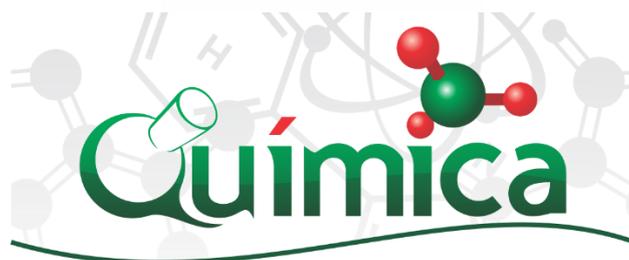




ACCÉS UNIVERSITAT
MAJORS DE 25 I 45 ANYS
Opció C
CIÈNCIES DE LA SALUD



INTRODUCCIÓN

ACCESO UNIVERSIDAD MAYORES DE 25 AÑOS

Acces Univ-Química

Información general

Examen

La fase general

- Comentario de texto o desarrollo de un tema general de actualidad.
- Lengua: castellano.
- Lengua: valenciano.
- Lengua extranjera: a elegir entre inglés, francés, alemán, italiano o portugués.

La fase específica

Constará de dos ejercicios y se estructura en cinco ramas de conocimiento:

- Artes y Humanidades. Los estudiantes se examinarán de dos asignaturas a escoger entre Filosofía, Historia, Dibujo Artístico o Técnicas de Expresión Plásticas.
- Ciencias. Los estudiantes se examinarán obligatoriamente de Matemáticas y escogerán una entre Física o Química.
- Ciencias de la Salud. Los estudiantes se examinarán obligatoriamente de Biología y escogerán una asignatura entre Física o Química.
- Ciencias Sociales y Jurídicas. Los estudiantes se examinarán de dos asignaturas a escoger entre Geografía, Historia o Matemáticas.
- Ingeniería y Arquitectura. Los estudiantes se examinarán obligatoriamente de Matemáticas y escogerán una entre Física o Dibujo Técnico.

QUÍMICA

Objetivos

Objetivos de carácter general (finalistas)

La química es una ciencia de importancia capital presente en todos los ámbitos de nuestra sociedad, con múltiples aplicaciones en otras áreas científicas, como la medicina, la tecnología de materiales, la industria farmacéutica, la industria alimentaria, la construcción y el medio ambiente entre otros. La utilización del método científico debe ser un referente obligado en cada uno de los temas que se desarrollan. Las implicaciones de la Química con la tecnología y la sociedad deben estar presentes al desarrollar cada una de las unidades didácticas que forman el currículo de esta materia.

Objetivos de carácter específico (instrumental)

- Aplicar con criterio y rigor las etapas características del método científico.
- Desarrollar con suficiencia las estrategias y las particularidades de la Química para realizar pequeñas investigaciones.
- Comprender y aplicar correctamente los principales conceptos de la Química, así como sus leyes, teorías y modelos.
- Resolver los problemas que se plantean en la vida cotidiana con la aplicación de los conocimientos que la Química nos proporciona.
- Comprender la naturaleza de la Química, entendiéndola perfectamente que esta materia tiene sus limitaciones y por lo tanto, no es una ciencia exacta como la física y las matemáticas.
- Relacionar los contenidos de la Química con otras áreas científicas como son: la Biología, la Geología, las Ciencias de la Tierra y medioambientales.
- Comprender las interacciones de la química con la tecnología y la sociedad, concienciando al alumno sobre las limitaciones y el buen uso que debe hacerse de esta área de conocimiento sobre la conservación de la naturaleza y el medio ambiente.
- Evaluar la información proveniente de otras áreas de saber para formarse una opinión propia, que permita al alumno expresarse con criterio en aquellos aspectos relacionados con la Química.

I. Comprender que la Química constituye, en si misma, una materia que sufre continuos avances y modificaciones; es, por lo tanto, su aprendizaje un proceso dinámico que requiere una actitud abierta y flexible frente a diversas opiniones.

J. Valorar las aportaciones de la Química a la tecnología y la sociedad.

Temario

Tema 1. Conceptos elementales

La composición de la materia: elementos, compuestos y mezclas.

Leyes ponderales de la combinatoria química

Fórmula química, composición centesimal, masa atómica, masa molecular y concepto de mol.

Reacciones químicas. Ajuste de reacciones químicas. Cálculos estequiométricos.

Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos.

Tema 2. Estructura atómica

Partículas subatómicas: electrón, protón y neutrón. Isótopos.

Modelo atómico de Böhr.

Introducción al modelo cuántico. Números cuánticos, niveles de energía, orbitales atómicos y configuraciones electrónicas de átomos e iones. Principio de exclusión de Pauli y regla de Hund.

Tabla periódica de los elementos. Variación periódica de las propiedades atómicas: radio atómico, energía de ionización y afinidad electrónica. Electronegatividad.

Tema 3. Enlace químico

Tipo de enlace

Enlace iónico Propiedades de los compuestos iónicos. Estructuras iónicas. Introducción al Ciclo de Born-Haber. Energía reticular.

Enlace covalente. Distribuciones electrónicas de Lewis. Geometría de las moléculas utilizando el modelo de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia. Concepto de polaridad de enlace. Momento dipolar.

Enlace metálico. Propiedades de las sustancias metálicas.

Tema 4. Estados de Agregación de la Materia

Estado gaseoso. Leyes de Avogadro, Boyle y Dalton. Ecuación del gas ideal. Fuerzas intermoleculares.

Estado líquido. Disoluciones. Molaridad. Fuerzas intermoleculares. Relación entre tipo de enlace y propiedades

Tema 5. Termodinámica química

Conceptos de entalpía y energía de enlace. Primer principio de la termodinámica.

Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Cálculo de entalpías de reacción utilizando la ley de Hess.

Tema 6. Equilibrio químico

Aspecto dinámico de las reacciones químicas: concepto dinámico del equilibrio.

Expresión de las constantes de equilibrio. Relación entre las constantes K_p y K_c . Equilibrios homogéneos y heterogéneos.

Factores que afectan al equilibrio: principio de Le Chatelier.

Tema 7. Reacciones de transferencia de protones

Definición de Arrhenius y de Brønsted-Lowry; limitaciones y aplicaciones.

Fuerza relativa de ácidos y bases. Constantes de disociación ácida y básica. Introducción al concepto de ácidos y bases fuertes y débiles.

Concepto de pH. Cálculo del pH de disoluciones acuosas de ácidos y bases fuertes y débiles de concentración conocida.

Hidrólisis de sales. Estudio cualitativo del pH resultante de disoluciones de sales de ácido fuerte y base fuerte, de ácido fuerte y base débil y de ácido débil y base fuerte.

Neutralizaciones de ácidos o bases monopróticas fuertes.

Tema 8. Reacciones de transferencia de electrones

Conceptos de oxidación y reducción: pares redox. Oxidantes y reductores.

Estado (número) de oxidación: ejercicios de estequiometría y ajuste de ecuaciones redox.

Escala de potenciales redox. Espontaneidad de las reacciones redox.
Estudio elemental de las pilas eléctricas y la electrólisis. Corrosión de metales.

Tema 9. Introducción a la Química Orgánica

Características de los enlaces del carbono: enlaces sencillos, dobles y triples. Tipo de cadenas carbonadas.
Grupos funcionales. Formulación y nomenclatura de compuestos orgánicos sencillos.
Sustancias orgánicas naturales: hidratos de carbono, lípidos y aminoácidos. Proteínas.
El petróleo: fuente de hidrocarburos.

Evaluación

El examen consistirá en dos problemas de los que el alumno deberá elegir uno, y de tres cuestiones teórico-prácticas, de las que el alumno responderá dos.

LOS TEMAS QUE SIGUEN SON UNA ADAPTACIÓN DEL PROGRAMA GENERAL Y SERÁN LOS QUE ESTUDIAREMOS:

Tema 1. Formulación y nomenclatura (QI y QO)

Tema 2. Cálculos estequiométricos en las reacciones químicas.

Tema 3. Termoquímica.

Tema 4. Estructura del átomo y Sistema Periódico.

Tema 5. El enlace y las moléculas.

Tema 6. Ácidos y bases. pH

Tema 7. Reacciones de oxidación-reducción. Redox.

RESUMEN DE TODO EL PROGRAMA



Tema 1

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE QUÍMICA INORGÁNICA Y ORGÁNICA



Formulación y nomenclatura

Valencias de los elementos y SP

SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS

FÍSICA Y QUÍMICA 1º BACHILLERATO

Configuración electrónica	s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶
Subniveles	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1s	1																	2
2s 2p	3 Li +1	4 Be +2											5 B +3, -3	6 C +2, +4, -4	7 N +3, +5, -3, -5	8 O -2	9 F -1	10 Ne
3s 3p	11 Na +1	12 Mg +2											13 Al +3	14 Si +4, -4	15 P +3, +5, -3	16 S +2, +4, -2	17 Cl +1, +3, +5, -1	18 Ar
4s 3d 4p	19 K +1	20 Ca +2	21 Sc +3	22 Ti +2, +3, +4	23 V +2, +3, +4, +5	24 Cr +2, +3, +6	25 Mn +2, +3, +4, +6, +7	26 Fe +2, +3	27 Co +2, +3	28 Ni +2, +3	29 Cu +1, +2	30 Zn +2	31 Ga +3	32 Ge +2, +4	33 As +3, +5, -3	34 Se +4, +6, -2	35 Br +1, +3, +5, -1	36 Kr
5s 4d 5p	37 Rb +1	38 Sr +2	39 Y +3	40 Zr +4	41 Nb +3, +5	42 Mo +6	43 Tc +7	44 Ru +3	45 Rh +3	46 Pd +2, +3, +4	47 Ag +1	48 Cd +2	49 In +3	50 Sn +2, +4	51 Sb +3, +5, -3	52 Te +4, +6, -2	53 I +1, +3, +5, -1	54 Xe
6s 4f 5d 6p	55 Cs +1	56 Ba +2	71 La +3	72 Hf +4	73 Ta +5	74 W +6	75 Re +7	76 Os +8	77 Ir +3, +4	78 Pt +2, +4	79 Au +1, +3	80 Hg +1, +2	81 Tl +1, +3	82 Pb +2, +4	83 Bi +3, +5	84 Po +2, +4, +6	85 At +1, +3, +5, -1	86 Rn
7s 5f 6d 7p	87 Fr +1	88 Ra +2	103 Lr +3	104 Rf +4	105 Db +5	106 Sg +6	107 Bh +7	108 Hs +8	109 Mt +7	110 Ds +8	111 Rg +9	112 Uub +10	113 Uut +11	114 Uuq +12	115 Uup +13	116 Uuh +14		
<p style="text-align: center;">*Un número entre paréntesis indica el número de masa atómica del isótopo conocido de vida media más larga.</p>																		

Propiedades físicas de Hidrógeno (H):

- Número atómico: 1
- Masa atómica (u)*: 1,01
- Densidad (g cm⁻³): 0,00009
- Símbolo: H
- Nombre: Hidrógeno
- Número de oxidación: +1, -1

Clasificación:

- Metales: Negro - sólido, Azul - líquido, Rojo - gas, Violeta - artificial
- Semimetales: (Color naranja)
- No metales: (Color verde)
- Gases nobles: (Color morado)

	f ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	f ⁶	f ⁷	f ⁸	f ⁹	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	f ¹⁴
Lantánidos 6	57 La +3	58 Ce +3, +4	59 Pr +3, +4	60 Nd +3, +4	61 Pm +3, +4	62 Sm +2, +3	63 Eu +2, +3	64 Gd +3	65 Tb +3	66 Dy +3	67 Ho +3	68 Er +3	69 Tm +3	70 Yb +2, +3
Actínidos 7	89 Ac +3	90 Th +4	91 Pa +4, +5	92 U +3, +4, +5, +6	93 Np +3, +4, +5, +6	94 Pu +3, +4, +5, +6	95 Am +3, +4, +5, +6	96 Cm +3	97 Bk +3, +4	98 Cf +3	99 Es +3	100 Fm +3	101 Md +3	102 No +3

LAS VALENCIAS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Introducción

La valencia, también conocida como *número de valencia*, es una medida de la cantidad de enlaces químicos formados por los átomos de un elemento químico.

Tipos de valencia

Valencia positiva máxima:

Es el número positivo que refleja la máxima capacidad de combinación de un átomo. Este número coincide con el Grupo de la Tabla Periódica al cual pertenece. Por ejemplo: el Cloro (Cl) es del Grupo VII A en la tabla, por lo que su valencia positiva máxima es 7.

Valencia negativa

Es el número negativo que refleja la capacidad que tiene un átomo de combinarse con otro pero que esté actuando con valencia positiva. Este número negativo se puede determinar contando lo que le falta a la valencia positiva máxima para llegar a 8, pero con signo -. Por ejemplo: a la valencia máxima positiva del átomo de cloro es 7, por lo que le falta un electrón para cumplir el octeto, entonces su valencia negativa será -1.

Definición IUPAC

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) ha hecho algunos intentos de llegar a una definición desambigua de valencia. La versión actual, adoptada en 1994, es la siguiente: La valencia es el máximo número de átomos univalentes (originalmente átomos de hidrógeno o cloro) que pueden combinarse con un átomo del elemento en consideración, o con un fragmento, o para el cual un átomo de este elemento puede ser sustituido.

VARIOS ESQUEMAS PARA APRENDERSE LAS VALENCIAS

Tabla de los elementos, con sus valencias

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

No Metales

ELEMENTO	SÍMBOLO	VALENCIA
Hidrógeno	H	- 1 , 1
Fluor	F	- 1
Cloro	Cl	- 1 , 1 , 3 , 5 , 7
Bromo	Br	- 1 , 1 , 3 , 5 , 7
Yodo	I	- 1 , 1 , 3 , 5 , 7
Oxígeno	O	- 2 , 2
Azufre	S	- 2 , 2 , 4 , 6
Selenio	Se	- 2 , 2 , 4 , 6
Telurio	Te	- 2 , 2 , 4 , 6
Nitrógeno	N	- 3 , 1 , 2 , 3 , 4 , 5
Fósforo	P	- 3 , 1 , 3 , 5
Arsénio	As	- 3 , 3 , 5
Antimonio	Sb	- 3 , 3 , 5
Boro	B	- 3 , 3
Bismuto	Bi	- 3 , 3 , 5
Carbono	C	- 4 , 2 , 4
Silicio	Si	- 4 , 4

Valencias de los elementos químicos más usuales

GRUPO IA		GRUPO IIA		GRUPO IIIA		GRUPO IVA	
H	1	Be	2	B	3	C	2, 4
Li	1	Mg	2	Al	3	Si	4
Na	1	Ca	2			Ge	2, 4
K	1	Sr	2			Sn	2, 4
Rb	1	Ba	2			Pb	2, 4
Cs	1	Ra	2				

GRUPO VA		GRUPO VIA		GRUPO VIIA	
N	1, 2, 3, 4, 5	O	2	F	1
P	1, 3, 5	S	2, 4, 6	Cl	1, 3, 5, 7
As	3, 5	Se	2, 4, 6	Br	1, 3, 5, 7
Sb	3, 5	Te	2, 4, 6	I	1, 3, 5, 7
Bi	3, 5				

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN							
Cu	1, 2	Zn	2	Fe	2, 3	Pd	2, 4
Ag	1	Cd	2	Co	2, 3	Pt	2, 4
Au	1, 3	Hg	1, 2	Ni	2, 3		
Ti	2, 3, 4	Mn	2, 3, 4, 5, 6, 7				
Cr	2, 3, 4, 5, 6	V	2, 3, 4, 5				

**VALENCIAS MÁS FRECUENTES
DE
ELEMENTOS QUÍMICOS MÁS CONOCIDOS**

NO METALES					
GRUPO 17 (Halógenos)			GRUPO 15 (Nitrogenoides)		
Flúor	F	-1	Nitrógeno	N	-3 +1, +2, +3, +4, +5
Cloro	Cl	-1 +1, +3, +5, +7	Fósforo	P	-3 +3, +5
Bromo	Br		Arsénico	As	
Yodo	I		Antimonio	Sb	
Astato	At		Bismuto	Bi	
GRUPO 16 (Anfígenos)			GRUPO 14 (Carbonoides)		
Oxígeno	O	-2	Carbono	C	-4 +2, +4
Azufre	S	-2 +2, +4, +6	Silicio	Si	-4 +4
Selenio	Se				
Teluro	Te				
GRUPO 13 (Térreos)					
Hidrógeno	H	-1, +1	Boro	B	-3 +3

METALES					
GRUPO 1 (Alcalinos)			GRUPO 2 (Alcalino-térreos)		
Litio	Li	+1	Berilio	Be	+2
Sodio	Na		Magnesio	Mg	
Potasio	K		Calcio	Ca	
Rubidio	Rb		Estroicio	Sr	
Cesio	Cs		Bario	Ba	
Francio	Fr		Radio	Ra	
Mercurio	Hg	+1, +2	Cinc	Zn	+2
Cobre	Cu		Cadmio	Cd	
Estaño	Sn	+2, +4	Hierro	Fe	+2, +3
Plomo	Pb		Cobalto	Co	
Platino	Pt		Niquel	Ni	
Paladio	Pd				
Oro	Au	+1, +3	Manganeso*	Mn	+2, +3, +4, +6, +7
Plata	Ag	+1	Cromo**	Cr	+2, +3, +6
Aluminio	Al	+3			

FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA

Combinaciones binarias del Oxígeno: ÓXIDOS

Deben nombrarse como óxidos tanto las combinaciones de oxígeno con metales como con no metales. Para formularlos se escribe siempre, a la izquierda, el elemento más electropositivo, intercambiándose los números de oxidación del oxígeno (-2) y del otro elemento.

Siempre se escribe en orden contrario a como se nombra. O sea se empieza a nombrar por el final de la fórmula. Y siempre el negativo va detrás. Esto sirve para todos los compuestos binarios. Fijaros bien en los ejemplos.

Algunos ejemplos son:

Li_2O	Óxido de litio	FeO	Óxido de hierro (II)
Cu_2O	Óxido de cobre (I)	MgO	Óxido de magnesio
Cr_2O_3	Óxido de cromo (III)	CaO	Óxido de calcio
Al_2O_3	Óxido de aluminio	PbO_2	Óxido de plomo (IV)
SiO_2	Óxido de silicio	N_2O_3	Óxido de nitrógeno (III)
N_2O	Óxido de nitrógeno (I)	Cl_2O_5	Óxido de cloro (V)

Combinaciones binarias del Hidrógeno

Los compuestos derivados de la combinación del hidrógeno con los restantes elementos son muy dispares, dada la peculiaridad del hidrógeno (puede ceder fácilmente su único electrón, pero también captar un electrón de otro átomo para adquirir la estructura electrónica del helio).

Las combinaciones del hidrógeno **con metales** se denominan hidruros, (El H actúa con valencia -1 y va detrás) algunos ejemplos son:

LiH	Hidruro de litio	AlH_3	Hidruro de aluminio
NaH	Hidruro de sodio	GaH_3	Hidruro de galio
KH	Hidruro de potasio	GeH_4	Hidruro de germanio
CsH	Hidruro de cesio	SnH_4	Hidruro de estaño
BeH_2	Hidruro de berilio	PbH_4	Hidruro de plomo(IV)
MgH_2	Hidruro de magnesio	CuH_2	Hidruro de cobre(II)
CaH_2	Hidruro de calcio	NiH_3	Hidruro de níquel (III)

Las combinaciones binarias del hidrógeno con oxígeno, nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, carbono y silicio tienen nombres comunes:

H_2O	Agua	NH_3	Amoníaco
PH_3	Fosfina	AsH_3	Arsina
SbH_3	Estibina	CH_4	Metano
SiH_4	Silano		

Las combinaciones del hidrógeno con F, Cl, Br, I, S, Se y Te se denominan hidrácidos debido a que tales compuestos, al disolverse en agua, dan disoluciones ácidas. El hidrógeno actúa con valencia +1 y va delante.

Fórmula	Nombre sistemático	(en disolución acuosa)
HF	Fluoruro de hidrógeno	Ácido fluorhídrico
HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno	Ácido bromhídrico
HI	Yoduro de hidrógeno	Ácido yodhídrico
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico
H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno	Ácido selenhídrico
H ₂ Te	Teluro de hidrógeno	Ácido telurhídrico

Otras combinaciones binarias

Las combinaciones binarias, que no sean ni óxidos ni hidruros, son las formadas por no metales con metales. Para formularlos se escribe a la izquierda el símbolo del metal, por ser el elemento más electropositivo. Para nombrarlos se le añade al nombre del no metal el sufijo -uro. Algunos ejemplos son:

CaF ₂	Fluoruro de calcio	FeCl ₂	Cloruro de hierro(II)
FeCl ₃	Cloruro de hierro(III)	CuBr	Bromuro de cobre(I)
CuBr ₂	Bromuro de cobre(II)	AlI ₃	Yoduro de aluminio
MnS	Sulfuro de manganeso(II)	MnS ₂	Sulfuro de manganeso(IV)
V ₂ S ₅	Sulfuro de vanadio(V)	Mg ₃ N ₂	Nitruro de magnesio
Ni ₂ Si	Siliciuro de níquel(II)	CrB	Boruro de cromo(III)

Hidróxidos

En este apartado vamos a ver unos compuestos formados por la combinación del anión hidroxilo (OH⁻) con diversos cationes metálicos (+). El OH al tener valencia -1 va detrás. El modo de nombrar estos hidróxidos es:

LiOH	Hidróxido de litio
Ba(OH) ₂	Hidróxido de bario
Fe(OH) ₂	Hidróxido de hierro (II)
Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro (III)
Cr(OH) ₂	Hidróxido de cromo (II)
NH ₄ (OH)	Hidróxido de amonio

Ácidos oxoácidos

Son compuestos capaces de ceder protones que contienen oxígeno en la molécula. Presentan la fórmula general: H_aXO_b en donde X es normalmente un no metal, aunque a veces puede ser también un metal de transición con un estado de oxidación elevado. Para nombrar los oxoácidos utilizaremos la nomenclatura tradicional con los sufijos -

oso e -ico, nomenclatura que está admitida por la IUPAC. Para formarlos se formula primero el óxido, se simplifica si se puede y se les suma H₂O y se simplifica si se puede.

Veremos ejemplos en clase

Oxoácidos del grupo de los halógenos

Los halógenos que forman oxoácidos son: cloro, bromo y yodo. En los tres casos los números de oxidación pueden ser +I, +III, +V y +VII. Al tener más de dos estados de oxidación junto a las terminaciones -oso e -ico, utilizaremos los prefijos hipo- (que quiere decir menos que) y per- (que significa superior), tendremos así los siguientes oxoácidos:

HClO	Ácido hipocloroso	HClO ₂	Ácido cloroso
HClO ₃	Ácido clórico	HClO ₄	Ácido perclórico
HBrO	Ácido hipobromoso	HBrO ₂	Ácido bromoso
HBrO ₃	Ácido brómico	HBrO ₄	Ácido perbrómico
HIO ₃	Ácido yódico	HIO ₄	Ácido peryódico

Oxoácidos del grupo VIA

De los oxoácidos de azufre, selenio y telurio, los más representativos son aquellos en los que el número de oxidación es +IV y +VI. Para estos ácidos se utilizan los sufijos -oso e -ico.

H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso	H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
H ₂ SeO ₃	Ácido selenioso	H ₂ SeO ₄	Ácido selénico
H ₂ TeO ₃	Ácido telurioso	H ₂ TeO ₄	Ácido telurico

Oxoácidos del grupo VA

Los ácidos más comunes del nitrógeno son el ácido nitroso y el ácido nítrico en los que el nitrógeno presenta número de oxidación +III y +V, respectivamente.

HNO ₂	Ácido nitroso	HNO ₃	Ácido nítrico
------------------	---------------	------------------	---------------

Los ácidos de fósforo más comunes son el fosfónico (antes llamado fosforoso, en el que el fósforo presenta número de oxidación +III) y el fosfórico (número de oxidación +V). Ambos ácidos son en realidad ortoácidos, es decir, contienen tres moléculas de agua en su formación. El prefijo "orto" no se dice.

$P_2O_3 + 3H_2O = H_6P_2O_6 = H_3PO_3$	Ácido fosfónico
$P_2O_5 + 3H_2O = H_6P_2O_8 = H_3PO_4$	Ácido fosfórico

No es necesario utilizar los términos ortofosfónico y ortofosfórico.

