz ultravioleta ($\nu = 3.0 \cdot 10^{15}$ Hz).
 - e) Rayos X ($\nu = 5.0 \cdot 10^{16}$ Hz).**Sol:** $4 \cdot 10^{-21}$ J; b) $3.3 \cdot 10^{-19}$ J; c) $3.8 \cdot 10^{-19}$ J; d) $2 \cdot 10^{-18}$ J; e) $3.3 \cdot 10^{-17}$ J.
- 9º El átomo de hidrógeno emite un fotón de 10.2 eV al pasar un electrón de un estado excitado al fundamental, cuya energía es de -13.6 eV. Calcula, en julios, la energía en el estado excitado. **Sol:** $-5.44 \cdot 10^{-19}$ J.

- 10° Se ha observado que los átomos de hidrógeno en su estado natural son capaces de absorber radiación ultravioleta de 1216 Å. Calcula la energía, en julios y en eV, asociada a dicha radiación. **Sol:** $1.63 \cdot 10^{-18}$ J; 10.2 eV.
- 11° Un electrón del átomo de hidrógeno pasa del estado fundamental de energía (-13.6 eV) al quinto, con una radiación de longitud de onda $9.5 \cdot 10^{-8}$ m. Calcula la frecuencia de la radiación y la energía del quinto nivel. **Sol:** $3.15 \cdot 10^{15}$ Hz; -0.5 eV.
- 12° Calcula la frecuencia que emite un electrón en el átomo de hidrógeno cuando pasa de una órbita $n = 4$ hasta la órbita $n = 1$. **Sol:** $3.08 \cdot 10^{15}$ Hz.
- 13° Calcula la longitud de onda que emite un electrón en el átomo de hidrógeno cuando pasa de una órbita $n = 5$ hasta la órbita $n = 2$. **Sol:** $4.34 \cdot 10^{-7}$ m.
- 14° Calcula la energía de la transición de un electrón del átomo de hidrógeno cuando salta de una órbita $n = 8$ a $n = 1$ expresándola en electrón voltios. **Sol:** 13.43 eV.