Oxoácidos del carbono y del silicio

El estado de oxidación, en ambos casos, es de +IV. Los más comunes son:

H ₂ CO ₃	Ácido carbónico
H ₄ SiO ₄	Ácido ortosilícico

Sales

Podemos considerar como sales los compuestos que son el resultado de la unión de una especie catiónica cualquiera con una especie aniónica distinta de H⁻, OH⁻ y O²⁻. Algunas sales ya las hemos visto cuando tratamos de las combinaciones binarias no metal-metal. Por ejemplo, compuestos como el KCl (cloruro de potasio) y Na₂S (sulfuro de sodio) son sales. Cuando el anión procede de un oxoácido debemos recordar que, los aniones llevan el sufijo -ito o -

ato según del ácido del que procedan. Para nombrar las sales basta tomar el nombre del anión y añadirle detrás el nombre del catión, tal como puede verse en los siguientes ejemplos:

Sal	Oxoanión de procedencia	Nombre
NaClO	ClO^-	Hipoclorito de sodio
NaClO ₂	ClO_2^-	Clorito de sodio
NaClO ₃	ClO_3^-	Clorato de sodio
NaClO ₄	ClO_4^-	Perclorato de sodio
K ₂ SO ₃	SO_3^{-2}	Sulfito de potasio
K ₂ SO ₄	SO_4^{-2}	Sulfato de potasio

Cationes y Aniones

Cationes

Cuando un átomo pierde electrones (los electrones de sus orbitales más externos, también llamados electrones de valencia) adquiere, como es lógico, una carga positiva neta. Para nombrar estas “especies químicas” basta anteponer la palabra catión o ion al nombre del elemento. En los casos en que el átomo puede adoptar distintos estados de oxidación se indica entre paréntesis. Algunos ejemplos son:

H ⁺	Ión hidrógeno	Li ⁺	Ión litio
Cu ⁺	Ión cobre (I)	Cu ⁺²	Ión cobre (II)
Fe ⁺²	Ión hierro (II)	Fe ⁺³	Ión hierro (III)
Sn ⁺²	Ión estaño (II)	Pb ⁺⁴	Ión plomo (IV)

Hay bastantes compuestos –como, por ejemplo, el amoníaco– que disponen de electrones libres, no compartidos. Estos compuestos se unen al catión hidrógeno, para dar una especie cargada positivamente. Para nombrar estas especies cargadas debe añadirse la terminación –onio tal como se ve en los siguientes ejemplos:

NH ₄ ⁺	Ión amonio
PH ₄ ⁺	Ión fosfonio
AsH ₄ ⁺	Ión arsonio
H ₃ O ⁺	Ión oxonio

Aniones

Se llaman aniones a las “especies químicas” cargadas negativamente. Los aniones más simples son los monoatómicos, que proceden de la ganancia de uno o más electrones por un elemento electronegativo. Para nombrar los iones monoatómicos se utiliza la terminación –uro, como en los siguientes ejemplos:

H ⁻	Ión hidruro	S ⁻²	Ión sulfuro
F ⁻	Ión fluoruro	Se ⁻²	Ión seleniuro
Cl ⁻	Ión cloruro	N ⁻³	Ión nitruro
Br ⁻	Ión bromuro	P ⁻³	Ión fosfuro
I ⁻	Ión yoduro	As ⁻³	Ión arseniuro

Los aniones poliatómicos se pueden considerar como provenientes de otras moléculas por pérdida de uno o más iones hidrógeno. El ion de este tipo más usual y sencillo es el ion hidroxilo (OH^-) que procede de la pérdida de un ion hidrógeno del agua. Sin embargo, la gran mayoría de los aniones poliatómicos proceden –o se puede considerar que proceden– de un ácido que ha perdido o cedido sus hidrógenos. Para nombrar estos aniones se utilizan los sufijos –ito y –ato según que el ácido de procedencia termine en –oso o en –ico, respectivamente.

HClO	Ácido hipocloroso	ClO^-	Ión hipoclorito
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	SO_3^{-2}	Ión sulfito
HClO_3	Ácido clórico	ClO_3^-	Ión clorato
HClO_4	Ácido perclórico	ClO_4^-	Ión perclorato
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	SO_4^{-2}	Ión sulfato

A menudo, para “construir” el nombre del anión, no se reemplazan simplemente las terminaciones oso-ico por ito-ato, sino que la raíz del nombre se contrae. Por ejemplo, no se dice iones sulfurito y sulfurato sino iones sulfito y sulfato.

Peróxidos

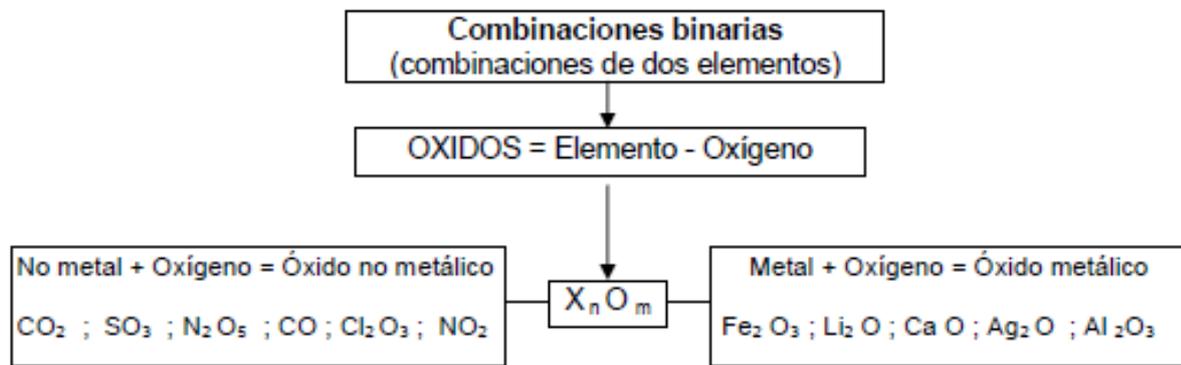
La formación de estos compuestos se debe a la posibilidad que tiene el oxígeno de enlazarse consigo mismo para formar el grupo peróxido: -O-O- o bien O_2^{2-}

Este grupo da lugar a compuestos como:

H_2O_2	Peróxido de hidrógeno
Li_2O_2	Peróxido de litio
Na_2O_2	Peróxido de sodio
BaO_2	Peróxido de bario
CuO_2	Peróxido de cobre (II)
ZnO_2	Peróxido de Zinc

REPASO

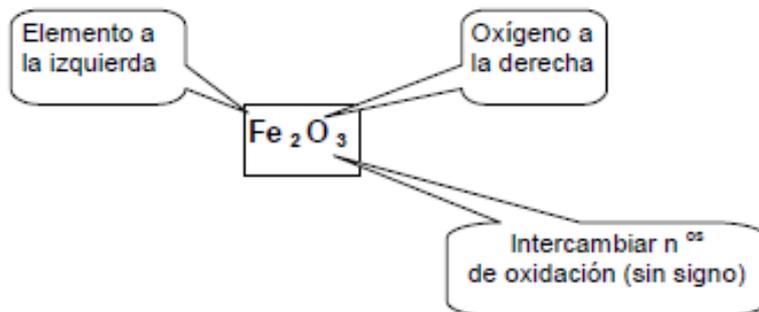
METALES	
Número de oxidación	Elementos
+ 1	Li, Na, K, Rb, Cs y Ag
+2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba ; Zn y Cd
+3	B, Al
+1, +2	Cu y Hg
+1, +3	Au
+2 , +3	Fe, Co, Ni
+2, +3, +6 (cromatos y dicromatos)	Cr
+2 , +3, (+4), +6 (manganatos), +7 (permanganatos)	Mn
+2, +4	Pt, Pb, Sn
NO METALES	
Número de oxidación	Elementos
-1	F
- 1, +1	H
- 2	O
-2 , +4, +6	S, Se, Te
- 3, +3, +5,	N, P, As, Sb
- 4 , +4	C, Si
-1, +1, +3, +5, +7	Cl, Br, I
GRUPOS POLIATÓMICOS	
+1	NH ₄ ⁺ ión (catión) amonio
- 1	CN ⁻ ión (anión) cianuro



N^{os} de oxidación	O : -2
	Metales: el suyo
	No metales: n^{os} oxid. +

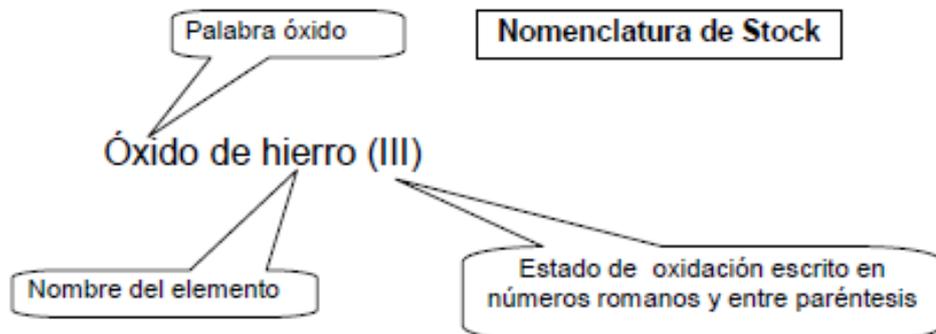
Para formular:

Óxido de hierro (III)

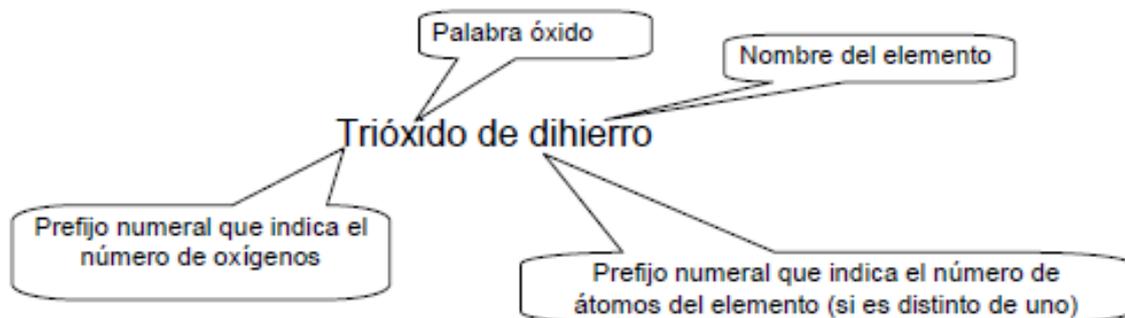


Para nombrar:

Fe_2O_3



Nomenclatura sistemática



Combinaciones binarias
(combinaciones de dos elementos)

PERÓXIDOS = Metal (generalmente alcalino o alcalino-térreo) - Grupo O_2^{-2} (grupo peróxido)

BaO_2 ; CaO_2 ; Li_2O_2 ; Ag_2O_2 ; Na_2O_2 ; Hg_2O_2 → X_nO_2 → La fórmula es simplificable, siempre que se respete la agrupación (O_2)

N ^{os} de oxidación	O: -1
	Metales: el suyo

Para formular:

Peróxido de sodio

Elemento a la izquierda → Na_2O_2 ← Grupo peróxido O_2^{-2} a la derecha

Intercambiar n^{os} de oxidación (sin signo). No es simplificable, ya que si dividimos los subíndices por dos, desaparecería la agrupación (O_2)

Peróxido de bario

Truco para formular peróxidos:
1. Formula el óxido:
 Na_2O
2. Añade un oxígeno más:
 Na_2O_2
Ten en cuenta que no se puede simplificar "si desaparece" el grupo (O_2)

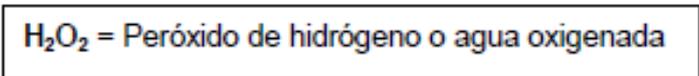
Elemento a la izquierda → $Ba_2(O_2)_2 = Ba_2O_4 = BaO_2$ ← Grupo peróxido O_2^{-2} a la derecha

Intercambiar n^{os} de oxidación (sin signo). Es simplificable, ya que si dividimos los subíndices por dos sigue presente la agrupación (O_2)

Para nombrar

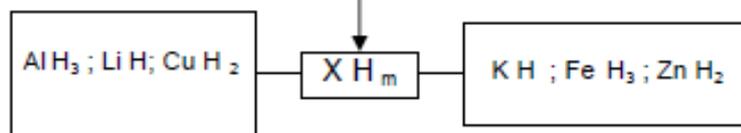


Palabra peróxido → Nombre del elemento → Peróxido de potasio



Combinaciones binarias
(combinaciones de dos elementos)

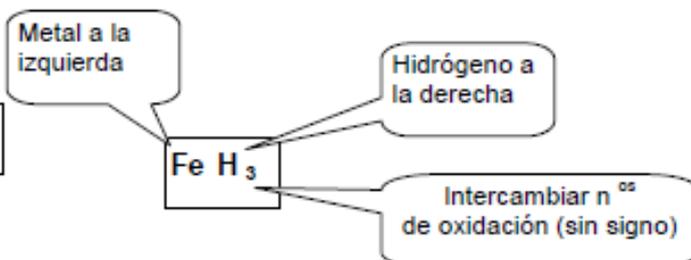
HIDRUROS = Metal - Hidrógeno



N ^{os} de oxidación	H : - 1
	Metales: el suyo

Para formular:

Hidruro de hierro (III)



Para nombrar:

CrH_2

Hidruro de cromo (II)

Palabra hidruro

Estado de oxidación escrito en números romanos y entre paréntesis

Nombre del metal

Dihidruro de cromo

Palabra hidruro

Prefijo numeral que indica el número de hidrógenos

Nombre del metal

Los hidruros no metálicos no se nombran como tales, todos ellos tienen nombres especiales, no sistemáticos:

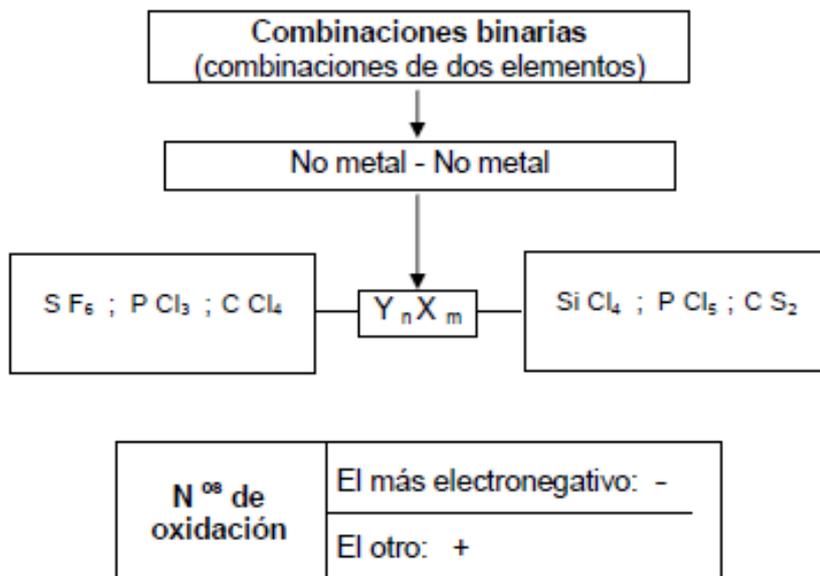
- CH_4 : Metano
- SiH_4 : Silano
- NH_3 : Amoniaco
- PH_3 : Fosfina
- AsH_3 : Arsina
- SbH_3 : Estibina

Las combinaciones binarias del hidrógeno con los no metales del grupo de los anfígenos y halógenos no se consideran hidruros. En ellos se invierte el orden entre el H y el elemento y se nombran de la siguiente forma (el segundo nombre: ácido... , se usa para disoluciones acuosas del gas)

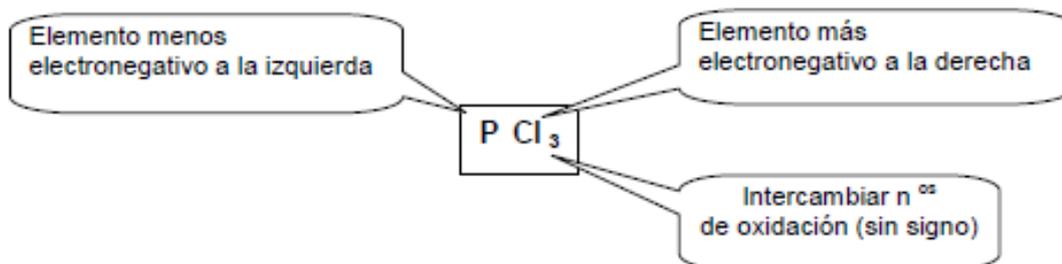
- HF : Fluoruro de hidrógeno o ácido fluorhídrico
- HCl : Cloruro de hidrógeno o ácido clorhídrico
- HBr : Bromuro de hidrógeno o ácido bromhídrico
- HI : Ioduro de hidrógeno o ácido iodhídrico
- H_2S : Sulfuro de hidrógeno o ácido sulfhídrico

N^{os} oxidación: H : +1 ; halógenos, anfígenos : est oxid (-)

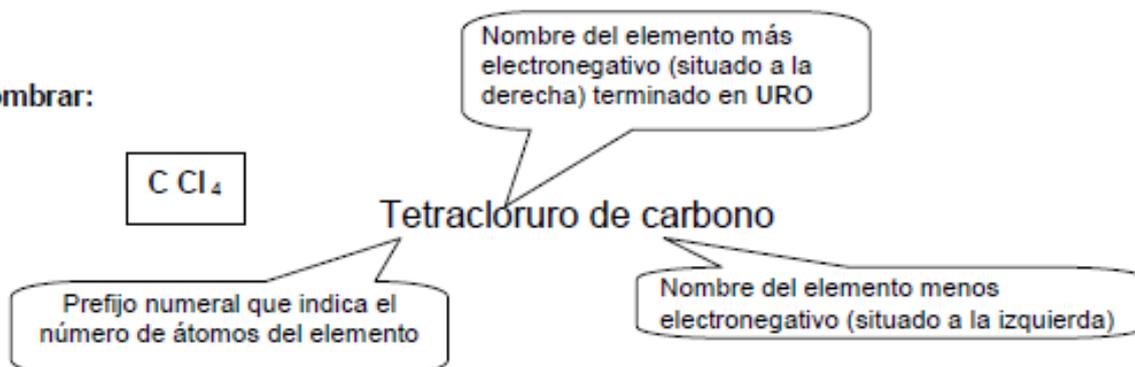
Los cuatro son gases y cuando se disuelven en agua se comportan como ácidos (de ahí el nombre: ácidos hidrácidos)

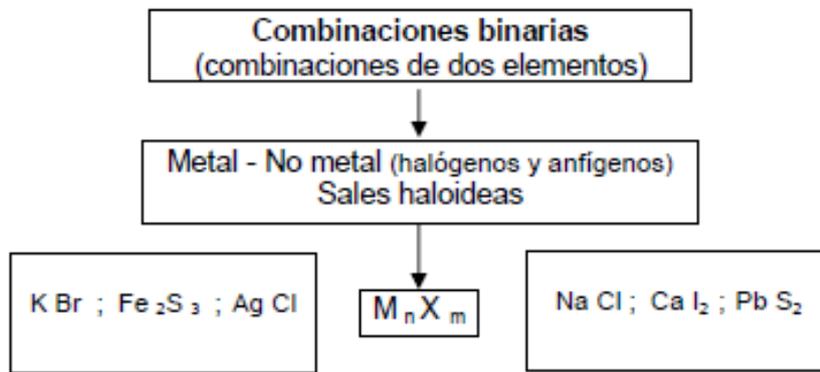


Para formular:



Para nombrar:

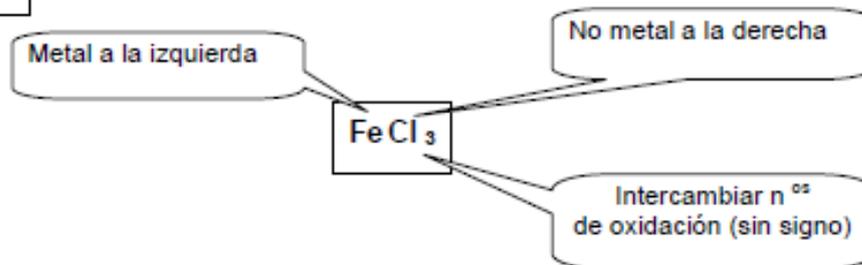




N^{os} de oxidación	No metal: -
	Metal: el suyo

Para formular:

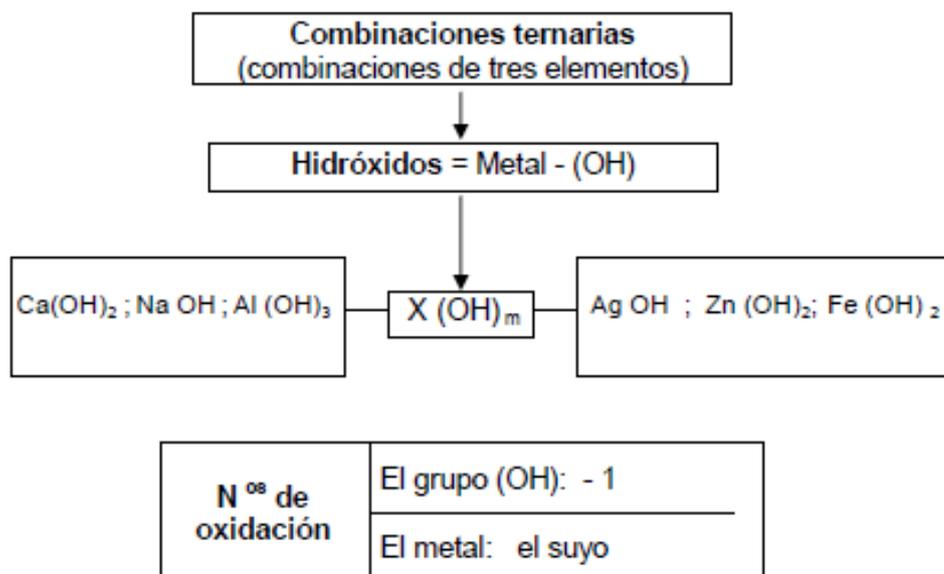
Cloruro de hierro (III)



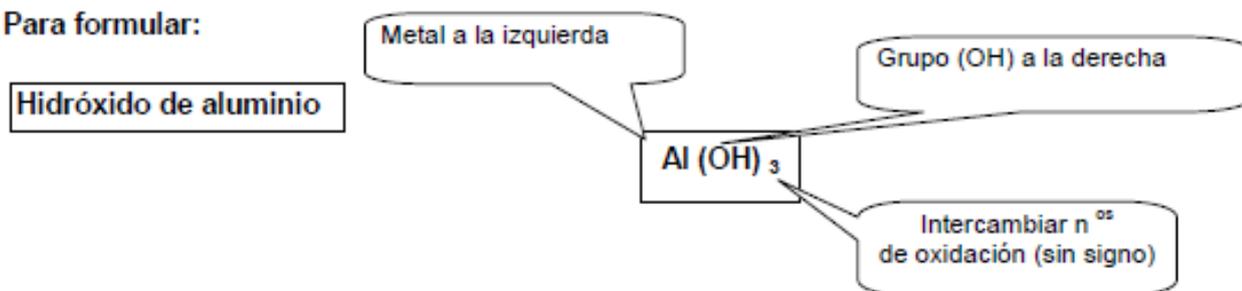
Para nombrar:

Pb S₂



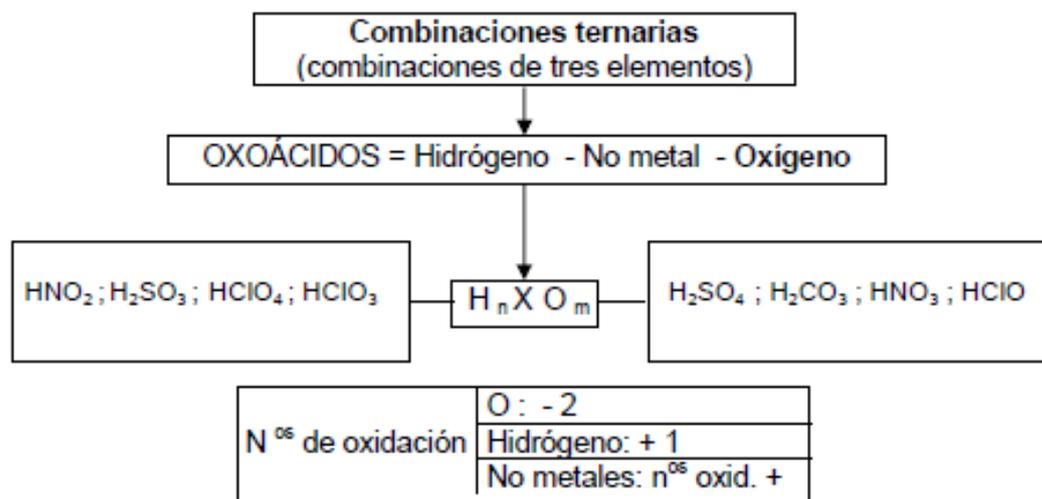


Para formular:



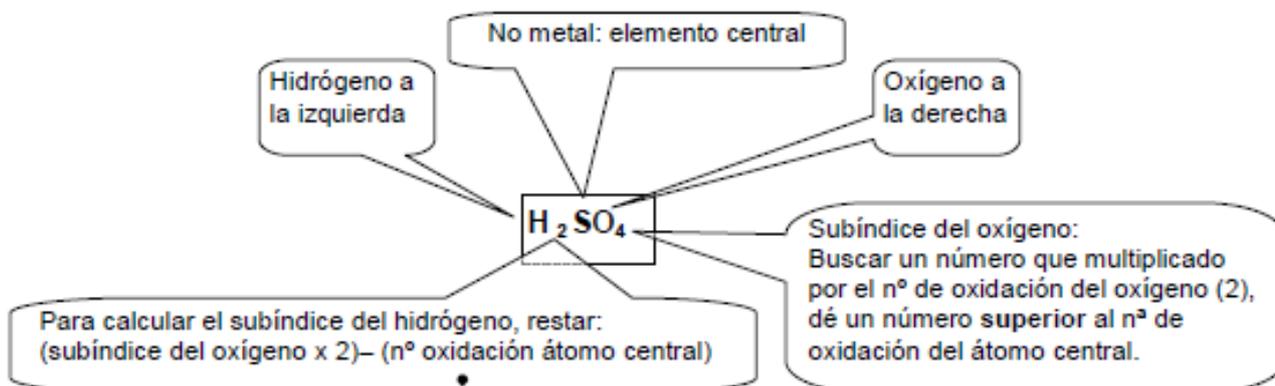
Para nombrar:





Para formular:

Ácido sulfúrico

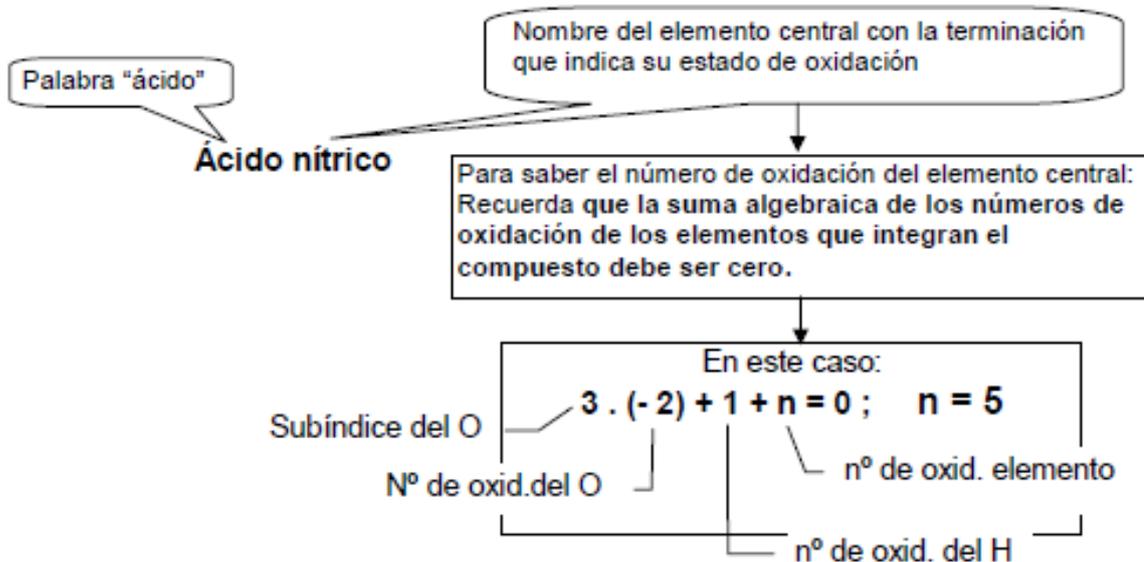


La terminación del átomo central nos indica su estado de oxidación:

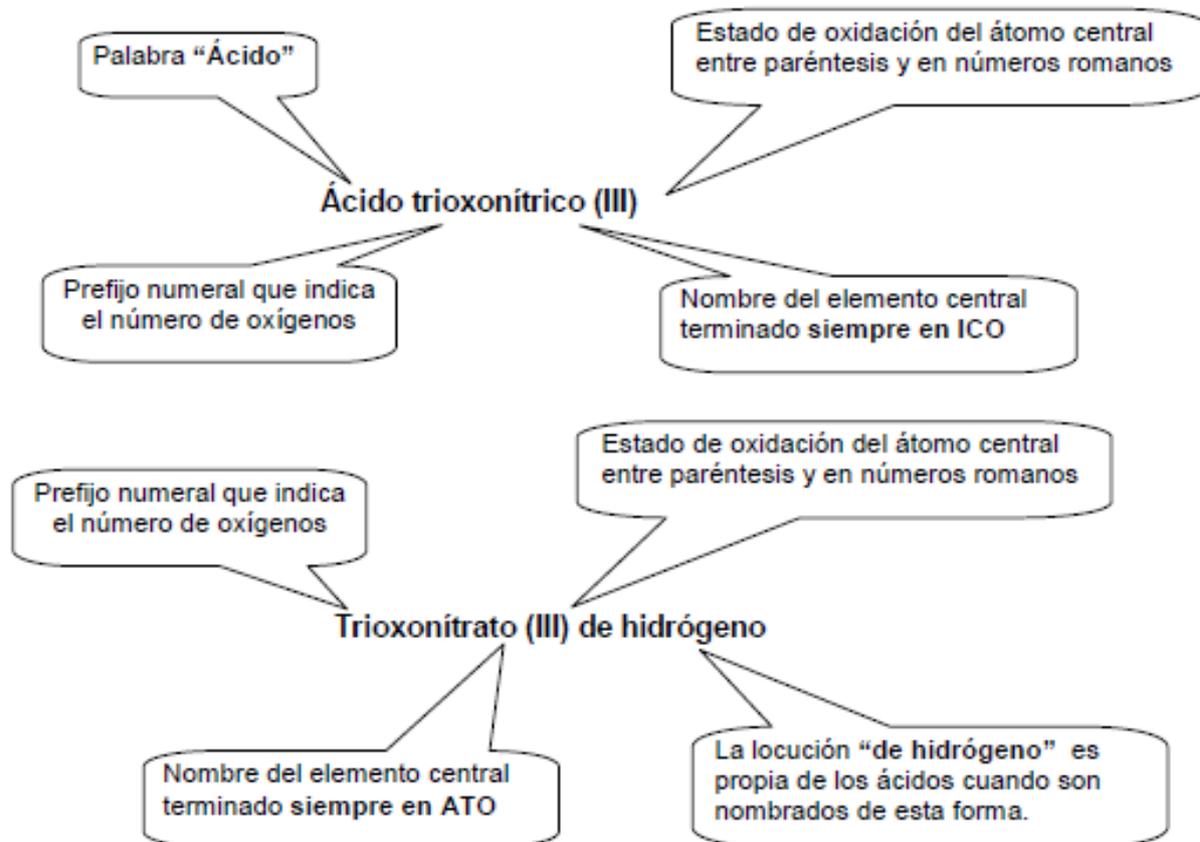
- Si tiene estado de oxidación fijo:
Nombre terminado en ICO. Ejem: ácido carbónico.
- Si tiene dos estados de oxidación:
Nombre terminado en ICO : nº de oxidación mayor. Ejem: ácido sulfúrico.
Nombre terminado en OSO: nº de oxidación menor. Ejem: ácido sulfuroso.
- Si tiene varios estados de oxidación (halógenos):

HIPO...OSO	+ 1.	Ejem: ácido hipocloroso
OSO	+ 3.	Ejem: ácido cloroso.
ICO	+ 5.	Ejem: ácido clórico.
PER... ICO	+ 7.	Ejem: ácido perclórico

Para nombrar:



Nomenclatura sistemática



ÁCIDOS OXOÁCIDOS

Fórmula general: $H_a A_b O_c$, donde A es un no metal o un metal de transición (Cr y Mn,...).

Pueden suponerse formados a partir del compuesto binario correspondiente sumándole H_2O (o aprender la fórmula general). Se acepta la nomenclatura tradicional y se recomienda la funcional. También es válida la sistemática y la estequiométrica² (que no se usa en la práctica).

NOMENCLATURA TRADICIONAL

En esta nomenclatura para poder distinguir con qué valencia³ funcionan los elementos en ese compuesto se utilizan una serie de prefijos y sufijos

4 valencias	3 valencias	2 valencias	1 valencia	Hipo__oso	Menor
				__oso	
			__ico	Mayor	
			Per__ico		

, aunque existen bastantes menos de los que se pueden formular teóricamente. Los más usuales:

X	Valencias		Fórmula general
C, Si	4	__ico	H_2XO_3
Cl, Br, I	1	hipo__oso	HXO
	3	__oso	HXO_2
			HXO_3
	5	__ico	HXO_4
S, Se, Te	2	Hipo -oso	H_2XO_2
	4	__oso	H_2XO_3
	6	__ico	H_2XO_4
N	1	Hipo -oso	HNO
	3	__oso	HNO_2
	5	__ico	HNO_3

Ácidos polihidratados. Regla general

Prefijo		Elementos
Meta	Óxido +1 H ₂ O	Sólo: P,As,Sb,B
Piro	Óxido +2 H ₂ O	
Orto	Óxido +3 H ₂ O	Excepto: P,As,Sb,B

Si no se utiliza prefijo, se supone que es el meta, con excepción del fósforo: ácido fosfórico \equiv ácido ortofosfórico \equiv H₃PO₄ y **el boro:** ácido bórico \equiv ácido ortobórico \equiv H₃BO₃

Hay algunos metales que también forman ácidos, como el cromo y el manganeso:

Valencia	Fórmula	N. tradicional
6	CrO ₃ + H ₂ O = H ₂ CrO ₄	Ácido crómico
6	Cr ₂ O ₆ + H ₂ O = H ₂ Cr ₂ O ₇	Ácido dicrómico

Valencia	Fórmula	N. tradicional
6	MnO ₃ + H ₂ O = H ₂ MnO ₄	Ácido mangánico
7	Mn ₂ O ₇ + H ₂ O = H ₂ Mn ₂ O ₈ = HMnO ₄	Ácido permangánico

Ácidos del cromo y manganeso:

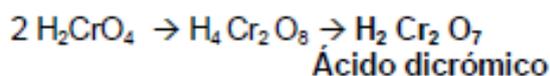
El cromo y el manganeso, a pesar de ser metales, en sus estados de oxidación más altos forman oxoácidos.

A partir de los ácidos formados se obtienen las sales correspondientes: cromatos, dicromatos, manganatos y permanganatos que son productos muy usados en los laboratorios.

Cromo. Estado de oxidación +6:



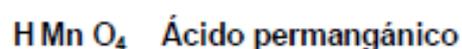
El ácido crómico puede dimerizarse y sufrir la pérdida de una molécula de agua dando lugar al ácido dicrómico:



Manganeso. Estado de oxidación +6

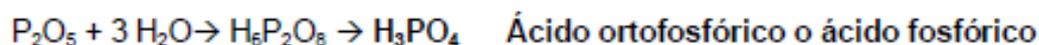
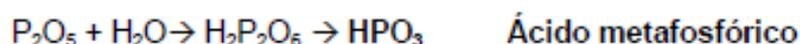
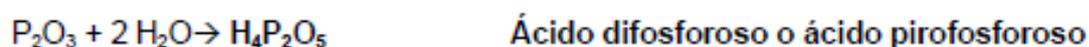
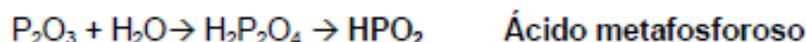


Manganeso. Estado de oxidación +7



Ácidos del fósforo (arsénico y antimonio):

Los óxidos de estos elementos pueden dar origen a tres ácidos distintos que difieren en el grado de hidratación:



Ácidos del boro

A partir del óxido bórico, y de forma idéntica a lo visto con el fósforo, se pueden obtener tres ácidos distintos:

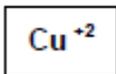


IONES
 Átomos (iones monoatómicos) o conjunto de átomos (iones poliatómicos) con carga eléctrica

Iones con carga eléctrica positiva:
CACIONES

Iones con carga eléctrica negativa:
ANIONES

Cationes monoatómicos: cationes metálicos



cación (ión) cobre (II)

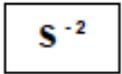
Nombre del metal

Palabra cación (ión)

Carga eléctrica en números romanos y entre paréntesis

Aniones monoatómicos: aniones no metálicos

Para nombrar:



Anión (ión) **sulfuro**

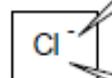
Palabra anión (ión)

Nombre del no metal terminado en URO

Para formular:

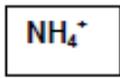
Anión cloruro

Estado de oxidación negativo como superíndice

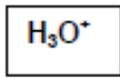


Símbolo no metal

Cationes poliatómicos



ión (cación) amonio



ión (cación) hidronio

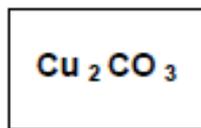
Aniones poliatómicos

Son los grupos atómicos que resultan de quitar los hidrógenos a los oxoácidos

Para nombrar:
 Obtener el estado de oxidación del átomo central: la suma algebraica de los estados de oxidación debe ser igual a la carga del ión:
 $(\text{SO}_4)^{-2}$
 $n + 4(-2) = -2 ; n = +6$
 (+6) : ico -> ato -> anión sulfato

Para formular:
 Determinar el estado de oxidación del átomo central a partir de la terminación. Escribir el ácido correspondiente, quitarle los hidrógenos y obtener el anión:
Anión nitrato:
 ato :(+5) -> ácido nítrico : HNO_3 -> NO_3^- ión nitrato

Para nombrar:



Nombre del anión

Nombre del metal indicando su estado de oxidación entre paréntesis y con números romanos (si es necesario)

Carbonato de cobre (I)

Para nombrar los aniones:

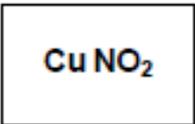
1. Busca el ácido del cual deriva.
2. Cambia la terminación según:

Ácido	Anión
oso	→ ito
ico	→ ato

Ejemplos:

Ácido carbónico H_2CO_3	→	Anión carbonato $(CO_3)^{-2}$
Ácido nítrico HNO_3	→	Anión nitrato $(NO_3)^{-}$
Ácido sulfúrico H_2SO_4	→	Anión sulfato $(SO_4)^{-2}$
Ácido nitroso HNO_2	→	Anión nitrito $(NO_2)^{-}$

Nomenclatura sistemática



Prefijo numeral que indica el número de oxígenos

Estado de oxidación del átomo central entre paréntesis y en números romanos

Dioxonitrato (III) de cobre (I)

Nombre del elemento central terminado siempre en ATO

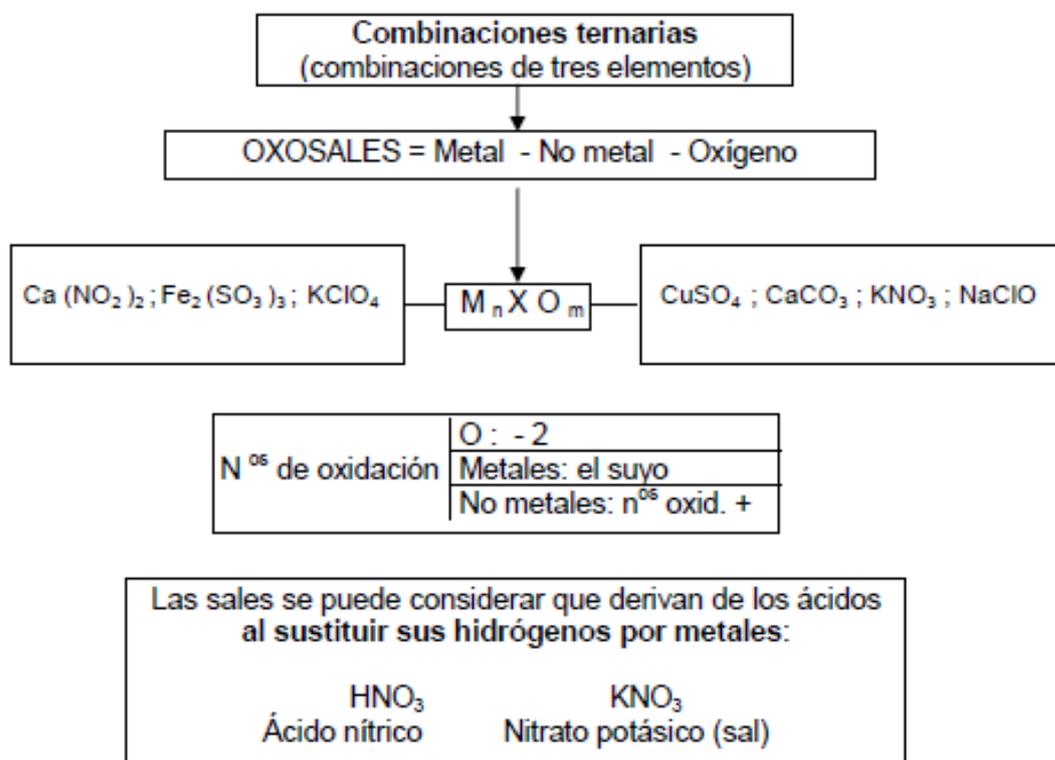
Nombre del metal y estado de oxidación entre paréntesis (si es necesario)

Existen otras sales que no tienen oxígeno, las llamadas sales haloideas. Éstas provienen de los ácidos hidrácidos (sin oxígeno) por sustitución del hidrógeno por un metal.

Ácido	Sal
HCl	→ $NaCl$
HBr	→ KBr
H_2S	→ Na_2S

Observarás que, en realidad, las sales haloideas son combinaciones binarias no metal – metal y, por tanto, se nombran y formulan como éstas:

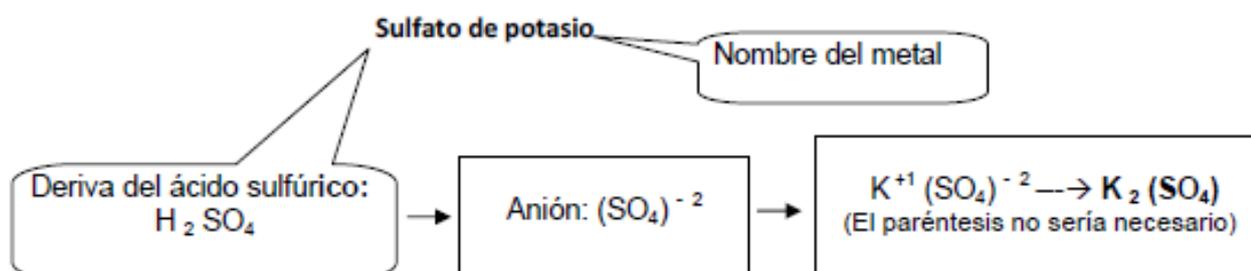
$NaCl$: Cloruro de sodio
KBr	: Bromuro de potasio
Na_2S	: Sulfuro de sodio



Para formular:

1. **Identifica el ácido del cual proviene la sal procediendo de la siguiente manera:**
 - ▶ Sustituye la terminación del no metal según el siguiente código:

Sal	Ácido
ato	→ ico
ito	→ oso
 - ▶ Escribe el ácido correspondiente.
2. **Quítale los hidrógenos al ácido.** Lo que queda es un ión (anión). Enciérralo entre paréntesis. Su carga es negativa e igual al número de hidrógenos que has quitado al ácido. Considera la carga como el número de oxidación del conjunto.
3. **Escribe el metal a la izquierda y el anión a la derecha e intercambia sus números de oxidación como si fuera una combinación binaria.**



³La valencia es la capacidad de combinación. El nº de oxidación o nº de valencia es el que se calcula aplicando una serie de reglas. No son lo mismo, aunque a veces se utilicen como sinónimos. Es preferible utilizar el nº de oxidación para nomenclatura.

Ej. En los compuestos: CH₄, CH₃Cl, CCl₄, la valencia del C es 4; sin embargo, su nº de oxidación es: -4, -2 y +4, respectivamente.

**MUY IMPORTANTE
HAY QUE SABERSE DE MEMORIA LOS SIGUIENTES ÁCIDOS**

HClO : Ácido hipocloroso

HClO₂: Ácido cloroso

HClO₃: Ácido clórico

HClO₄: Ácido perclórico

Lo mismo con el Br y el I

H₂SO₃: Ácido sulfuroso

H₂SO₄: Ácido sulfúrico

Lo mismo con el Se y el Te

HNO₂: Ácido nitroso

HNO₃: Ácido nítrico

H₂CO₃: Ácido carbónico

H₃PO₄: Ácido fosfórico ($P_2O_5 + 3H_2O = H_6P_2O_8$)

Lo mismo con el As y el Sb

H₂Cr₂O₇: Ácido dicrómico

HMnO₄: Ácido mangánico

EJEMPLOS RESUELTOS PARA PRACTICAR

1.- Óxido de litio	Li ₂ O
2.- Trióxido de dialuminio	Al ₂ O ₃
3.- Pentaóxido de dinitrógeno	N ₂ O ₅
4.- Óxido de cloro (I)	Cl ₂ O
5.- Hidruro de calcio	CaH ₂
6.- Seleniuro de hidrógeno	H ₂ Se
7.- Hidruro de arsénico (III)	AsH ₃
8.- Triyoduro de cobalto	CoI ₃

9.- Peróxido de cobre (I)		Cu_2O_2
10.- Hidróxido de cobre (I)		$\text{Cu}(\text{OH})$
11.- Cloruro de bromo (I)		BrCl
12.- Ácido brómico		HBrO_3
13.- Ácido sulfuroso		H_2SO_3
14.- Fosfato de calcio		$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
15.- Dicromato de aluminio		$\text{Al}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)_3$
16.- Hidrogenosulfuro de oro (III)		$\text{Au}(\text{HS})_3$
17.- Hidrogenocarbonato de plata		AgHCO_3
18.- Hipobromito de hierro (II)		$\text{Fe}(\text{IO})_2$
19.- Perclorato de berilio		$\text{Be}(\text{ClO}_4)_2$
20.- Permanganato potásico		KMnO_4
21.- Hidrogenosulfato de hierro (III)		$\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$
22.- Nitrato de plomo (IV)		$\text{Pb}(\text{NO}_3)_4$
23.- Hipobromito de oro (III)		$\text{Au}(\text{BrO})_3$
24.- Ácido mangánico		HMnO_4
25.- ácido hipoyodoso		HIO
HNO_3	Trioxonitrato (V) de hidrógeno	Ácido nítrico
Cl_2O_5	Pentaóxido de dicloro	Óxido de cloro (V)
FeO	Óxido de Hierro	Óxido de hierro (II)
SnH_2	Dihidruro de Estaño	Hidruro de Estaño (II)
Mg_3N_2	Dinitruro de Trimagnesio	Nitruro de magnesio
FeCl_3	Tricloruro de hierro	Cloruro de hierro (III)
$\text{Sr}(\text{OH})_2$	Hidróxido de Estroncio	Trihidróxido de estroncio
Na_2O_2	Peróxido de Sodio	Dióxido de disodio
CH_4	Metano	Tetrahidruro de carbono
IF_7	Heptafluoruro de Iodo	Fluoruro de Iodo (VII)
H_2S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico

$\text{NH}_4(\text{OH})$	Hidróxido de amonio	Hidróxido de amonio
HClO_3	Trioxoclorato (V) de hidrógeno	Ácido clórico
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Bis-tetraoxofosfato (V) de Calcio	Fosfato cálcico
CuCrO_4	Tetraoxocromato (VI) de cobre (II)	Cromato de cobre (II)
H_2MnO_4	Tetraoxomanganato (VI) de hidrógeno	Ácido mangánico
$\text{Ca}(\text{HS})_2$	Hidrogenosulfuro de Calcio	Hidrogenosulfuro de calcio
MgO_2	Peróxido de magnesio	Dióxido de magnesio
$\text{Au}(\text{HSO}_4)_3$	Hidrogenotetraoxosulfato (VI) de oro (III)	Hidrogenosulfato de hierro (III)
HPO_3	Trioxofosfato (V) de hidrógeno	Ácido trioxofosfórico (V)
$\text{Na}(\text{HCO}_3)$	Hidrogenocarbonato (IV) de Sodio	Hidrogenocarbonato de sodio
$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Dihidrogenotetraoxofosfato (V) de Hierro (II)	Dihidrogenofosfato de hierro (II)
LiHS	Hidrogenosulfuro de Litio	Hidrogenosulfuro de litio
AlPO_4	Tetraoxofosfato (V) de aluminio	Fosfato de aluminio
KNO_2	Dioxonitrato (III) de potasio	Nitrito potásico

FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA-Chuleta

Se intercambian las valencias AB: Metal con no metal: A es (+), B es (-) siempre "B-uro de A"
AlCl₃ cloruro de aluminio

Compuestos del H (1+, 1-)

H+ Al ser (+), siempre irá delante, se unirá con otro (-) que irá detrás y que se nombrará como "-uro"
HCl cloruro de hidrógeno

H- Al ser (-), siempre irá detrás y se nombrará como "-uro", se unirá con otro que será (+)
NaH hidruro de sodio

Los "-uros" siempre utilizan la valencia (-):

Cl, Br, I (1-, 1+, 3+, 5+, 7+): La valencia 1- es la de "-uro"	CaBr ₂	bromuro de calcio
S, Se, Te (2-, 4+, 6+): La valencia 2- es la de "-uro"	Al ₂ S ₃	sulfuro de aluminio
N, P, As, Sb (3-, 3+, 5+): La valencia 3- es la de "-uro"	Mg ₃ N ₂	nitruro de magnesio

Óxidos: Siempre el O con 2-, que se unirá con uno que sea +

Li₂O Óxido de litio Monóxido de dilitio

PbO₂ Óxido de plomo (IV) Dióxido de plomo

Especiales

Las combinaciones binarias del hidrógeno con oxígeno, nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, carbono y silicio tienen nombres comunes:

H₂O Agua

NH₃ Amoníaco No hay que confundirlo con el amonio NH₄⁺ con una valencia 1+, que es como si fuera un "elemento" que se combinará con otro: (NH₄)₂S sulfuro de amonio.

Ácidos hidrácidos (acaban en "hídrico")

Son los compuestos del H+ disueltos en agua: HCl(ac) ácido clorhídrico

Hidróxidos (llevan el OH con una valencia negativa 1-)

Se unen con metales de valencia +

LiOH: Hidróxido de litio Ba(OH)₂: Hidróxido de bario NH₄(OH): Hidróxido de amonio

Ácidos oxoácidos

Se forman formulando el óxido y añadiéndole agua; ácido carbónico: C₂O₄ → CO₂, CO₂ + H₂O = H₂CO₃

En el grupo del P, As, Sb se añaden 3 H₂O: P₂O₅ + 3H₂O = H₆P₂O₈ = H₃PO₄ ácido fosfórico

Pero lo mejor es aprenderse la lista de los ácidos más comunes. Recordad las valencias:

Cl, Br, I: 1- (-uro), 1+ (hipo-oso), 3+ (-oso), 5+ (-ico), 7+ (per-ico)

S, Se, Te: 2- (-uro), 4+ (-oso), 6+ (-ico)

HClO: Ácido hipocloroso

HClO₂: Ácido cloroso

HClO₃: Ácido clórico

HClO₄: Ácido perclórico

Lo mismo con el Br y el I

H₂SO₃: Ácido sulfuroso

H₂SO₄: Ácido sulfúrico

Lo mismo con el Se y el Te

HNO₂: Ácido nitroso

HNO₃: Ácido nítrico

H₂CO₃: Ácido carbónico

H₃PO₄: Ácido fosfórico

(P₂O₅ + 3H₂O = H₆P₂O₈)

Lo mismo con el As y el Sb

H₂Cr₂O₇: Ácido dicrómico

HMnO₄: Ácido mangánico

Sales

Proceden de los ácidos oxoácidos (los anteriores) que han perdido o cedido sus hidrógenos. Para nombrar las sales se utilizan los sufijos -ito y -ato según que el ácido de procedencia termine en -oso o en -ico, respectivamente.

HClO: Ácido hipocloroso	ClO^- : Ión hipoclorito	NaClO: Hipoclorito de sodio
H_2SO_4 : Ácido sulfúrico	SO_4^{2-} : Ión sulfato	K_2SO_4 : Sulfato de potasio
H_2CO_3 : Ácido carbónico	CO_3^{2-} : Ión carbonato	Na_2CO_3 : Carbonato de sodio
H_2CO_3 : Ácido carbónico	HCO_3^{1-} : Ión hidrogenocarbonato	NaHCO_3 : Hidrogenocarbonato de sodio

Ácido	Fórmula	Valencia del átomo central	Anión	Valencia del anión	Nombre del anión
hipocloroso	HClO	+1	ClO^-	-1	hipoclorito
bromoso	HBrO ₂	+3	BrO_2^-	-1	bromito
periódico	HIO ₄	+7	IO_4^-	-1	periyodato
selenioso	H ₂ SeO ₃	+4	SeO_3^-	-2	selenito
telúrico	H ₂ TeO ₄	+6	TeO_4^-	-2	telurato
nítrico	HNO ₃	+5	NO_3^-	-1	nitrate
antimónico	H ₃ SbO ₄	+5	SbO_4^{-3}	-3	antimoniato
carbónico	H ₂ CO ₃	+4	CO_3^{-2}	-2	carbonato
silícico	H ₂ SiO ₃	+4	SiO_3^{-2}	-2	silicato
crómico	H ₂ CrO ₄	+6	CrO_4^{-2}	-2	cromato
dicrómico	H ₂ Cr ₂ O ₇	+6	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$	-2	dicromato
mangánico	H ₂ MnO ₄	+6	MnO_4^{-2}	-2	manganato
permangánico	HMnO ₄	+7	MnO_4^-	-1	permanganato

FORMULACIÓN DE QUÍMICA ORGÁNICA

Compuestos orgánicos

Hidrocarburos: alcanos, alquenos, alquinos. Radicales.

Hidrocarburos cíclicos y aromáticos. El benceno y sus derivados.

Haluros

Compuestos orgánicos con oxígeno: alcoholes, éteres, aldehidos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres.

Compuestos orgánicos con nitrógeno: nitroderivados, aminas, amidas, nitrilos.

COMPUESTOS ORGÁNICOS:

Los compuestos orgánicos son denominados así porque son los constituyentes de la materia orgánica (sustancias de las que están formados los organismos vivos).

Propiedades generales de los compuestos orgánicos:

- Son compuestos covalentes (forman moléculas).
- Son poco solubles en agua, pero solubles en disolventes orgánicos.
- No conducen la corriente eléctrica.
- Poseen poca estabilidad térmica. Se descomponen o inflaman fácilmente al ser calentados.
- Por lo general, reaccionan lentamente.

El principal elemento en los compuestos orgánicos es el **carbono**. De hecho, la química orgánica es también llamada Química del carbono. Aparece en todos los compuestos. Estos son los elementos que usaremos en formulación orgánica:

Carbono, C, valencia 4; Hidrógeno, H, val. 1; Oxígeno, O, val. 2; Nitrógeno, N, val. 3

En bastante menor proporción: Fósforo (P), azufre (S), Halógenos (F, Cl, Br, I) y algunos metales.

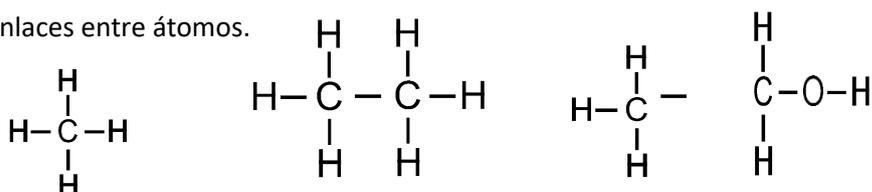
Fórmulas moleculares, desarrolladas y semidesarrolladas:

Para representar la fórmula química de un compuesto orgánico, podemos hacerlo de tres formas diferentes:

Fórmula molecular: Expresión parecida a los compuestos inorgánicos. Se indica el símbolo de cada elemento y el número de átomos de cada uno.

Ej: CH₄ C₂H₆ C₂H₆O

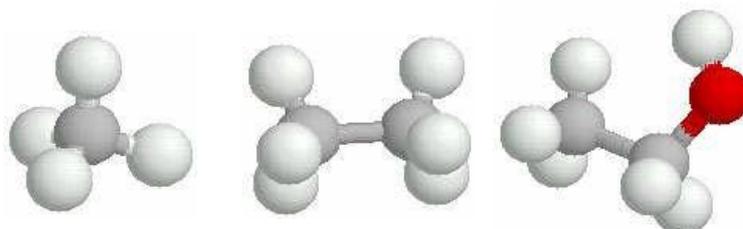
Fórmula desarrollada: Se indican todos los enlaces entre átomos.



Fórmula semidesarrollada: Es la que más vamos a utilizar. Sólo se indican los enlaces entre átomos de carbono (normalmente sólo los enlaces dobles o triples). Los átomos de otros elementos unidos a cada carbono se ponen a continuación de éste.

Los ejemplos anteriores: CH₄ CH₃ CH₃ CH₃ CH₂OH

Modelo en 3D



HIDROCARBUROS:

Son los compuestos orgánicos más simples. Son combinaciones de C y H.

El carbono tiene facilidad para formar cadenas largas haciendo enlaces con otros átomos de carbono. El resto de los enlaces posibles se completan con átomos de hidrógeno.

Un átomo de carbono puede unirse a otro de tres formas diferentes:

Compartiendo un par de electrones (enlace simple, C – C)

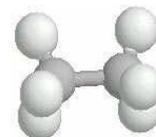
Compartiendo dos pares de electrones (enlace doble, C = C)

Compartiendo tres pares de electrones (enlace triple, C ≡ C)

El resto de los enlaces los hace con átomos de hidrógeno.

Se distinguen dos tipos de hidrocarburos: saturados (todos los enlaces entre átomos de carbono son simples, y contiene el mayor número de átomos de hidrógeno posibles) e insaturados (existe al menos un doble o triple enlace entre átomos de carbono).

HIDROCARBUROS SATURADOS (ALCANOS): Todos los enlaces C - C son simples.



Se nombran atendiendo al número de átomos de carbono en la molécula, según la lista y añadiendo la terminación -ANO:

1: Met-	2: Et-	3: Prop-	4: But-	5: Pent-	6: Hex-
7: Hept-	8: Oct-	9: Non-	10: Dec-	11: Undec-	12: Dodec-

Ejemplos: CH₄: Metano C₂H₆: Etano C₃H₈: propano C₄H₁₀: butano
(en general: C_n H_{2n+2})

En fórmula semidesarrollada:	Metano:	CH ₄
	Etano:	CH ₃ - CH ₃
	Propano:	CH ₃ - CH ₂ - CH ₃
	Butano:	CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₃

Veremos en clase fórmulas desarrolladas

Radicales: Se forman cuando el átomo final de una cadena no forma sus cuatro enlaces, quedando con un electrón sin enlazar. Por ejemplo: - CH₃ - CH₂ CH₃

Esta característica hace que sean muy reactivos, y tiendan a unirse a otras cadenas de carbono, sustituyendo a un hidrógeno.

Nomenclatura: Igual que los alcanos, pero para diferenciarlos, la terminación es -il (o -ilo):

- CH ₃	metil
- CH ₂ CH ₃	etil
- CH ₂ CH ₂ CH ₃	propil
- CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	butil

Hidrocarburos ramificados: Si el hidrocarburo presenta varias ramas, en primer lugar hay que localizar la rama principal (será la cadena más larga posible que podamos construir, esté o no en línea recta). El resto serán cadenas secundarias (radicales).

Lo veremos en clase

A la hora de nombrar el hidrocarburo, se siguen los siguientes pasos:

1.- Se elige la cadena principal:

La cadena que tenga el mayor número de cadenas laterales.

La cadena cuyas cadenas laterales tengan los localizadores más bajos.

La cadena que tenga el máximo número de átomos de carbono en las cadenas laterales más pequeñas.

La cadena que tenga cadenas laterales lo menos ramificadas posibles.

Una vez elegida la cadena principal.

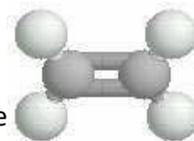
1.-A cada átomo de carbono se le asigna un nº (localizador), comenzando por uno de los extremos, de forma que a los radicales les correspondan los menores localizadores posibles, en el caso que por ambos lados los localizadores tuviesen el mismo valor, se sigue el criterio de empezar a numerar basándonos en el orden alfabético de los radicales. Ejemplo (etil y propil se numeraría por el lado que dé el número más bajo al etil (orden alfabético)).

2.-Se van nombrando los radicales por orden alfabético (sin tener en cuenta los prefijos), separados por guiones. Delante de cada radical se coloca el localizador que le corresponde. La terminación que corresponde a los radicales es -il. (metil, propil, butil, según el nº de carbonos que tenga). Si existe más de un radical del mismo tipo, se indica con di, tri... (dimetil, trimetil, etc). Si tenemos dos metilos que como hemos dicho se indican como dimetil, se ponen tantos localizadores como metilos tengamos separados por comas, 3,4-dimetil. Esto se extiende a cualquier radical.

3.- Finalmente se nombra la cadena principal, como hidrocarburo (propano, butano...)

ALQUENOS (HIDROCARBUROS INSATURADOS):

Poseen al menos un doble enlace entre átomos de Carbono $C = C$ La terminación que les corresponde es -eno. (eteno, propeno, buteno)



A la hora de nombrar, hay que asignarle localizadores a los carbonos donde están los dobles enlaces (de forma que sean los menores posibles). Ejemplos:

$CH_3 - CH = CH - CH_2 - CH_3$. Se nombra 2-penteno

$CH_3 - CH = CH - CH = CH_2$. Se nombra 1,3-pentadieno

Si en el compuesto existen radicales, la cadena principal será aquella que contenga los dobles enlaces, sea o no la más larga. Los radicales se nombran de la misma manera que hemos visto en los alcanos.

ALQUINOS (HIDROCARBUROS INSATURADOS):

Poseen al menos un triple enlace entre átomos de carbono $C \equiv C$. La terminación que les corresponde es -ino.



Las reglas que se siguen a la hora de nombrar y formular son las mismas que para los dobles enlaces. Ejemplos:

$CH \equiv C - CH_2 - CH_3$. Se nombra 1-butino

$CH_3 - CH_2 - CH \equiv CH - CH_3$. Se nombra 2-pentino

Compuestos en los que existen dobles y triples enlaces en la misma fórmula. En este caso:

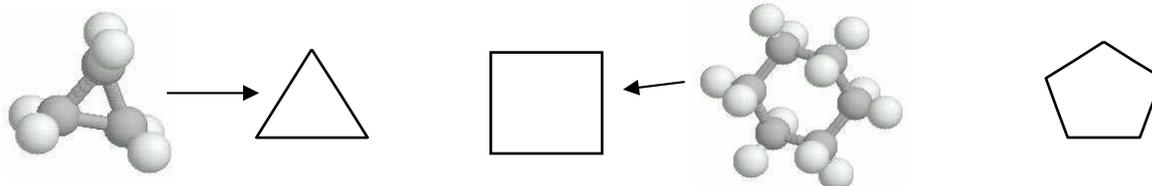
Localizadores: Se comienza a numerar la cadena de forma que correspondan los menores localizadores a dobles y triples enlaces indistintamente. En caso de igualdad, tienen preferencia los dobles enlaces.

Nombre: A la hora de nombrar la cadena principal, se nombra como un alqueno, y al final se indican dónde están los triples enlaces.

Ejemplos: $CH_2=CH - C \equiv C - CH_3$ 1-penten-3-ino
 $CH_2=CH - C \equiv C - C \equiv CH$ 1-hexen-3,5-diino

$CH_3 - CH=CH - CH_2 C \equiv CH$ 4-hexen-1-ino
 $CH_2=CH - CH=CH - C \equiv CH$ 1,3-hexadien-5-ino

HIDROCARBUROS CÍCLICOS Y AROMÁTICOS:



Estos hidrocarburos están constituidos por una cadena de átomos de carbono que se cierra sobre sí misma (un ciclo). Pueden tener enlaces simples, dobles o triples entre átomos de carbono. El resto de los enlaces se completan con átomos de hidrógeno o con radicales.

Se representan simplificada mediante un polígono. Cada vértice representa a un átomo de carbono. Se indican además los dobles o triples enlaces.

Nomenclatura: Se nombran como cadenas, colocando al principio la palabra ciclo.

Los compuestos anteriores se nombrarán ciclopropano, ciclobutano, ciclopentano.

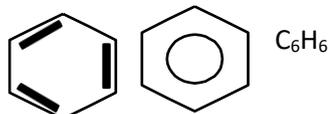
EL BENCENO. Compuestos aromáticos:

El benceno un caso particular de hidrocarburo cíclico, con tres dobles enlaces alternados. Sería el 1,3,5-ciclohexatrieno, pero siempre se utiliza su nombre propio, benceno.

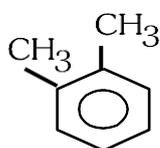
Cada Carbono está unido a un átomo de Hidrógeno, por lo que el benceno podrá incluir un radical en cada vértice. El benceno puede unirse a otras cadenas de carbono, actuando como radical. Se nombra entonces fenil. Como posee un átomo de hidrógeno unido a cada carbono, puede unirse un radical a cada vértice del hexágono. Se nombran normalmente, colocándoles los menores localizadores posibles, y nombrándolos por orden alfabético.



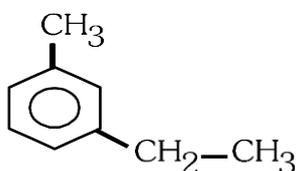
BENCENO



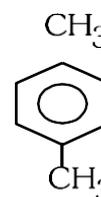
Cuando son dos los radicales que están unidos, existe una forma alternativa de nombrarlos: mediante los prefijos o- (orto), m- (meta) y p- (para).



o-dimetilbenceno
posición 1,2

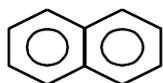


m-etilmetilbenceno
posición 1,3

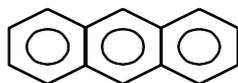


p-dimetilbenceno
posición 1,4

Los compuestos derivados del benceno se denominan compuestos aromáticos. Son, en general, insolubles en agua, pero buenos disolventes de grasas y compuestos apolares.



Naftaleno



Antraceno

HALUROS (HALOGENUROS):

Incluyen uno o varios átomos de elementos del grupo 17 o VII (halógenos: F, Cl, Br, I, con valencia 1) Se nombran siempre como radicales, indicando el localizador y el nombre del elemento.

Ejemplos: $\text{CH}_3 - \text{CHBr} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ 2-bromobutano
 $\text{CH}_2\text{Cl} - \text{CH}_2 - \text{CHCl} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ 1,3-dicloropentano

Algunos haluros conocidos:

CHCl_3 Triclorometano (cloroformo, se usaba como anestésico. Es altamente tóxico)

$\text{Cl} \text{ } \text{C}_6\text{H}_4 \text{ } \text{Cl}$ p-diclorobenceno (repelente de polillas)

DDT 1,1,1-tricloro-2,2-di(p-clorofenil)etano (se usaba como insecticida. Es cancerígeno)

$\text{CF}_2 = \text{CF}_2$ Tetrafluoreteno (mediante polimerización se obtiene el teflón ... - $\text{CF}_2 - \text{C}(\text{F}_2) - \dots$)

CFC Compuestos clorofluorocarbonados (Ejemplo: freón, o diclorodifluormetano, CCl_2F_2). Se usaban como refrigerantes y propelentes de sprays, hasta que se descubrió que atacaban la capa de ozono).

$\dots - \text{CH}_2 - \text{CHCl} - \dots$ PVC Cloruro de polivinilo (material plástico, duro y resistente a la tracción)

$\dots - \text{CH}_2 - \text{CCl} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \dots$ Neopreno (plástico de propiedades similares al caucho, usado como aislante)

GRUPOS FUNCIONALES CON OXÍGENO

ALCOHOLES

Poseen al menos un grupo -OH en la molécula (grupo alcohol) -OH

A la hora de nombrar, se le coloca un localizador, de forma que sea el menor posible, independientemente de cómo estén los radicales.

Se nombran haciendo terminar en **-ol** el nombre del hidrocarburo. Delante se ponen los localizadores.

Ejemplos:

CH ₃ - CH ₂ OH	Etanol (alcohol etílico)
CH ₃ - CHOH - CH ₂ - CH ₃	2-butanol
CH ₂ OH - CHOH - CH ₂ OH	1,2,3-propanotriol (glicerina)
CH=CH - CH ₂ - CH ₂ OH	3-penten-1-ol



CH₂OH - CH₂OH 1,2-etanodiol (etilenglicol, anticongelante)

Si en algún compuesto el grupo alcohol no es el grupo principal, se nombrará como radical (hidroxi-)

ÉTERES: Constituidos por un átomo de oxígeno al que se unen dos radicales R - O - R

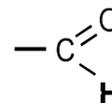
Para nombrarlos, se nombran los radicales por orden alfabético, seguidos de la palabra **éter**. (Otra forma de nombrarlos: se nombran las cadenas, separadas por -oxi-)

Ejemplos:

CH ₃ - O - CH ₂ - CH ₃	etilmetiléter
CH ₃ - O - CH ₃	dimetiléter
CH ₃ - CH ₂ - O - CH ₂ - CH ₃	dietiléter (éter dietílico) (uso como anestésico)

ALDEHIDOS: Cadenas con un átomo de oxígeno unido mediante doble enlace a un átomo de carbono (grupo carbonilo) de un extremo de la cadena.

La estructura de ese extremo será -CHO.



A la hora de nombrar, se busca la cadena principal como si fuera un hidrocarburo normal, pero comenzando siempre por el grupo aldehído. Se hace terminar el nombre de la cadena en **-al**.

Ejemplos:

HCHO	Metanal (formaldehído)
CH ₃ - CHO	Etanal
CHO - CH ₂ - CHO	Propanodial

Si en algún compuesto el grupo aldehído no es el grupo principal, se nombrará como radical (formil-)

CETONAS: Cadenas con un átomo de oxígeno unido con doble enlace a un átomo de carbono que no esté en los extremos. El grupo funcional tendrá la forma -CO - .

Para nombrar, hay que indicar localizadores para los grupos carbonilo que haya en la cadena (como siempre, de forma que sean los menores posible). Se hace terminar el nombre de la cadena en **-ona**.

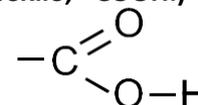
Ejemplos:

CH ₃ - CO - CH ₃	Propanona (acetona)
CH ₃ - CH ₂ - CO - CH ₃	Butanona
CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CO - CH ₃	2-Pentanona

ÁCIDOS CARBOXÍLICOS: Cadenas en las que, en un extremo, aparece un grupo ácido (carboxilo, -COOH.)

Se numera la cadena comenzando por el grupo ácido.

La forma de nombrarlo es la siguiente: Ácido (cadena) + oico



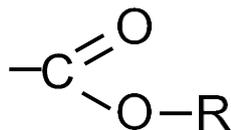
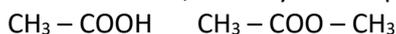
Ejemplos:

HCOOH	ácido metanoico (ácido fórmico)
CH ₃ - COOH	ácido etanoico (ácido acético)
CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - COOH	ácido butanoico (ácido butírico)
COOH - CH ₂ - CH ₂ - COOH	ácido butanodioico



CH₃ - CHOH - COOH ácido 2-hidroxipropanoico (ácido láctico)

ÉSTERES: Proviene de ácidos, en los que se ha sustituido el hidrógeno final por un radical. Así, por ejemplo, del ácido etanoico, sustituyendo H por un metil.



Para nombrar estos compuestos, se comienza por la cadena procedente del ácido, de la siguiente forma:
(cadena)-ato de (radical)-ilo

Ejemplos: $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_3$ etanoato de metilo
 $\text{HCOO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ metanoato de etilo

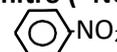


benzoato de fenilo

Los ésteres se obtienen mediante la reacción entre un ácido orgánico y un alcohol, produciéndose el éster y agua.

GRUPOS FUNCIONALES CON NITRÓGENO

NITRODERIVADOS: Proviene de una cadena de carbono a la que se ha unido un grupo nitro (-NO₂). En estos compuestos el grupo nitro se nombra siempre como radical. Ejemplo: nitrobenzono

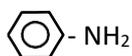


AMINAS: Proviene del amoníaco (NH₃), sustituyendo uno o más hidrógenos por radicales. (-NH₂)

Para nombrarlas, se nombran en primer lugar los radicales por orden alfabético, terminando con la palabra amina. Según el número de radicales que se unan al nitrógeno, hablaremos de amina primaria (1 radical), amina secundaria (2 radicales), amina terciaria (3 radicales).

Ejemplos:

$\text{CH}_3 - \text{NH}_2$ metilamina
 $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{NH} - \text{CH}_3$ etilmetilamina



fenilamina (anilina)

AMIDAS: Estos compuestos poseen en un extremo de la cadena un grupo funcional formado por un átomo de oxígeno unido al C mediante doble enlace, y un grupo amina (-NH₂). El grupo resultante es -CONH₂.

Nomenclatura. Se nombra la cadena (incluyendo radicales), haciéndola terminar en amida.

HCONH_2 metanamida
 $\text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CH}_2 - \text{CONH}_2$ 3-clorobutanamida

NITRILOS: Poseen un átomo de nitrógeno unido mediante triple enlace a un extremo de la cadena.

grupo ciano: -C≡N o bien -CN

Se nombran haciendo terminar en nitrilo el nombre de la cadena.

Ejemplos:

HCN metanonitrilo (ácido cianhídrico)
 $\text{CN} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CN}$ butanodinitrilo



benzonitrilo

ORDEN DE PREFERENCIA PARA LA ELECCIÓN DE GRUPO PRINCIPAL (No nos va a hacer falta, pero por si acaso...)

Ácidos carboxílicos

Derivados de ácidos, en el siguiente orden: anhídridos, ésteres, haluros de acilo, amidas.

Nitrilos

Aldehidos

Cetonas

Alcoholes, fenoles

RESUMEN DE TERMINACIONES Y PREFIJOS.

Nombre	Grupo	Sufijo grupo principal	Prefijo como grupo secundario
1. Ácidos	- COOH	-oico	
2. Ésteres	- COO -	-oato de -	
3. Amidas	- CONH2	-amida	
4. Nitrilos	- CN	-nitrilo	
5. Aldehidos	- CHO	-al	
6. Cetonas	- CO -	-ona	
7. Alcoholes	- OH	-ol	hidroxi-
8. Aminas	- NH2	-amina	
9. Éteres	- O -	-éter	

FORMULACIÓN QUÍMICA ORGÁNICA-Chuleta



El carbono siempre tiene cuatro valencias en todos los tipos de compuestos que pueden estar distribuidas de varias formas:

Prefijos para todos los compuestos según el número de átomos de carbono:

Met-: 1C (-C-), Et-: 2C (-C-C-), Prop-: 3C (-C-C-C-), But-: 4C (-C-C-C-C-), Pent-: 5C (-C-C-C-C-C-), etc

Los sufijos ("terminaciones") dependen del tipo de compuesto.

Cuando hay radicales ("ramas") o funciones orgánicas se debe indicar la posición delante de cada sustituyente o radical (el carbono dónde está) con un número o localizador.

Cuando hay radicales o funciones iguales se utilizan los prefijos di-, tri-, etc.

Los radicales se nombran en orden alfabético. En el orden alfabético de los prefijos de los grupos funcionales y radicales no se tienen en cuenta los prefijos numéricos de cantidad (di, tri, tetra,...)

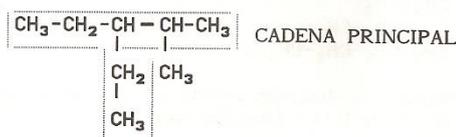
Los numerales que se refieren a la misma función repetida varias veces se separan con comas. Los numerales se separan de las letras con un guión. El resto del nombre se escribe de forma continua.

Una vez que se han puesto las ramas o las funciones todo carbono debe tener sus 4 valencias. Se completan con H.

Hidrocarburos

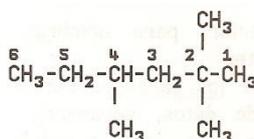
CH_4	metano	Si sólo tienen simples enlaces se acaban en -ano.
CH_3-CH_3	etano	
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	propano	Si hay dobles enlaces en -eno.
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	butano	Si hay triples enlaces en -ino.

La fórmula general de los de simple enlace es $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$



Para nombrar un hidrocarburo ramificado se siguen las siguientes reglas:

Elección de la cadena principal, la más larga, la que contenga más ramificaciones, etc. Se numera las ramas desde el lado donde caigan más cerca (igual para otras funciones).

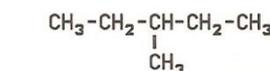
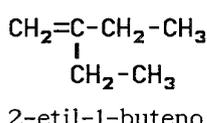
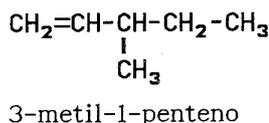


la cadena principal, que será: la más larga, la que contenga más ramificaciones, etc. desde el lado donde caigan más cerca (igual para otras funciones).

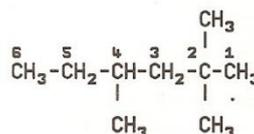
Las cadenas secundarias se nombran como radicales, precedidos por el localizador de la cadena principal en que se encuentran.

A los radicales (ramificaciones) se les nombra cambiando el sufijo -ano o el que corresponda por -il o -ilo.

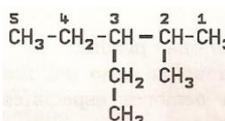
precedidos por el localizador de la



3-metilpentano



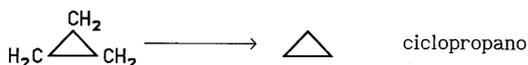
2,2,4-trimetilhexano



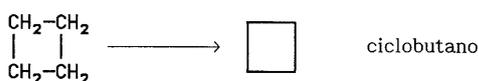
3-etil-2-metilpentano

$\text{CH}\equiv\text{CH}$	etino
$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$	propino
$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	1-butino
$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$	2-butino

Ciclos



ciclopropano



ciclobutano

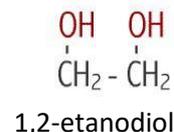
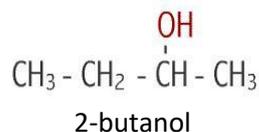
OTRAS FUNCIONES ORGÁNICAS

Nombre	Representación	NOMENCLATURA O SUFIJO
Alcoholes	-OH	-ol

Éteres	-O-	-éter (-oxi-)
Aldehidos	-CH=O	-al
Cetonas	R-CO-R	-ona
Ácidos carboxílicos	-COOH	ácido ...-oico,
Ésteres	-COOR	-ato de ...-ilo
Aminas	-NH ₂	-amina

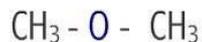
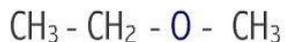
Alcoholes (R-OH)

Se nombra la cadena hidrocarbonada con la terminación -ol, anteponiendo un número que indica la posición del grupo alcoholico.



Éteres (R-O-R')

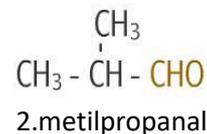
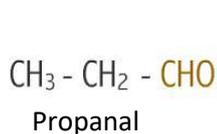
Se nombran los dos sustituyentes seguidos de la palabra éter.



Etilmetiléter (o etanooximetano) Dimetiléter (o metanooximetano)

Aldehídos (R-CHO)

El grupo aldehído siempre se va a localizar en el extremo de la cadena carbonada, mientras que un grupo cetona siempre se encuentra en el interior. La terminación es -al.



Cetonas (R-CO-R')

La terminación es -ona.

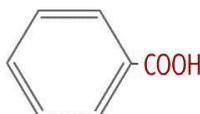
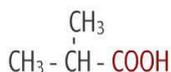


Propanona
Dimetilcetona
(vulgarmente acetona)

2-pentanona
Metilpropilcetona

Ácidos carboxílicos (R-COOH)

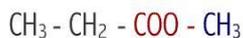
Se antepone la palabra ácido al nombre del compuesto, que tendrá a su vez la terminación -oico



Ácido propanoico Ácido 2-metilpropanoico Ácido benzoico Ácido propanodioico

Ésteres (R-COO-R')

Se nombra el anión del ácido que da origen al éster terminado en -ato seguido del nombre del grupo unido al oxígeno del grupo con la terminación -ilo.

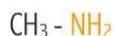


Propanoato de metilo

Etanoato de propilo

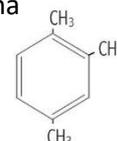
Aminas (Derivan del amoniaco NH₃) (-NH₂) (-NH-)

(El N siempre tiene 3 valencias)



Metilamina

Etilmetilamina



El benceno y sus derivados (C₆H₆)

C₆H₅-CH₃: Metilbenceno o Tolueno

Benceno (C₆H₆) 1,2,4-trimetilbenceno

De los exámenes CV-FORMULACIÓN-01

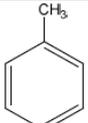
2017

b) Formule o nombre, según convenga: (1 punto)

b-1)	Cr ₂ O ₃	
b-2)	KMnO ₄	
b-3)	NaCN	
b-4)	Fosfato de sodio	
b-5)	Sulfuro de calcio	
b-6)	2-clorobutano	
b-7)	Propanal	
b-8)	1-pentanol	
b-9)	CH ₃ -CH ₂ -O-CH ₂ -CH ₃	
b-10)	CH ₃ -COOH	

2016

b) Formule o nombre, según convenga: (1 punto)

b-1)	Ca(OH) ₂	
b-2)	Hidrógenosulfato de sodio	
b-3)	HBrO	
b-4)	Hg(NO ₃) ₂	
b-5)	Óxido de estaño(IV)	
b-6)	$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & & & \text{CH}_3 & & \end{array}$	
b-7)	1,2-propanodiol	
b-8)		
b-9)	Metil-fenil-éter	
b-10)	CH ₃ -COOCH ₃	

2015 No salió

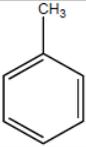
2014

1-a) Nomeneu o formuleu, segons convinga, els compostos següents: (1 punt)

Nombre	Fórmula
1,6-heptadiè	
Butanal	
2-metil-3-etil-pentà	
	CH ₃ -CH ₂ -O-CH ₃
	CH ₃ -CH ₂ -COOH
	KClO ₃
	K ₃ PO ₄
Òxid de plom(IV)	
Hidròxid de bari	
Fluorur d'alumini	

2013

1-a) Nomene o formule, segons convinga, els compostos següents: (1 punt)

Nom	Fórmula
2-butanol	
2,3,3-trimetilpentà	
Pentanal	
	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -O-CH ₃
	
Hidrogencarbonat sòdic	
Sulfur de coure(II)	
Pentaòxid de difòsfor	
	Ca(OH) ₂
	HIO ₄

2012

3. Formule y nombre según corresponda los siguientes compuestos (1 pto)

Tricloruro de aluminio; ácido ortofosfórico; amoniaco; 2-pentanona; ácido propanodioico
CaCO₃; IK; CH₃-CO-CH₃; CH₃-CH₂-CH₂-CH₃; C₆H₅-CH₃

2011

3. Formular y nombrar según corresponda los siguientes compuestos: (1,5 puntos)

Na₂SO₄; CuO; HNO₃; CH₃-CH₂OH; CH₂=CH₂

Ácido fosfórico; tricloruro de aluminio; butanal; ácido butanoico; 1-pentino

2010

3.- Formule ó nombre según proceda (1 punto)

Ca(OH) ₂ .	óxido de cobre (II)
Al ₂ O ₃ .	hidróxido de aluminio (III)
H ₂ SO ₄ .	butano
CH ₃ -CO-CH ₃ .	benceno
CH ₃ -COOH	ácido propanoico

2009

3.- Formular o nombrar según corresponda: (1'5 puntos)

Al(OH)₃; F₂O₃; H₂CO₃; CH₃-CH₂-CH₃; C₆H₅-CH₃

Acido nitroso; fosfato tripotásico; propanona; ácido propanodioico; 1-butino.

2008

3.- Formular o nombrar según corresponda, los siguientes compuestos (1 punto)

Hidróxido de litio	CH ₃ -CHOH-CH ₃ .
Tricloruro de fósforo	CH ₃ -CO-CH ₃ .
Sulfito potásico	CH ₃ -CH=CH-CH ₃ .
NaHCO ₃ .	metil-benceno
H ₃ PO ₄ .	metil-oxi-metil

2007

3.- Formular o nombrar, según corresponda: (2 ptos)

NaHCO_3 ; $\text{Li}(\text{OH})$; H_3PO_4 ; Tricloruro de fosforo ; Hidróxido amónico.

Butano ; Metil-benceno ; Acido etanoico ; $\text{CH}_3-\text{COO}-\text{CH}_3$; $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHO}$.

2006

3.- Formular o nombrar , según corresponda: (0'1 pto cada formula)

Tricloruro de aluminio

2-pentanona

ácido ortofosfórico

ácido propanodioico

amoníaco

$\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$.

CaCO_3 .

$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$.

IK

$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_3$.

Formulación y nomenclatura-Otros Ejercicios

Formule o nombre los siguientes compuestos:

Óxido de hierro(III)	
Sulfuro de zinc	
Ácido dicrómico	
Trioxidonitrato de litio	
Azano	
Trihidroxidoboro*	
Dioxidano	
Hidrogenocarbonato de calcio	
Peróxido de litio	
Hidróxido de calcio	

*Indique las fórmulas tradicional y aditivo-sistemática

AgHSeO ₄	
NaBrO ₃	
H ₃ SbO ₃	
SiO ₂	
CuH ₂	
SF ₆	
LiOH	
PH ₃	
(NH ₄)HS	
BaO ₂	

2014

CUESTION 5a) Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos. **(1,2 puntos)**

- i) dihidrogenofosfato de aluminio ii) cloruro de estaño(IV) iii) propanona
iv) $\text{Cu}(\text{BrO}_3)_2$ v) SbH_3 vi) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$

b) Nombre los siguientes compuestos e identifique los grupos funcionales presentes en cada uno de ellos. **(0,8 puntos)**

- i) $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$ ii) $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ iii) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3$ iv) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$

CUESTION 5

a) Formule los siguientes compuestos:

- i) sulfato de aluminio ii) óxido de hierro (III) iii) nitrato de bario iv) 3-pentanona v) propanoato de etilo

b) Nombre los siguientes compuestos.

- i) NaHCO_3 ii) KClO_4 iii) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ iv) $\text{CH}_3\text{-CHO}$ v) $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$

(0,2 puntos cada compuesto)

2013

CUESTIÓN 3. - Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:

- a), 3,4-dimetil-1-pentino; b) dietilamina; c) metilbutanona; d) ácido fosforoso;
e) tetracloruro de estaño; f) KMnO_4 ; g) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; h) HBrO_4 ; i) $\text{CH}_2=\text{CH-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$;
j) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$.

2012

CUESTION 5. - Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos.

- a) Peróxido de sodio; b) ácido cloroso; c) óxido de cobre (II); d) propanona
e) metoxietano (etil metil éter); f) KMnO_4 ; g) NaHCO_3 ; h) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$;
i) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3$; j) $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$.

CUESTIÓN 5. - Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:

- a) Óxido de cromo (III); b) nitrato de magnesio; c) hidrogenosulfato de sodio;
d) ácido benzoico; e) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; f) HgS ; g) H_3PO_4 ; h) CHCl_3 ; i) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$;
j) $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_3$.

2011

CUESTIÓN 3. - Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:

- a) Dietiléter; b) Ácido benzoico; c) Carbonato cálcico; d) Ácido nítrico;
e) Sulfato sódico; f) NH_3 ; g) H_2SO_4 ; h) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; i) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$;
j) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$.

2010

CUESTIÓN 3. - Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:

- a) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; b) PCl_3 ; c) NaH_2PO_4 ; d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$; e) $\text{CH}_3\text{-CCl}_2\text{-CH}_3$;
f) Óxido de aluminio; g) Cloruro amónico; h) Ácido 2-metilpropanoico;
i) Etanoato de potasio; j) 1,2-bencenodiol o (1,2-dihidroxibenceno).

CUESTIÓN 3. - Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:

- a) 1-etil-3-metilbenceno; b) 2-metil-2-propanol; c) 2-metilpropanoato de etilo; d)
Hidrógenofosfato de calcio; e) sulfito sódico; f) CuCN ; g) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$; h) ClCH=CH-CH_3 ;
i) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$; j) $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CO-CH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$.

2009

CUESTIÓN 5 B. - Formula o nombra según corresponda:

- a) etanoato de metilo; b) propanal; c) fenil metil éter; d) yodato de níquel (II);
e) perclorato de potasio; f) $\text{CH}_2=\text{CH-CHO}$; g) $\text{N}(\text{CH}_3)_3$; h) NO_2 ; i) NaHCO_3
j) AlPO_4 .

2008

CUESTIÓN 5A. - Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:

- a) 1,3-pentadieno; b) 3-metil-2-butanol; c) etanoato de propilo; d) ácido bromico;
e) hidrogenocarbonato de plata; f) $\text{CH}_3 - \text{NH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$; g) $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CO} - \text{CH}_3$;
h) $\text{CH}_3 - \text{C}(\text{CH}_3) = \text{CH} - \text{CH}_3$; i) $\text{Ba}(\text{HS})_2$; j) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

2007

CUESTIÓN 5B. - Formula o nombra, según corresponda:

- a) Propanona; b) 1,2,3-propanotriol; c) ácido butanoico; d) trióxido de azufre;
e) pentaóxido de dinitrógeno; f) $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$;
g) $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$; h) NaClO ; i) O_3 ; j) H_3PO_4 .

2006

CUESTIÓN 6. - a) Formula los siguientes compuestos orgánicos:

- a₁) 3,4-dimetilpentano; a₂) 4-cloropentanal; a₃) metilbenceno (tolueno);
a₄) etilpropiléter; a₅) etilmetilamina.

b) Nombra los siguientes compuestos orgánicos:

- b₁) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH} = \text{CH}_2$; b₂) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CHOHCH}_3$;
b₃) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{COOH}$; b₄) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$;
b₅) $\text{CH}_3\text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$.

CUESTIÓN 6. - a) Nombra o formula, en su caso, los siguientes compuestos:

- a₁) propilamina; a₂) butanoato de octilo; a₃) $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$; a₄) $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{OH}$.

2005

CUESTIÓN 6. - a) Nombra o formula, en su caso, los siguientes compuestos:

- 1°.- 4,5-dimetil-1-hexeno; 2°.- ácido 2-cloropropanoico; 3°.- $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{NH}_2$; 4°.- $\text{CH}_3\text{CH}_2 - \text{ONa}$

CUESTIÓN 6. - Considera el compuesto de fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$:

- a) Indica cuatro posibles fórmulas estructurales compatibles con la fórmula molecular dada y nombra sólo dos de los compuestos.

2004

2003

CUESTIÓN 5. - a) Formula los siguientes compuestos orgánicos:

- n-pentano; 2-pentanol; 3-pentanona; ácido pentanoico; pentanoato de pentilo.
b) Nombra los siguientes compuestos:
 CH_3CHO ; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_3$; $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{CH}_2\text{CH}_3$; $\text{C}_6\text{H}_5\text{CONH}_2$; HOOCCOOH .

2002

CUESTIÓN 5. - a) Formula los siguientes compuestos: sulfato de sodio; óxido de aluminio; ácido hipoyodoso; 2-pentanol; etil-metil-amina.

- b) Nombra los compuestos: NaH_2PO_4 ; PbO_2 ; BeCl_2 ; CH_3CONH_2 ; $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CHCH}_2\text{CH}_3$.

2001

CUESTIÓN 5. - a) Escribe y nombra todos los alcoholes que tienen como fórmula empírica $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

- b) Los alcoholes reaccionan con los ácidos orgánicos formando ésteres. Escribe las reacciones de esterificación correspondientes a los alcoholes del apartado anterior con el ácido acético.
c) Nombra los ésteres formados

CUESTIÓN 5. - Las fórmulas empíricas orgánicas siguientes: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ y C_4H_{10} corresponden en cada caso a dos compuestos orgánicos diferentes. Se desea saber:

- a) La fórmula desarrollada de cada uno de los compuestos.
b) A qué grupo funcional pertenece cada uno de ellos.
c) Nombra cada uno de los compuestos.

EJERCICIOS DE FORMULACIÓN ORGÁNICA.

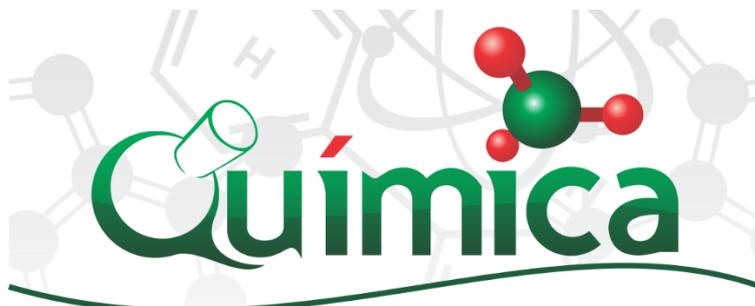
1. Formular o nombrar, según corresponda, los siguientes compuestos.

- 1) Propano
- 2) Octano
- 3) 3-metilhexano
- 4) 3-etil-2,2-dimetilpentano
- 5) 2,3-dimetilbutano
- 6) 3-metil-2-buteno
- 7) 2-cloro-1,4-hexadieno
- 8) 3-penten-1-ino propadieno
- 9) ciclobutano
- 10) 1,2-dibromociclopropeno
- 11) 1,3-ciclohexadieno
- 12) o-dimetilbenceno
- 13) p-etilmetilbenceno
- 14) m-dietilbenceno
- 15) butiletiléter
- 16) dietiléter
- 17) fenilmetiléter
- 18) fenol
- 19) 2-butanol
- 20) 2-metil-1,3-pentanodiol
- 21) 2-etil-3-hexen-1-ol
- 22) 1,2,3-propanotriol
- 23) propanal
- 24) butanodiona
- 25) 2,2-dimetil-pentanodial
- 26) formaldehido
- 27) 3-etil-2,4-pentanodiona
- 28) 2,2-dicloropropanal
- 29) 2-hidroxibutanal
- 30) ácido propanoico
- 31) ácido etanodioico
- 32) ácido 2-butenico
- 33) ácido 2,2,3-trimetilpentanoico
- 34) ácido benzoico
- 35) ácido 2-ciclopropilbutanoico
- 36) metanoato de metilo
- 37) propanoato de etilo
- 38) acetato de etilo
- 39) butanoato de fenilo
- 40) benzoato de metilo
- 41) 2-metilpropanoato de butilo
- 42) trimetilamina
- 43) fenilamina
- 44) etildimetilamina
- 45) etilmetilpropilamina
- 46) difenilamina
- 47) propanomida
- 48) 2-yodobutanoamida
- 49) 3-hexinamida
- 50) Benzonitrilo
- 51) Etanonitrilo
- 52) Propenonitrilo
- 53) 2,3-dietil-5-metilheptanonitrilo
- 54) $\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_6\text{-CH}_3$
- 55) $\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_{10}\text{-CH}_3$
- 56) $\text{CH}_2\text{=CH-CH}_2\text{-CH=CH-CH}_3$
- 57) $\text{CH}_2\text{=CH-C}\equiv\text{C-CH-CH}_3$
- 58) $\text{CH}_2\text{=CH-CCl}_2$
- 59) CH=CH-CH_3
- 60) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$
- 61) $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$
- 62) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CHOH-CH}_3$
- 63) $\text{CH}_2\text{-O-CH}_3$
- 64) HCHO
- 65) CHO-CHO
- 66) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$
- 67) $\text{CH}_3\text{-COOH}$
- 68) $\text{CH}_3\text{-CHO}$
- 69) $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$
- 70) $\text{CH}_3\text{-CHBr-COO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
- 71) COOH-CH=CH-COOH
- 72) HCOO-CH_3
- 73) CH_3
- 74) $\text{NH-CH}_2\text{-CH}_3$
- 75) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2$
- 76) $\text{CH}_3\text{-CONH}_2$



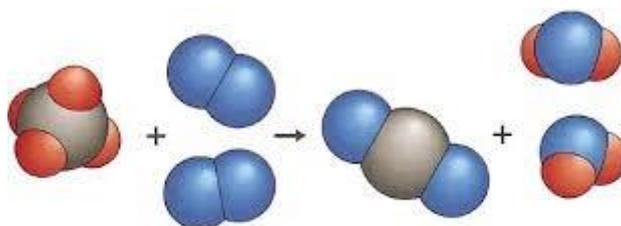
ACCÉS UNIVERSITAT
MAJORS DE 25 I 45 ANYS

Opció C
CIÈNCIES DE LA SALUD



Tema 2

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS



ESTEQUIOMETRÍA

Generalidades: Ar, M, mol, número de partículas, ley de los gases.

Masa atómica y molecular

Debido a las dimensiones tan reducidas de los átomos y de las moléculas, ya que las masas de ambos son del orden de 10^{-27} Kg, inapreciables por las más modernas y precisas balanzas analíticas, para poder trabajar con comodidad, se ha definido la unidad de masa atómica (uma) como la doceava parte de la masa del isótopo de carbono 12, al cual se le asigna la masa de 12 umas. Esta escala de masas atómicas, inicialmente daba el valor 1 a la masa del átomo más ligero que existe, el Hidrógeno. Es una escala de masas relativas.

La masa molecular se obtiene teniendo en cuenta la masa atómica de cada elemento que integra el compuesto y el número de átomos que interviene.

Masa del $\text{NH}_3 = 1 \times 14 + 3 \times 1 = 17$ umas.

Concepto de mol

Es un concepto fundamental de la Química, y nos permite pasar de la Química macroscópica, a la química atómica y molecular (submicroscópica).

Número de Avogadro: es el número de átomos contenidos en 12 g del isótopo de Carbono 12 y tiene un valor $N_A = 6,023 \times 10^{23}$

Mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) como átomos hay en 12 g del isótopo de Carbono 12. Por tanto, un mol de átomos contiene $6,023 \times 10^{23}$ átomos; un mol de moléculas contiene $6,023 \times 10^{23}$ moléculas; y un mol de iones contiene $6,023 \times 10^{23}$ iones, etcétera.

La masa de un mol expresada en gramos se define como masa molar (M). La masa molar coincide con el valor de la masa molecular, aunque la primera se expresa en gramos mientras que la segunda se expresa en umas. Así, un mol de amoníaco pesa 17 gramos, mientras que una molécula de amoníaco pesa 17 umas. En un mol de amoníaco, por otra parte, existen $6,023 \times 10^{23}$ moléculas.

Volumen molar

Un mol de cualquier gas, en condiciones normales de presión (1 atm) y temperatura ($0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$) ocupa siempre un volumen de 22,4 litros y a este volumen se le llama volumen molar.

Ecuación de los gases ideales $PV = nRT$

Donde la presión se mide en atmósferas, el volumen en litros, n es el número de moles y T es la temperatura en Kelvin $T = 273 + t$

R es la constante de los gases ideales, $R = 0,082 \text{ atml/Kmol}$.

Nociones básicas de estequiometría

Para realizar cálculos estequiométricos en cualquier reacción química irreversible, nos basamos en dos de las leyes ponderales:

- la Ley de la conservación de la masa de Lavoisier, “en todas las reacciones químicas se conservan la masa, de forma que la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos” y
- la Ley de las proporciones definidas de Proust: “cuando dos o más sustancias reaccionan para formar un compuesto, lo hacen siempre en proporciones fijas y constantes”.

No obstante lo anterior, para realizar cálculos estequiométricos en una reacción química se sigue el siguiente procedimiento:

- Se ajusta la reacción logrando que la suma de los átomos de los reactivos sea igual a la suma de los átomos en los productos.
- Se calcula la masa molecular tanto de los reactivos, como de los productos.
- Se determina el reactivo limitante, es decir aquella sustancia que por encontrarse en menor proporción se consume antes.

- Se establecen relaciones estequiométricas entre el reactivo limitante y cada uno de los reactivos y productos, teniendo en cuenta tanto los coeficientes de ajuste, como las masas moleculares de cada uno de los reactivos y productos.

No obstante lo anterior, debemos tener en cuenta que los coeficientes estequiométricos nos determinan la relación que existen entre los moles y los reactivos que reaccionan; por lo que el mol de cada uno de ellos podemos expresarlo tanto en moles, como en gramos, como en un volumen de gas de 22,4 litros en Condiciones Normales.

Sobre el MOL

La materia está constituida por partículas: átomos o iones, que podemos encontrar formando sustancias elementales o compuestos, por ejemplo, moléculas. El tamaño de los átomos o iones y de las moléculas es muy pequeño, lo que implica que cada vez que manejemos porciones de materia, gramos de cualquier sustancia, tenemos millones de estas unidades fundamentales en nuestras manos. Desde un punto de vista químico nos resultará muy conveniente manejar las cantidades de sustancias conociendo el número de estas unidades estructurales que las forman, es decir, nos interesa saber cuántos átomos, cuantos iones, cuantas moléculas, ... hay en nuestro sistema de trabajo. Una forma muy cómoda de manejar estas cantidades es darle un nombre a un número concreto, y elevado, de ellas, por ejemplo: a cada $6,022 \times 10^{23}$ las vamos a llamar mol: un mol de átomos, un mol de moléculas, un mol de iones... ¿Y por qué cogemos estos grupos de $6,022 \times 10^{23}$ elementos? Porque, como veremos, este número tiene un significado químico muy especial: la masa de un grupo de $6,022 \times 10^{23}$ átomos o moléculas es numéricamente igual a la masa de uno de esos átomos o de una de esas moléculas (uma), pero en unidades de gramos. Es decir: el mol nos proporciona el factor de conversión entre unidades de masa atómica y gramos.

El mol es una forma muy útil, desde el punto de vista químico, de contar las entidades constituyentes de la materia.

El concepto de mol lleva implícito dos aspectos fundamentales:

- en primer lugar, y el más importante, se trata de un factor de conversión entre unidades de masa en gramos (g) y unidades de masa atómica (uma).
- por otro lado, cuando hablamos de un mol estamos hablando de un número de unidades, es decir, podemos hablar de un mol de átomos, un mol de iones, un mol de electrones, un mol de moléculas, etc. 1 mol de átomos de un elemento concreto contiene exactamente un número de átomos igual al Número de Avogadro ($N_A = 6,022 \times 10^{23}$).

Mol:

Definición oficial: Número de átomos que hay exactamente en 12 gramos de carbono-12. En general, es la unidad para la medida de cantidad de sustancia seleccionada por el Sistema Internacional (SI). El número de unidades que representa es el Número de Avogadro (6.022×10^{23}).

Número Avogadro (N_A):

Número de unidades que hay en un mol.

$6.02214179 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ Nos aporta el factor de conversión entre cantidad de sustancia y cantidad de masa.

Cantidad de sustancia

Número de partículas, de entidades químicas, que encontramos en una determinada cantidad de muestra.

Cantidad de masa

Cantidad de materia contenida en una determinada cantidad de muestra.

Conocemos la cantidad de sustancia de una muestra mediante la medida de la cantidad de masa de esa muestra: contamos átomos, iones, moléculas ..., mediante su peso

Estos dos aspectos mencionados, implícitos en el concepto de mol, son ambos la consecuencia de conocer cuanto pesa un átomo, o visto de otra forma, cuantas partículas atómicas podemos encontrar en una masa concreta de una muestra. Si pesamos $6,022 \times 10^{23}$ átomos de carbono-12, estos nos pesarán justamente 12 gramos. Si pesamos $6,022 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno-1, pesarán 1 gramo. Si pesamos $6,022 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno-16, pesarán 16 gramos. Es decir, podemos de forma general decir que $6,022 \times 10^{23}$ átomos de cualquier elemento pesan una cantidad en gramos igual en magnitud a la masa atómica de ese elemento. De esta forma, se ha elegido este número, N_A , por

su importante significado químico: podemos manejar cantidad de partículas (cantidad de sustancia) de una muestra de forma que no tengamos que utilizar cifras tan astronómicas, y que, sobre todo, nos permita conocer el número de estas entidades que existen en una muestra, simplemente pesando, en una balanza, una determinada cantidad de masa.

Ejemplos resueltos:

- 1 mol de átomos de C-12 contiene $6,02 \times 10^{23}$ átomos de C-12
- 1 mol de moléculas de H₂O contiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas H₂O
- 2 mol de iones Cl⁻ contiene $2 \cdot (6,02 \times 10^{23})$ de iones cloruro

¿ Cuántos átomos de Nitrógeno hay en 0,35 moles de moléculas de urea, (NH₂)₂CO?

Como 1 mol de (NH₂)₂CO ----- $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de urea (NH₂)₂CO

0,35 moles de (NH₂)₂CO ----- x

$$x = 2,1 \times 10^{23} \text{ moléculas de urea (NH}_2\text{)}_2\text{CO}$$

1 molécula de urea (NH₂)₂CO ----- tiene 2 átomos de N

$2,1 \times 10^{23}$ moléculas de urea (NH₂)₂CO ----- x

$$x = 4,2 \times 10^{23} \text{ átomos de N}$$

Solución

a) Como en un mol de dióxido de carbono hay el número de Avogadro de moléculas de dióxido de carbono, en 0'5 moles habrá:

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2} = \frac{0'5 \text{ moles}}{x}$$

$$x = 3'011 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2$$

En 0'5 moles de CO₂, calcule:

- a) El número de moléculas de CO₂
- b) La masa de CO₂.
- c) El número total de átomos.

b) La masa de dióxido de carbono, será:

$$M_m(\text{CO}_2) = 44 \text{ g}$$

Datos. Masas atómicas: C = 12; O = 16.

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} = \frac{0'5 \text{ moles}}{x} ; x = 22 \text{ g de CO}_2$$

c) Como en cada molécula hay tres átomos (uno de carbono y dos de oxígeno), el número total de átomos será:

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{3 \times 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = \frac{0'5 \text{ moles}}{x}$$

$$x = 9'034 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

- a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de sodio?
- b) ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0'5 g de este elemento?
- c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0'5 g de tetracloruro de carbono?

Datos. Masas atómicas: C = 12; Na = 23; Al = 27; Cl = 35'5.

Solución

a) Aplicamos el concepto de mol:

$$1 \text{ mol Na} \equiv 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na} \equiv 23 \text{ g}$$

Por tanto:

$$1 \text{ át. Na} = \frac{23 \text{ g}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ at.}} = 3'81 \cdot 10^{-23} \text{ g/át. Na}$$

b) El número de átomos de aluminio puede calcularse de la siguiente expresión:

$$M_m(\text{Al}) = 27 \text{ g}$$

$$\frac{27 \text{ g Al}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ át. Al}} = \frac{0'5 \text{ g Al}}{x} ; x = 1'11 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Al}$$

c) Aplicamos el concepto de mol:

$$M_m(\text{Cl}_4\text{C}) = 154 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol Cl}_4\text{C} \equiv 6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Cl}_4\text{C} \equiv 154 \text{ g}$$

Por tanto:

$$\frac{154 \text{ g Cl}_4\text{C}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Cl}_4\text{C}} = \frac{0'5 \text{ g}}{x} ; x = 1'96 \cdot 10^{21} \text{ moléculas Cl}_4\text{C}$$

Otros ejercicios para resolver

1

Calcula las masas moleculares de los siguientes compuestos.

H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Sol-98u, 164u, 310u, 249,5u.

2

Calcular cuantas moles de cada uno de los compuestos anteriores hay en 2,5 g de cada compuesto.

Sol-0,025, 0,015, $8 \cdot 10^{-3}$, 0,01.

3

En cada sorbo de agua bebemos 25 cm^3 de dicho líquido. ¿Cuántas moléculas de agua ingerimos en cada sorbo?. Sol- $8,3 \cdot 10^{23}$

4

La masa de un alfiler de hierro es de 0,3 g ¿Cuántos átomos de hierro hay en el alfiler?. Fe=56u.

Sol- $3,2 \cdot 10^{21}$

5. Halla el número de átomos de hidrógeno que hay en 2 g de agua. Ar: (H=1) (O=16) u

6. ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de sodio?

7. ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0'5 g de este elemento

8. ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0'5 g de tetracloruro de carbono?

Masas atómicas: C = 12; Na = 23; Al = 27; Cl = 35'5.

9. En 0'5 moles de CO_2 , calcula: a) El número de moléculas de CO_2 , b) La masa de CO_2 , c) El número total de átomos.

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

10. a) ¿Cuál es la masa de una molécula de oxígeno? b) ¿Qué número de moléculas de oxígeno hay en 500 g de esta sustancia? Masas atómicas: O = 16.

11. Calcula el número de átomos que hay en: a) 44 g de CO_2 . b) 50 litros de gas He, medidos en condiciones normales.

c) 0'5 moles de O_2 Masas atómicas: C = 12; O = 16.

12. Calcule: a) La masa de un átomo de potasio. b) El número de átomos de fósforo que hay en 2 g de este elemento.

c) El número de moléculas que hay en 2 g de BCl_3 .

Masas atómicas: K = 39; P = 31; B = 11; Cl = 35'5.

13. En 0,3 moles de clorobenceno ($\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$): a) ¿Cuántas moles de átomos de carbono hay? b) ¿Cuántas moléculas? c) ¿Cuántos átomos de hidrógeno?

14. Un vaso contiene 100 mL de agua. Calcule: a) Cuántos moles de agua hay en el vaso, b) Cuántas moléculas de agua hay en el vaso, c) Cuántos átomos de hidrógeno y oxígeno hay en el vaso.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

Disoluciones

Una disolución es una mezcla homogénea (los componentes no se pueden distinguir a simple vista) de dos o más sustancias.

En las disoluciones hay que distinguir el **soluto**, el **disolvente** y la propia **disolución**

Soluto, es la sustancia que se disuelve.

Disolvente, es la sustancia en la que se disuelve el soluto.

Disolución, es el conjunto formado por el soluto y el disolvente

En aquellos casos en los que pueda existir duda sobre quién es el soluto y quién el disolvente se considera disolvente al componente que está en mayor proporción y soluto al que se encuentra en menor proporción.

Hay muchos tipos de disoluciones. Se mencionan a continuación las más importantes:

Disoluciones sólido - líquido. Ejemplo: azúcar y agua. El soluto es el sólido y el disolvente el líquido.

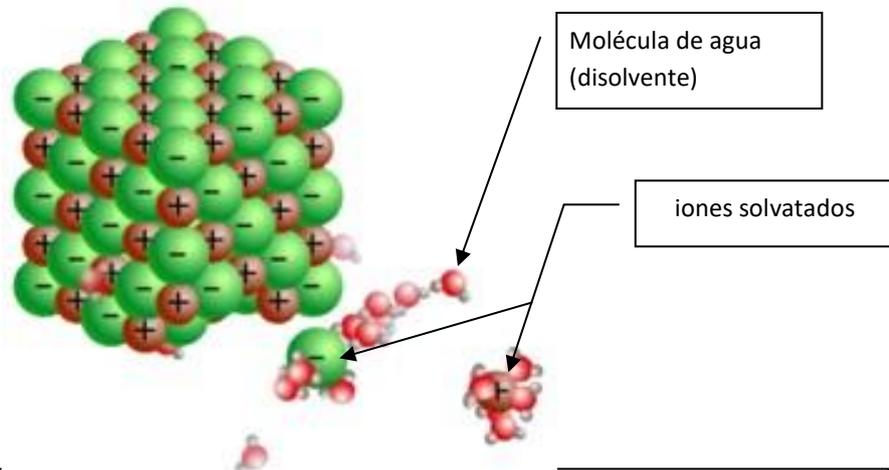
Disoluciones líquido – líquido. Ejemplo: alcohol y agua. Si preparamos una disolución mezclando 250 cm³ de alcohol y 500 cm³ de agua, el soluto será el alcohol y el disolvente el agua.

Disoluciones líquido- gas. Ejemplo: oxígeno y agua. El soluto es el gas, el disolvente el líquido.

Disoluciones gas – gas. Ejemplo: el aire. Se considera soluto el oxígeno (21%) y disolvente el nitrógeno (79%) (se considera que el aire está formado sólo por oxígeno y nitrógeno).

La disolución de un sólido es un proceso bastante complejo que implica la rotura de los enlaces existentes entre los iones del sólido que abandonan el cristal y se rodean de moléculas del disolvente (**solvatación**).

La solvatación de los iones es un proceso exotérmico, gracias al cual la disolución del sólido es un proceso espontáneo.



¿Cuánto soluto se puede disolver en una cantidad dada de disolvente?

Podemos contestar que **una cantidad máxima**. Si vamos añadiendo soluto (p.e. azúcar) poco a poco, observamos que al principio se disuelve sin dificultad, pero si seguimos añadiendo llega un momento en que el disolvente no es capaz de disolver más soluto y éste permanece en estado sólido, “posado” en el fondo del recipiente. La cantidad máxima de soluto que se puede disolver recibe el nombre de **solubilidad** y depende de varios factores:

- De quién sea el soluto y el disolvente. Hay sustancia que se disuelven mejor en unos disolventes que en otros.
- De la temperatura. Normalmente la solubilidad de una sustancia aumenta con la temperatura.

Como las disoluciones se pueden preparar mezclando cantidades variables de soluto y disolvente, se hace necesario establecer una forma para poder indicar estas cantidades, lo que se conoce con el nombre de **concentración de la disolución**.

Una manera (muy poco precisa) de indicar la concentración de una disolución es con las palabras: **diluida, concentrada y saturada**.

Disolución diluida: aquella que contiene una cantidad pequeña de soluto disuelto.

Disolución concentrada: si tiene una cantidad considerable de soluto disuelto.

Disolución saturada: la que no admite más soluto (ver más arriba)

Es fácil de entender que expresar la concentración de una disolución usando los términos diluida, concentrada o saturada es muy impreciso, por eso se hace necesario dar un valor numérico, lo que se conoce con el nombre de **concentración de la disolución**.

Una forma muy usada para expresar la concentración de una disoluciones son los g/L :

$$\text{Concentración en g/L} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

Observar que en la definición se dice **litro de disolución** (conjunto de disolvente y soluto) no de disolvente.

Ejemplo 1.

Indica los pasos a seguir para preparar 150 cm³ de disolución de sal común de concentración 15 g/l.

Solución:

Según la definición de concentración en gramos litro dada más arriba, la disolución a preparar contendrá 15 g de sal común en 1 litro de disolución.

Calculo la cantidad de sal que contendrán los 150 cm³ de disolución:

$$150 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \frac{15 \text{ g sal}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} = 2,25 \text{ g de sal}$$

Para preparar la disolución sigo los siguientes pasos:

Se pesan en la balanza 2,25 g de sal.

En un vaso se echa una cantidad de agua inferior a 150 cm³. Por ejemplo, 125 cm³. Se disuelve la sal en el agua. Al final del proceso se puede observar que el volumen ya no es 125 cm³ sino algo más, debido a la presencia del soluto disuelto. Se completa con agua hasta los 150 cm³.

1. Pesar el soluto

2. Disolver en un volumen de disolvente menor que el de la disolución que hay que preparar.

3. Completar con más disolvente hasta el volumen de disolución pedido.

Ejemplo 2.

Disponemos de 500 cm³ de una disolución de azúcar en agua cuya concentración es de 20 g/l. Si queremos tener 7 g de azúcar ¿qué volumen de disolución deberemos tomar?

Solución:

Aprovechamos el dato de concentración para calcular la cantidad de soluto solicitada:

$$7 \text{ g azúcar} \frac{1 \text{ litro disolución}}{20 \text{ g azúcar}} = 0,35 \text{ l disolución} = 350 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Ejemplo 3

Preparamos una disolución de bicarbonato en agua, tal que su concentración sea de 25 g/l. Si tomamos 125 cm³ de esta disolución ¿qué cantidad de bicarbonato estaremos tomando?

$$125 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \frac{25 \text{ g bicarbonato}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} = 3,13 \text{ g bicarbonato}$$

Otra forma de expresar la concentración, quizás la más característica, es la **molaridad**.

Se define molaridad (M) como moles de soluto por litro de disolución.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

Ejemplo 4

Se desean preparar 250 cm³ de una disolución de cloruro potásico en agua, cuya concentración sea 0,30 M. Realizar los cálculos necesarios e indicar cómo se procedería.

Solución:

Una disolución 0,30 M es la que contiene 0,30 moles de soluto por litro de disolución. Calculamos por tanto la cantidad de soluto necesario:

$$250 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \frac{0,30 \text{ moles KCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}} \frac{74,6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 5,6 \text{ g KCl}$$

Factor que convierte cm³ de disolución en moles de soluto

Factor que convierte moles en gramos.

Disolveríamos 5,6 g de KCl en 200 cm³ de agua. Una vez disuelto lo transvasamos a un matraz aforado de 250 cm³ y completamos, enrasando con cuidado, hasta 250 cm³.

Ejemplo 5

Para cierta reacción química necesitamos tomar 5,4 g de sulfato de cobre (II) y se dispone de una disolución de dicha sal de concentración 1,50 M. Calcular el volumen de disolución que sería necesario tomar.

Solución:

$$5,4 \text{ g CuSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ moles CuSO}_4}{159,6 \text{ g CuSO}_4} \cdot \frac{1000}{1,50 \text{ mol CuSO}_4} = 22,6 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Factor que convierte gramos en moles.

Factor que convierte moles de soluto en cm³ de disolución.

Aunque la molaridad sea la forma más común de expresar la concentración de una disolución en química, también se usa bastante el **tanto por ciento en peso**. Se define el tanto por ciento en peso como los gramos de soluto que hay por 100 g de disolución.

$$\text{Tanto por ciento en peso (\%)} = \frac{\text{g soluto}}{100 \text{ g disolución}}$$

Normalmente esta forma de expresar la concentración viene complementada por el dato de la densidad de la disolución que permite transformar gramos de disolución en cm³.

Ejemplo 6.

Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico de concentración 35 % (d = 1,18 g/cm³).

Determinar el volumen de la misma que se debe tomar si se desea que contenga 10,5 g de HCl

Calcular su concentración en moles/L.

Solución:

a)

$$10,5 \text{ g HCl} \cdot \frac{100 \text{ g disol.}}{35,0 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ disol.}}{1,18 \text{ g disol.}} = 25,4 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm³.

Factor que convierte gramos de soluto en gramos de disolución.

b)

$$\frac{35,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol.}} \cdot \frac{1,18 \text{ g disol.}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disol.}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}}{1 \text{ L disol.}} = 11,32 \frac{\text{moles HCl}}{\text{L}} = 11,32 \text{ M}$$

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm³.

Factor que convierte gramos de soluto en moles.

Ejemplo 7

Se dispone de ácido nítrico del 70% (d = 1,41 g/cm³) y se desea preparar 250 cm³ de una disolución 2,5 M. Indicar cómo se procedería.

Solución:

Primero calculamos la cantidad de soluto (HNO₃) necesario para preparar 250 cm³ de disolución de concentración 2,5 M:

$$250 \text{ cm}^3 \text{ disol.} \cdot \frac{2,5 \text{ moles HNO}_3}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}} = 0,625 \text{ moles HNO}_3 \quad 0,625 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 39,4 \text{ g HNO}_3$$

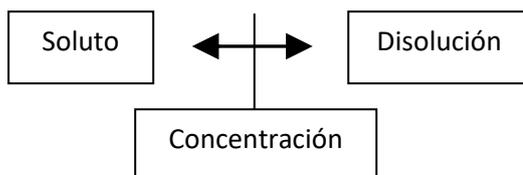
Calculamos ahora el volumen de ácido del 70% que contenga esa cantidad de HNO₃

$$39,4 \text{ g HNO}_3 \frac{100 \text{ g ácido}}{70 \text{ g HNO}_3} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ ácido}}{1,41 \text{ g ácido}} = 39,9 \text{ cm}^3 \text{ ácido}$$

Para preparar la disolución deberemos medir 39,9 cm³ de ácido del 70 %, echar agua (unos 150 cm³) en un matraz aforado de 250 cm³ y verter el ácido sobre el agua. A continuación añadir más agua con cuidado hasta completar los 250 cm³.

A la hora de resolver problemas de disoluciones conviene tener en cuenta algunas cosas:

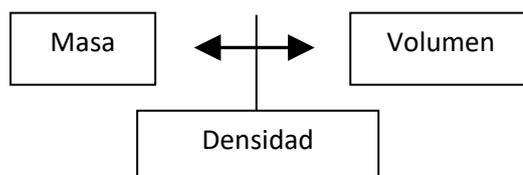
La mayor parte de los problemas se reducen a transformar *soluto* en *disolución* o a la inversa. La clave para hacerlo está en el *dato de concentración* que es el factor de conversión que permite realizar la transformación buscada:



La dificultad estriba, normalmente, en que las unidades del soluto o de la disolución no coinciden con las del dato de concentración y es necesario realizar una transformación previa para poder introducir el factor de conversión facilitado por el dato de concentración.

Siendo un dato fundamental en la resolución del problema planteado es imprescindible explicitar con claridad cuál es el significado del dato de concentración.

El dato de densidad de la disolución permite pasar de masa (g) de disolución a volumen (ml) de disolución.



Es conveniente tener claro la diferencia entre el dato de densidad (expresado normalmente en g/ml) y la concentración si está expresada en g/L o en g/ml

El dato de densidad se refiere siempre a la disolución y nos informa de cuál es la masa de la unidad de volumen. Si tenemos, por ejemplo, una disolución de ácido sulfúrico cuya densidad sea 1,80 g/ml, podemos asegurar que si medimos 1 ml de la misma su masa será 1,80 g. O bien, que 250 ml (por ejemplo) tendrán una masa de 450 g.

Ejemplo. 8

Se necesitan 1,30 moles de ácido nítrico (HNO₃). ¿Qué volumen de ácido del 36% y d = 1,22 g/ml deberemos tomar?

Solución:

El problema radica en pasar de soluto (HNO₃) a disolución (del 36%).

Analicemos el dato de concentración:

Ácido del 36% significa que de 100 g de disolución (que llamaremos "ácido") 36 g son de ácido nítrico puro (HNO₃) y el resto (64 g) de agua. Es decir:

$$\frac{36 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g ácido}}$$

Partamos del dato (1,30 moles de HNO₃). Si tratamos de convertirlo en disolución (ácido) usando el dato de concentración (ver arriba), vemos que no es posible, ya que en éste el soluto no está expresado en moles sino en gramos. En consecuencia hemos de introducir un factor de conversión previo que transforme moles en gramos:

$$1,30 \text{ moles HNO}_3 \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \frac{100 \text{ g ácido}}{36 \text{ g HNO}_3} = 227,5 \text{ g ácido}$$

Para llegar a la solución buscada sólo nos resta transformar gramos de ácido en ml de ácido, para lo cual usamos el dato de densidad:

$$227,5 \text{ g ácido} \frac{1 \text{ ml ácido}}{1,22 \text{ g ácido}} = 186,5 \text{ ml}$$

Dato de densidad.

El problema puede resolverse en un sólo paso enlazando todos los factores según se muestra a continuación:

$$1,30 \text{ moles HNO}_3 \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \frac{100 \text{ g ácido}}{36 \text{ g HNO}_3} \frac{1 \text{ ml ácido}}{1,22 \text{ g ácido}} = 186,5 \text{ ml ácido}$$

A la hora de preparar una disolución el primer dato que deberemos de tener es la cantidad de soluto necesario. Si no nos lo dan, ese será el primer cálculo. Una vez obtenido estamos en el caso típico de pasar de soluto a disolución.

Ejemplo. 9

Se desea preparar 250 ml de una disolución 0,5 M a partir de otra 6,5 M. Indicar el procedimiento

Solución:

El primer paso será saber la cantidad de soluto necesario partiendo del dato dado en el enunciado, 250 ml de disolución (paso de disolución a soluto):

$$250 \text{ ml disolución} \frac{0,5 \text{ moles soluto}}{1000 \text{ ml disol}} = 0,125 \text{ moles soluto}$$

Ahora transformamos moles de soluto en volumen de la segunda disolución (paso de soluto a disolución):

$$0,125 \text{ moles soluto} \frac{1000 \text{ ml disol}}{6,5 \text{ moles soluto}} = 19,2 \text{ ml disolución}$$

Como en el ejemplo anterior el problema se puede resolver en un solo paso (dis1= disolución 0,5 M y dis2 = disolución 6,5 M)

$$250 \text{ ml dis1} \frac{0,5 \text{ moles soluto}}{1000 \text{ ml dis1}} \frac{1000 \text{ ml dis2}}{6,5 \text{ moles soluto}} = 19,2 \text{ ml dis2}$$

Procedimiento:

Medimos 19,2 ml de la disolución 6,5 M. Esos 19,2 ml contienen 0,125 moles de soluto.

Añadimos agua hasta completar 250 ml de disolución. La disolución obtenida contendrá, por tanto, 0,125 moles de soluto en 250 ml de disolución (será 0,5 M)

Otros ejercicios

1. Calcular la molaridad de una disolución de HCl que contiene 125,0 g de soluto en 800 ml de disolución.

Sol: 4,28 M

2. Indicar el procedimiento para preparar 500 ml de disolución 0,5 M de NaCl

Sol: Pesar 14,6 g de NaCl, disolver en menos de 500 ml y completar después hasta 500 ml

3. Tenemos una disolución 6 M de Na₂SO₄. ¿Qué volumen de la misma deberemos tomar si queremos que contenga 125,5 g de soluto?

Sol: 147,3 ml

4. Calcular la cantidad de NaOH necesaria para preparar 250 ml de disolución 4,5 M

Sol: 45,0 g

5. Calcular el volumen de ácido clorhídrico 0,40 M que hemos de tomar para que contenga 0,32 moles.

Sol: 800 ml

6. Calcular la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico al 98%, cuya densidad es 1,80 g/ml.

Sol: 18,00 M

7. Para cierta reacción química se necesitan 0,25 moles de HCl. ¿Qué volumen se ha de tomar de un ácido clorhídrico del 35 % y densidad 1,18 g/ml?

Sol: 22,1 ml

8. Calcular la molaridad de una disolución de ácido clorhídrico al 37,23%, cuya densidad es 1,19 g/ml.

Sol: 12,14 M

9. Se necesitan 1,30 moles de ácido nítrico (HNO_3) ¿Qué volumen de ácido del 36 % y densidad 1,22 g/ml deberemos tomar?

Sol: 186,5 ml

10. Se quiere preparar 500 ml de una disolución 0,30 M de ácido sulfúrico a partir de ácido de 98 % ($d = 1,80 \text{ g/ml}$). Indicar el procedimiento a seguir.

Sol: medir 8,3 ml de ácido concentrado, disolver en agua lentamente y agitando (echar el ácido sobre el agua) y completar, una vez disuelto, hasta los 500 ml

11. Se quiere preparar 2,0 litros de una disolución 0,5 M de ácido clorhídrico y para ello se dispone de ácido del 37 % ($d = 1,19 \text{ g/ml}$). Indicar el procedimiento a seguir.

Sol: medir 82,9 ml de ácido concentrado, disolver en agua lentamente y agitando y completar, una vez disuelto, hasta los 2,0 litros.

12. Se toman 72,0 g de ácido acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$) y se disuelve en un poco de agua, completando posteriormente con agua hasta los 600 ml. Posteriormente se toman 100 ml a los que se añaden 200 ml de una disolución 4,0 M de ácido acético y después se completa con agua hasta el medio litro. ¿Cuál será la molaridad de la disolución final?

Sol: 2,0 M

Recordemos (MOL):

Un mol de distintas sustancias

1 mol de S:
Cantidad de S que contiene el N_A de **átomos** de azufre. Su masa es 32,0 g.

1 mol de Fe:
Cantidad de Fe que contiene el N_A de **átomos** de hierro. Su masa es 55,6 g.

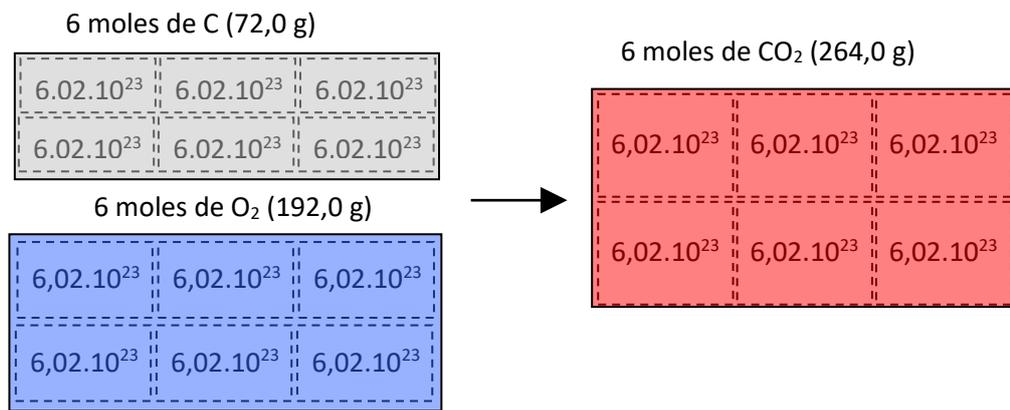
1 mol de Zn:
Cantidad de Zn que contiene el N_A de **átomos** de zinc. Su masa es 65,5 g.

1 mol de H_2O :
Cantidad de H_2O que contiene el N_A de **moléculas** de agua. Su masa es 18,0 g.

Consideremos una determinada cantidad de sustancia: 72,0 g de carbono. Desde el punto de vista químico consta de 6 unidades químicas o moles (masa de 1 mol = 12,0 g). Si yo quiero hacer reaccionar ese carbono con oxígeno gas según: $\text{C (s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$

necesitaría coger tantas unidades (moles) de carbono como de oxígeno, teniendo en cuenta que en este segundo caso las unidades elementales van a ser moléculas. La cantidad de oxígeno que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas (1 mol) tendrá una masa de 32,0 g. Luego para reaccionar con seis moles o unidades químicas de carbono (cuya masa son 72,0 g) necesitaré idéntico número de unidades (moles) de oxígeno. Esto es: 192,0 g de oxígeno.

$6,02 \cdot 10^{23}$	→	1 mol de C Contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomo de C
$6,02 \cdot 10^{23}$	→	1 mol de O_2 Contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2
$6,02 \cdot 10^{23}$	→	1 mol de CO_2 Contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2



Recordemos (MOLARIDAD):

Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico de concentración 35 % (d= 1,18 g/cm³).
 Determinar el volumen de la misma que se debe tomar si se desea que contenga 10,5 g de HCl
 Calcular su concentración en moles/L.

Solución:

a)

$$10,5 \cancel{\text{ g HCl}} \frac{100 \cancel{\text{ g disol.}}}{35,0 \cancel{\text{ g HCl}}} \frac{1 \cancel{\text{ cm}^3 \text{ disol}}}{1,18 \cancel{\text{ g disol}}} = 25,4 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm³.

Factor que convierte gramos de soluto en gramos de disolución.

b)

$$\frac{35,0 \cancel{\text{ g HCl}}}{100 \cancel{\text{ g disol.}}} \frac{1,18 \cancel{\text{ g disol}}}{1 \cancel{\text{ cm}^3 \text{ disol}}} \frac{1 \cancel{\text{ mol HCl}}}{36,5 \cancel{\text{ g HCl}}} \frac{1000 \cancel{\text{ cm}^3 \text{ disol}}}{1 \text{ L disol}} = 11,32 \frac{\text{ moles HCl}}{\text{ L}} = 11,32 \text{ M}$$

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm³.

Factor que convierte gramos de soluto en moles.

Se dispone de ácido nítrico del 70% (d = 1,41 g/cm³) y se desea preparar 250 cm³ de una disolución 2,5 M. Indicar cómo se procedería.

Solución:

Primero calculamos la cantidad de soluto (HNO₃) necesario para preparar 250 cm³ de disolución de concentración 2,5 M:

$$250 \cancel{\text{ cm}^3 \text{ disol.}} \frac{2,5 \text{ moles HNO}_3}{1000 \cancel{\text{ cm}^3 \text{ disol.}}} = 0,625 \text{ moles HNO}_3 \quad 0,625 \cancel{\text{ moles HNO}_3} \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \cancel{\text{ mol HNO}_3}} = 39,4 \text{ g HNO}_3$$

Calculamos ahora el volumen de ácido del 70% que contenga esa cantidad de HNO₃

$$39,4 \cancel{\text{ g HNO}_3} \frac{100 \cancel{\text{ g ácido}}}{70 \cancel{\text{ g HNO}_3}} \frac{1 \cancel{\text{ cm}^3 \text{ ácido}}}{1,41 \cancel{\text{ g ácido}}} = 39,9 \text{ cm}^3 \text{ ácido}$$

Para preparar la disolución deberemos medir 39,9 cm³ de ácido del 70 %, echar agua (unos 150 cm³) en un matraz aforado de 250 cm³ y verter el ácido sobre el agua. A continuación añadir más agua con cuidado hasta completar los 250 cm³.

Recordemos (LEY DE LOS GASES):

P.V= n.R.T

Es la llamada *ecuación de estado para los gases perfectos*, ya que relaciona las cuatro variables que caracterizan el estado de un gas:

Presión (P). Medida en atmósferas (atm) (1 atm = 760 mm = 101.325 Pa)

Volumen (V). Medido en litros (L)

Número de moles (n)

Temperatura. Medida en kelvin (K) (K = 273+ C)

R es una constante, llamada constante de los gases perfectos, que vale: 0,082 atm.L/mol.K

Ejemplo 1

¿Cuál será el volumen ocupado por 0,50 moles de un gas medido a 20 °C y 760 mm de presión?

Solución:

$$P V = n R T$$

$$V = \frac{n R T}{P} = \frac{0,50 \cancel{\text{mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K}} \cancel{\text{mol}}} \cdot 293 \cancel{\text{K}}}{1 \cancel{\text{atm}}} = 12,01 \text{L}$$

Ejemplo 2

Se recogen 1,25 moles de CO₂ en un recipiente de 20 L y a una temperatura de 25 °C. ¿Cuál será la presión ejercida por el gas?

Solución:

$$P V = n R T$$

$$P = \frac{n R T}{V} = \frac{1,25 \cancel{\text{mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K}} \cancel{\text{mol}}} \cdot 298 \cancel{\text{K}}}{20 \cancel{\text{L}}} = 1,53 \text{ atm}$$

La ecuación para los gases perfectos se puede escribir de otras formas equivalentes.

Por ejemplo, si tenemos **a** gramos de un gas cuya masa molar es **M** g/mol, podemos calcular los moles de gas haciendo: $n = \frac{a}{M}$

Por tanto, podemos escribir:

$$P V = \frac{a}{M} R T$$

Donde:

a = gramos de gas

M = masa molar del gas (g/mol)

Partiendo de la ecuación anterior:

$$P V = \frac{a}{M} R T$$

Operando, obtenemos:

$$P M = \frac{a}{V} R T = d R T$$

$$P M = d R T$$

Donde:

d = densidad del gas en g/L

$$PV = \frac{a}{M}RT; \quad a = \frac{MPV}{RT} = \frac{44,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1,052 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 291 \text{ K}} = 2,91 \text{ g}$$

REACCIONES QUÍMICAS

En un proceso químico (o reacción química) se produce una profunda alteración de la materia. Se parte de unas sustancias (reactivos) y lo que se obtiene después del proceso (productos) son unas sustancias completamente diferentes a las de partida.

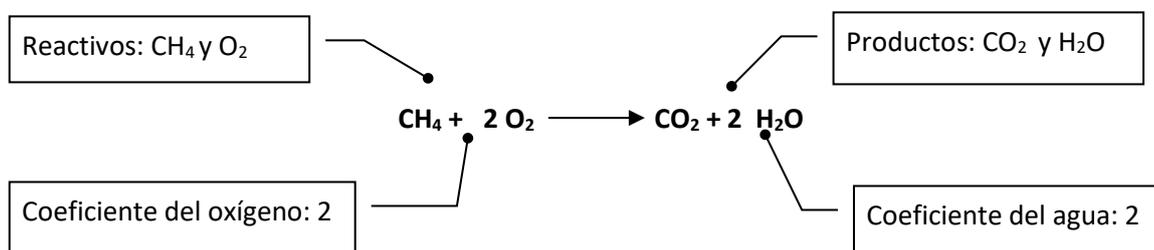
Para representar abreviadamente las reacciones químicas se utilizan las ecuaciones químicas:

Reactivos \longrightarrow Productos

El proceso de ajustar (o igualar) la ecuación consiste en colocar números delante de las fórmulas (coeficientes) para garantizar que exista el mismo número de átomos en los reactivos que en los productos, ya que en una reacción química no pueden desaparecer o crearse átomos. O lo que es lo mismo:

En una reacción química la masa permanece constante (Ley de Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier).

Con ello garantizamos que los reactivos están en las proporciones justas (*cantidades estequiométricas*) para reaccionar.

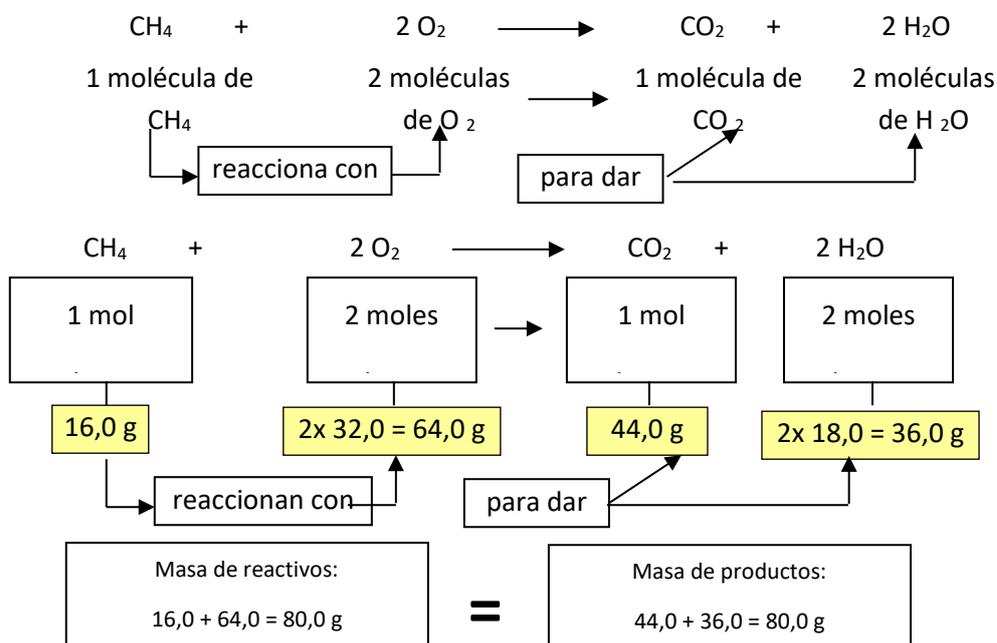


Para que se verifique una reacción química ha de producirse:

- Una ruptura de los enlaces en los reactivos. Lo que generalmente implica aportar energía.
- Un reagrupamiento de los átomos de forma distinta.
- Una formación de nuevos enlaces para formarse los productos. Lo que generalmente implica un desprendimiento de energía.

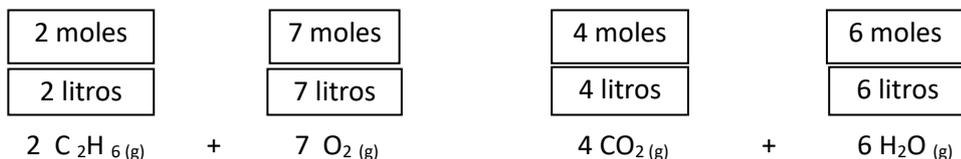
En el balance final de energía para el proceso puede ocurrir:

- Energía aportada > Energía desprendida. La reacción, en conjunto, absorbe energía (calor). Reacción endotérmica.
- Energía aportada < Energía desprendida. La reacción, en conjunto, desprende energía (calor). Reacción exotérmica.



“En una reacción química la masa se conserva. Esto es, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos”. (Ley de Lavoisier)

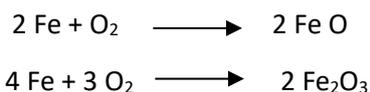
En el caso de que las sustancias sean gases, **y siempre que se midan en las mismas condiciones de presión y temperatura**, la relación en moles se puede establecer como relación en volumen: **“Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moléculas (Hipótesis de Avogadro)**



Si consideramos un gas y el volumen se mide a 1 atm de presión y 0 °C (condiciones normales), 1 mol ocupa 22,4 litros.

Algunos tipos de reacciones químicas:

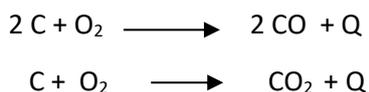
Reacciones de oxidación. Combinación con el oxígeno. Son reacciones lentas que desprenden poca energía



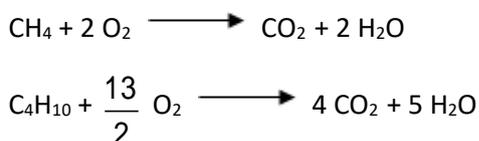
Los carbonatos desprenden CO₂ cuando son atacados por los ácidos (el desprendimiento de este gas es lo que provoca la característica “efervescencia”)



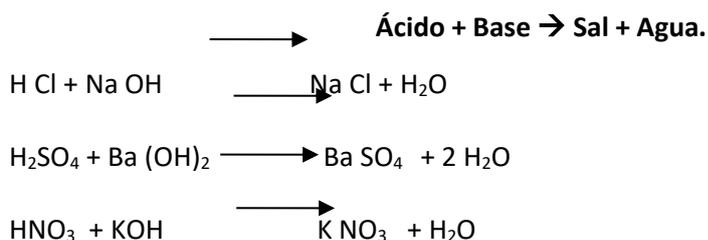
Reacciones de combustión. Químicamente son oxidaciones, pero al contrario que éstas son reacciones que transcurren muy rápidamente y con un desprendimiento notable de energía



Siempre que se queme un hidrocarburo (compuesto que contiene únicamente carbono e hidrógeno) se obtiene CO₂ y agua:



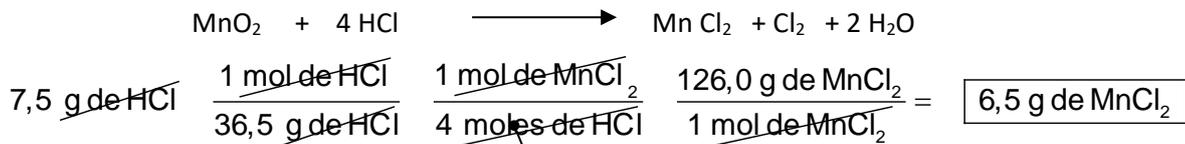
Reacciones de neutralización. Entre un ácido y una base. Se obtiene la sal del ácido y agua:



Cálculos masa - masa

El dato está expresado en gramos y la incógnita la piden también en gramos.

Ejemplo: **¿Cuántos gramos de dicloruro de manganeso se obtienen cuando reaccionan 7,5 g de ácido clorhídrico?**



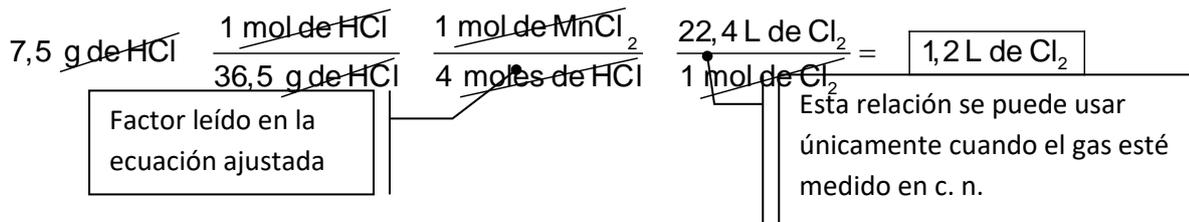
Factor leído en la ecuación ajustada. Nos transforma dato (HCl) en incógnita (MnCl₂)

Cálculos masa - volumen

El dato está expresado en gramos y la incógnita, por ser un gas, piden su volumen en litros. Ejemplo: **¿Qué volumen de cloro se obtendrá cuando reaccionen 7,5 g de ácido clorhídrico?**

- Si se mide en c. n.
- Si se mide a 1,5 atm y 50 °C

Cálculo del volumen de Cl₂ medido en c.n.



Cálculo del volumen de Cl₂ medido a 1,5 atm y 50 °C

Primero se calcula el número de moles de producto y a continuación se usa la ecuación de los gases:

$$7,5 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} = 0,051 \text{ mol de Cl}_2$$
$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,051 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot 323 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 0,901 \text{ L} = 901 \text{ cm}^3$$

Cálculos volumen - volumen

Si las sustancias consideradas están en fase gaseosa la relación establecida por la ecuación ajustada puede considerarse relación en volumen, **siempre que los gases estén medidos en las mismas condiciones de P y T** (volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moles)

Ejemplo: **Calcular los litros de amoníaco que se obtendrán cuando reaccionan 0,5 L de H₂ (se supone que ambos gases están medidos a igual P y T)**



Cálculos con rendimiento distinto del 100%

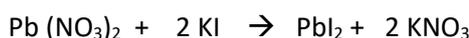
Lo más frecuente es que, debido a razones diversas, a la hora de la realización práctica de una reacción química las cantidades obtenidas sean distintas de las calculadas teóricamente. Se define el rendimiento de la reacción como:

$$r = \frac{\text{gramos reales}}{100 \text{ gramos teóricos}}$$

Ejemplo: **El nitrato de plomo (II) reacciona con el yoduro potásico para dar un precipitado amarillo de yoduro de plomo (II).**

- Plantear y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
- Cuando se hacen reaccionar 15,0 g de nitrato de plomo (II) se obtienen 18,5 g de yoduro de plomo (II) ¿Cuál es el rendimiento del proceso?

Ecuación ajustada:



Gramos de yoduro de plomo (II) que deberían obtenerse teóricamente:

$$15,0 \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2 \frac{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2}{331,2 \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2} \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2} \frac{461,0 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 20,9 \text{ g PbI}_2$$

Cálculo del rendimiento:

$$\frac{18,5 \text{ g PbI}_2 \text{ reales}}{20,9 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}} \frac{100,0 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}}{100,0 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}} = 88,5 \frac{\text{g PbI}_2 \text{ reales}}{100,0 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}} = 88,5 \%$$

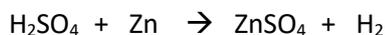
Factor para calcular el tanto por ciento

No se divide por el 100 del denominador,
ya que forma parte de la unidad solicitada.

Cálculos con rendimiento distinto del 100%

Ejemplo: **El ácido sulfúrico reaccionan con 10,3 g de zinc para dar sulfato de zinc e hidrógeno**

- Plantear y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
- Calcular la cantidad de sulfato de zinc obtenida si el rendimiento para el proceso es de un 75 %



Cantidad de sulfato de zinc que se debería obtener (teórico)

$$10,3 \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \frac{161,5 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 25,4 \text{ g ZnSO}_4$$

$$25,4 \text{ g ZnSO}_4 \text{ teóricos} \frac{75 \text{ g ZnSO}_4 \text{ reales}}{100 \text{ g ZnSO}_4 \text{ teóricos}} = 19,1 \text{ g ZnSO}_4 \text{ reales}$$

Factor que considera el
rendimiento de la reacción.

Procesos con reactivo limitante

A la hora de llevar a cabo una reacción química puede suceder que uno de los reactivos esté en exceso, entonces la reacción transcurre mientras exista algo del otro reactivo. Una vez que éste se acaba la reacción se para, quedando el exceso del primero sin reaccionar. El reactivo que al agotarse hace que la reacción se detenga se denomina **reactivo limitante**.

Los cálculos se efectúan considerando las cantidades que reaccionan.

Ejemplo: Una mezcla de 100,0 g disulfuro de carbono y 200,0 g de cloro (gas) se pasa a través de un tubo de reacción caliente produciéndose la reacción:



Calcular la cantidad de S_2Cl_2 que se obtendrá

Como dan cantidades para ambos reactivos, vemos si están en cantidades estequiométricas (justas):

$$100,0 \text{ g } \cancel{\text{CS}_2} \frac{1 \text{ mol } \text{CS}_2}{76,2 \text{ g } \cancel{\text{CS}_2}} = 1,31 \text{ mol } \text{CS}_2$$

$$200,0 \text{ g } \cancel{\text{Cl}_2} \frac{1 \text{ mol } \text{Cl}_2}{71,0 \text{ g } \cancel{\text{Cl}_2}} = 2,82 \text{ moles } \text{Cl}_2$$

Como (según se lee en la ecuación química) 1 mol de CS_2 reacciona con 3 moles de Cl_2 , para reaccionar con 1,31 moles de CS_2 se necesitarían: $1,31 \times 3 = 3,93$ moles de Cl_2 . Por tanto, como sólo existen 2,82 moles de Cl_2 :

Reactivo en exceso (no reacciona todo): CS_2 . Reactivo limitante (reacciona todo) : Cl_2

A la hora de efectuar los cálculos ha de tenerse presente que parte del CS_2 quedará sin reaccionar. Por tanto, ha de usarse, bien el reactivo limitante (reacciona totalmente), o bien la parte que reacciona del reactivo en exceso:

Usando el reactivo limitante:

$$2,82 \text{ mol } \cancel{\text{Cl}_2} \frac{1 \text{ mol } \text{S}_2\text{Cl}_2}{3 \text{ mol } \cancel{\text{Cl}_2}} \frac{135,0 \text{ g } \text{S}_2\text{Cl}_2}{1 \text{ mol } \text{S}_2\text{Cl}_2} = 126,9 \text{ g } \text{S}_2\text{Cl}_2$$

Reactivos impuros

Si los reactivos que se emplean en la reacción no son puros ha de tenerse en cuenta el dato de pureza y realizar los cálculos sólo con la parte de la muestra que reacciona.

Ejemplo: Al calentar el óxido de mercurio (II) se descompone en oxígeno (gas) y mercurio metálico. Calcular la cantidad de mercurio metálico que podremos obtener al descomponer 20,5 g de un óxido del 80 % de pureza.



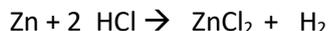
Parte de la muestra no es HgO. Por eso hablamos de "óxido" cuando nos referimos a la muestra impura

$$20,5 \text{ g de } \cancel{\text{óxido}} \frac{80 \text{ g de HgO}}{100 \text{ g de } \cancel{\text{óxido}}} \frac{1 \text{ mol HgO}}{216,8 \text{ g HgO}} \frac{2 \text{ mol Hg}}{2 \text{ mol HgO}} \frac{200,6 \text{ g Hg}}{1 \text{ mol Hg}} = 15,2 \text{ g Hg}$$

Factor que convierte los gramos de muestra en gramos de Hg O

Determinación de la pureza de un reactivo

Basándonos en la cantidad de productos obtenidos (o de reactivos que reaccionan) se puede establecer la pureza de un reactivo o su contenido en determinada sustancia (riqueza) Ejemplo: Una muestra impura de 50,0 g de zinc reacciona con 53,7 g de ácido clorhídrico. Calcular el % de zinc presente en la muestra (riqueza)



La cantidad de zinc presente en la muestra se puede calcular a partir del ácido consumido suponiendo que las impurezas no reaccionan con el ácido:

$$53,7 \text{ g HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 48,1 \text{ g Zn}$$

El cálculo de la pureza se reduce a calcular un tanto por ciento:

$$\frac{48,1 \text{ g Zn}}{50,0 \text{ g muestra}} \frac{100,0 \text{ g muestra}}{100,0 \text{ g muestra}} = 96,2 \frac{\text{g Zn}}{100,0 \text{ g muestra}} = 96,2 \% \text{ Zn}$$

Relación entre el Zn puro y la masa total de muestra

Factor para calcular el tanto por ciento. Recordar que por el "100" del denominador no se divide ya que forma parte de la unidad final.

Reactivos en disolución

Lo común es que los reactivos que se utilicen se encuentren en forma de disolución acuosa y que se trabaje directamente con cantidades de disolución y no de soluto: Ejemplo: **Se hacen reaccionar 6,5 g carbonato cálcico con ácido clorhídrico 1,5 M. Calcular la cantidad de ácido 1,5 M necesario para reacción completa.**



$$6,5 \text{ g de CaCO}_3 \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,1 \text{ g CaCO}_3} \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1,5 \text{ mol HCl}} = 86,7 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Este factor permite transformar moles de HCl (soluto) en volumen de disolución usando la definición de molaridad.

Reactivos en disolución

Una forma muy corriente de expresar la concentración de una disolución es en tanto por ciento en peso (masa). Si se pretende operar con volumen de disolución es preciso, además, conocer la densidad de la disolución. Ejemplo: **Se hacen reaccionar 4,5 g de zinc con ácido clorhídrico del 35% en peso y 1,18 g/cm³ de densidad. Calcular el volumen de ácido necesario para reacción completa.**



$$4,5 \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Zn}} \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100,0 \text{ g ácido}}{35,0 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ ácido}}{1,18 \text{ g ácido}} = 12,2 \text{ cm}^3 \text{ ácido (disolución)}$$

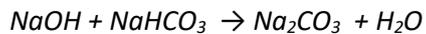
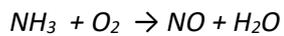
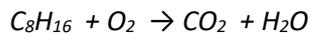
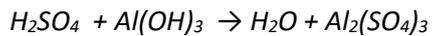
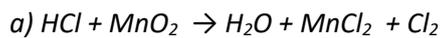
Factor que convierte moles de HCl en gramos de HCl

El dato de densidad permite convertir gramos (masa) en cm³ (volumen) de disolución

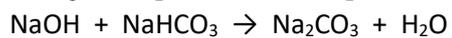
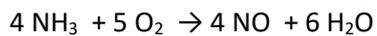
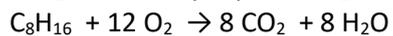
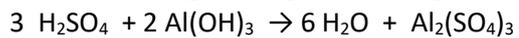
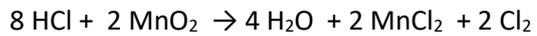
Usando la definición de concentración en tanto por ciento en peso se puede convertir gramos de HCl (soluto) en gramos de ácido (disolución)

Ajuste de reacciones químicas

Ajustar las siguientes reacciones químicas:



Ajustándolas por tanteo sería:



ESTEQUIOMETRÍA-COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Estamos analizando una muestra en cuya composición intervienen el carbono, el hidrógeno, el nitrógeno y el oxígeno. Descomponemos 100 gramos de esta sustancia y pesando por separado cada uno de los componentes vemos que hay un 49.48% de C; 5.19% de H; 28.85% de N y 16.48% de O ¿Podemos conocer la fórmula empírica de este compuesto? Si sabemos que su masa molar es $194.19 \text{ g mol}^{-1}$ ¿Cuál será su fórmula molecular?

Consideramos las masas atómicas como: H = 1.0079; C = 12.0107; N = 14.0067 y O = 15.9994

Solución:

Gramos de cada elemento en cada 100 gramos de muestra:

49.48 g de C

5.19 g H

28.85 g N

16.48 g O

Convertimos a moles de cada elemento esas cantidades de gramos:

Para el carbono:

$$49.48 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol at. C}}{12.0107 \text{ g de C}} = 4.12 \text{ moles at. C}$$

Para el hidrógeno:

$$5.19 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol at. H}}{1.0079 \text{ g de H}} = 5.15 \text{ moles at. H}$$

Para el nitrógeno:

$$28.85 \text{ g de N} \times \frac{1 \text{ mol at. N}}{14.0067 \text{ g de N}} = 2.06 \text{ moles at. N}$$

Para el oxígeno:

$$16.48 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol at. O}}{15.9994 \text{ g de O}} = 1.03 \text{ moles at. O}$$

Relación entre moles de cada elemento (dividimos todos por el número más pequeño de moles):

C: $4.12 / 1.03 = 4$

H: $5.15 / 1.03 = 5$

N: $2.06 / 1.03 = 2$

O: $1.03 / 1.03 = 1$

Por tanto, la relación entre el número de moles de los distintos elementos que forman este compuesto, es decir, la fórmula empírica, será: $\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$

(en este caso todos han resultado ser número enteros, si no resulta así, multiplicaríamos todos por un factor de forma que consigamos la relación entre el número de moles en forma de números enteros y más sencillos posibles)

Podemos comprobar que la Masa Molecular M_r de este compuesto será:

$$4(12.0107) + 5(1.0079) + 2(14.0067) + 15.9994 = 97.0951$$

Sabiendo que la masa molar de este compuesto es $194.19 \text{ g mol}^{-1}$ (o lo que es lo mismo, la masa de una molécula de este compuesto es de 194.19 uma):

$$97,0951 \cdot n = 194,19, \text{ de donde } n = 2$$

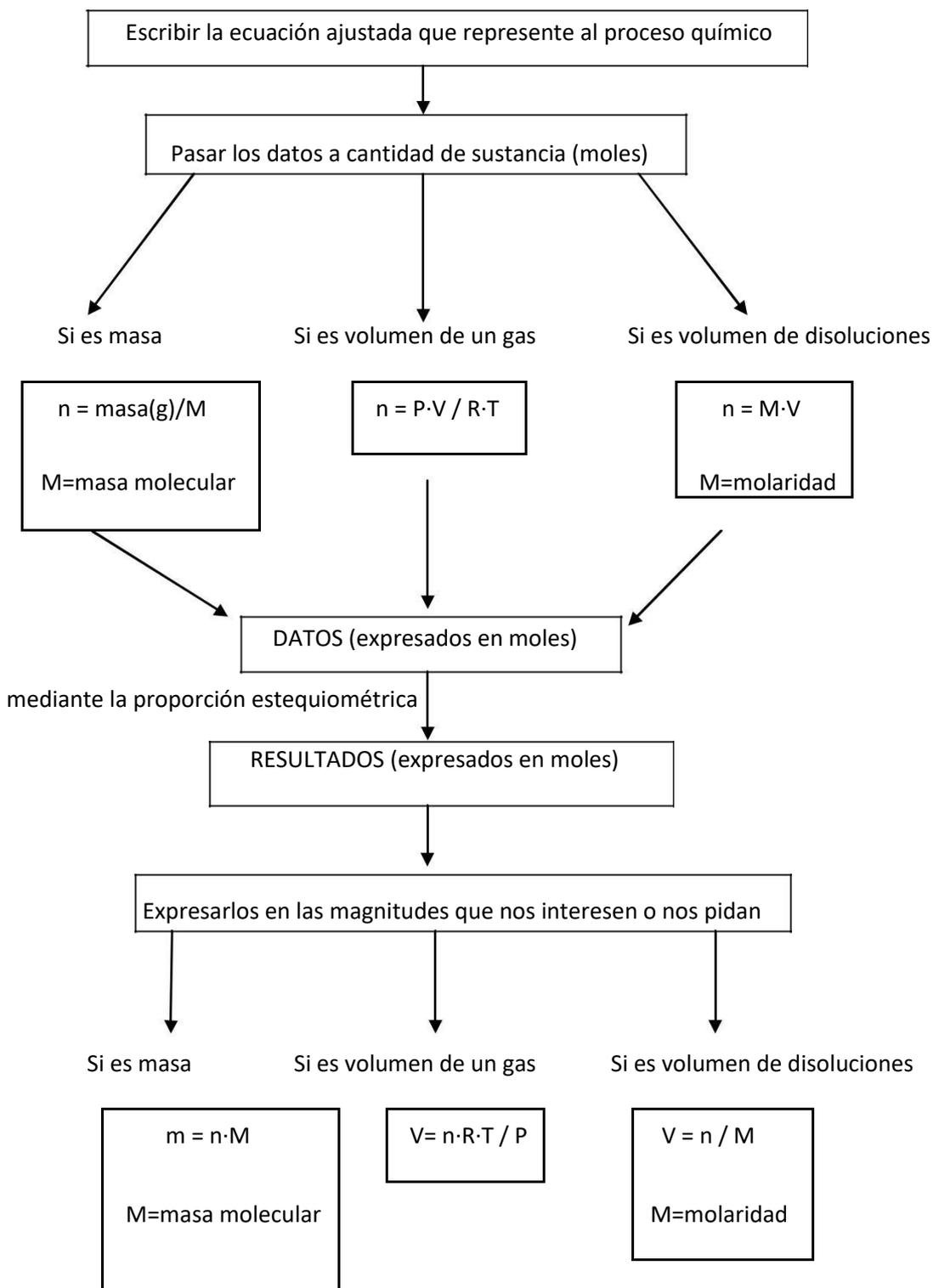
Es decir, en cada molécula tendremos 2 veces esa fórmula empírica.

Por tanto, la fórmula molecular de este compuesto será:

$$(\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}) \cdot 2 = \text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$$

Cálculos estequiométricos-Esquema

La resolución de la mayoría de los cálculos estequiométricos más simples se facilita si procedemos según el siguiente esquema:



Estequiometría-Chuleta

Masa atómica (A_r): Nos la dan siempre como dato

Masa molecular (M_r): La suma de las A_r en un compuesto. $M_r(\text{NH}_3) = 1 \times 14 + 3 \times 1 = 17$ umas.

Número de Avogadro: es el número de átomos contenidos en 12 g del isótopo de Carbono 12 y tiene un valor $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$ Sirve para "contar".

UN MOL DE LO QUE SEA CONTIENE EL Nº DE AVOGADRO DE LO QUE SEA

UN MOL ES LA A_r (PARA ÁTOMOS) O LA M_r (PARA MOLÉCULAS) EXPRESADA EN GRAMOS

LUEGO LA A_r (PARA ÁTOMOS) O LA M_r (PARA MOLÉCULAS) EN GRAMOS CONTIENE EL Nº DE AVOGADRO DE ÁTOMOS O DE MOLÉCULAS

CUALQUIER DATO QUE NOS DEN SIEMPRE, SIEMPRE, SIEMPRE LO DEBEMOS PASAR A MOLES Y DE MOLES A LO QUE NOS PIDAN.

PARA HALLAR EL NÚMERO DE MOLÉCULAS SE MULTIPLICA EL Nº DE MOLES (n) POR EL Nº DE AVOGADRO. UNA VEZ HALLADO EL Nº DE MOLÉCULAS SI NOS PREGUNTAN EL Nº DE ÁTOMOS, SE MULPLICA EL Nº DE MOLÉCULAS POR EL Nº DE ÁTOMOS QUE TIENE LA MOLÉCULA.

Formas de hallar el número de moles (n)

Compuestos de los que nos dan masa (m) en gramos

Normalmente son sólidos que se pueden pesar, a veces también líquidos...

$n = m/M_r$ m (masa en g), M_r (masa molecular, la suma de las A_r)

Si necesitamos hallar la masa (m) a partir del número de moles (n): $m = n \cdot M_r$

Gases

Los gases no se suelen pesar por lo que normalmente no conocemos su masa, sin embargo solemos conocer la presión P , la temperatura T y el volumen V .

Sólo para gases: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ P = presión en atm, (1 atm = 760 mm Hg)

V = volumen de la vasija que contiene el gas o volumen del gas (en litros, L)

n = número de moles

R = constante de los gases, que nos darán, ($R = 0,082$ atm.L / mol.K)

T = temperatura en K ($K = ^\circ\text{C} + 273$)

$n = P \cdot V / R \cdot T$

De la fórmula general $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ se podría despejar el V , la P o la T , si es que nos las pidieran.

Disoluciones

Normalmente conoceremos la concentración expresada en molaridad (M)

Molaridad. $M = n / V$ V siempre en litros (L)

Luego $n = M \cdot V$

Caso especial y muy, muy, muy importante

En las disoluciones es necesario conocer la molaridad M , para despejar el número de moles; pero en muchas ocasiones, especialmente en los ácidos no nos dan la molaridad, sino la riqueza y la densidad de la disolución. Esto es lo normal y se repite en todos los problemas. A partir de esos datos debemos deducir el número de moles " n ".

Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico de concentración 35 % ($d = 1,18$ g/cm³).

Determinar el volumen de la misma que se debe tomar si se desea que contenga 10,5 g de HCl

Calcular su concentración en moles/L.

Solución:

a)

$$10,5 \text{ g HCl} \frac{100 \text{ g disol.}}{35,0 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ disol}}{1,18 \text{ g disol}} = 25,4 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en

Factor que convierte gramos de soluto en gramos de disolución.

b)

$$\frac{35,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol}} \cdot \frac{1,18 \text{ g disol}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol}}{1 \text{ L disol}} = 11,32 \frac{\text{moles HCl}}{\text{L}} = 11,32 \text{ M}$$

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm³.

Factor que convierte gramos de soluto en moles.

Se necesitan 1,30 moles de ácido nítrico (HNO₃). ¿Qué volumen de ácido del 36% y d = 1,22 g/ml deberemos tomar?

Solución:

El problema radica en pasar de soluto (HNO₃) a disolución (del 36%).

Analicemos el dato de concentración:

Ácido del 36% significa que de 100 g de disolución (que llamaremos "ácido") 36 g son de ácido nítrico puro (HNO₃) y el resto (64 g) de agua. Es decir:

$$\frac{36 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g ácido}}$$

Partamos del dato (1,30 moles de HNO₃). Si tratamos de convertirlo en disolución (ácido) usando el dato de concentración (ver arriba), vemos que no es posible, ya que en éste el soluto no está expresado en moles sino en gramos. En consecuencia hemos de introducir un factor de conversión previo que transforme moles en gramos:

$$1,30 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g ácido}}{36 \text{ g HNO}_3} = 227,5 \text{ g ácido}$$

Dato de partida

Dato de concentración

Factor intermedio para transformar moles en gramos

Para llegar a la solución buscada sólo nos resta transformar gramos de ácido en ml de ácido, para lo cual usamos el dato de densidad:

$$227,5 \text{ g ácido} \cdot \frac{1 \text{ ml ácido}}{1,22 \text{ g ácido}} = 186,5 \text{ ml}$$

Dato de densidad.

El problema puede resolverse en un sólo paso enlazando todos los factores según se muestra a continuación:

$$1,30 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g ácido}}{36 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ ml ácido}}{1,22 \text{ g ácido}} = 186,5 \text{ ml ácido}$$

Pasos-Estequiometria

En una reacción química se sigue el siguiente procedimiento:

Se ajusta la reacción logrando que la suma de los átomos de los reactivos sea igual a la suma de los átomos en los productos.

Se calcula la masa molecular tanto de los reactivos, como de los productos.

Se determina el reactivo limitante, es decir aquella sustancia que por encontrarse en menor proporción se consume antes.

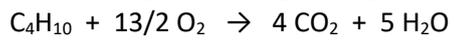
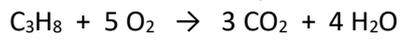
Se establecen relaciones estequiométricas entre el reactivo limitante y cada uno de los reactivos y productos, teniendo en cuenta tanto los coeficientes de ajuste, como las masas moleculares de cada uno de los reactivos y productos.

No obstante lo anterior, debemos tener en cuenta que los coeficientes estequiométricos nos determinan la relación que existen entre los moles y los reactivos que reaccionan; por lo que el mol de cada uno de ellos podemos expresarlo tanto en moles, como en gramos, etc.

Debéis recordar que la COMBUSTIÓN es la reacción con el oxígeno (O₂)

Así la combustión de los hidrocarburos siempre da CO₂ y H₂O

Estas reacciones se ajustan en el orden C H O.



PROBLEMAS

A. PROBLEMAS GUIADOS

1. Reaccionan 32 g de hidrógeno con exceso de nitrógeno para formar amoníaco; ¿qué masa de amoníaco se formará? Ar (N=14, H=1)

La reacción ajustada sería: $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

Según la reacción ajustada por cada 3 mol de hidrógeno que reaccionan se forman 2 moles de amoníaco

Si hay exceso de nitrógeno significa que reaccionan totalmente los 32 g de hidrógeno.

Hay que calcular: Nº moles de H_2 que reaccionan

 Nº moles de NH_3 que se forman

Dato: 32 g de H_2 , lo pasamos a moles: $n(\text{H}_2) = 32 / 2 = 16 \text{ mol de H}_2$

Hacemos la proporción ("regla de tres"):

3 mol de H_2 forman 2 mol de NH_3

16 mol de H_2 formarán x mol de NH_3 de donde $x = 2.16 / 3 = 32/3 = 10,67 \text{ mol de NH}_3$

Se forman 10,67 mol de NH_3 , pero nos pregunta la masa:

$n = m / M_r$ $m = n \cdot M_r = 10,67 \cdot 17 = 181,3 \text{ g de NH}_3$

2. Reaccionan 20 g de nitrógeno con 32 g de hidrógeno para formar amoníaco, calcula:

a) La masa de amoníaco que se formará.

b) La cantidad sobrante del reactivo en exceso.

Ar (N=14, H=1)

La reacción ajustada sería: $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

El número de moles presentes de cada uno de los reactivos es:

Ahora no hay exceso de uno de ellos. Lo normal es que uno se gaste y del otro sobre. Hay que calcular siempre el que se gasta, que se llama "reactivo limitante" que es quien gobierna la reacción.

Cálculo del reactivo limitante

Como los reactivos que tenemos no están en la misma proporción que indica la reacción (3 mol de hidrógeno por cada uno de nitrógeno) uno de los reactivos se agotará (reactivo limitante) antes de que se agote totalmente el otro.

En este caso, el reactivo limitante será el nitrógeno.

Lo comprobaremos:

Luego, los 0,714 mol de nitrógeno reaccionarán totalmente con:

Y sobrarán sin reaccionar $16 - 2,142 = 13,858 \text{ mol de hidrógeno}$.

Cantidad de NH_3 que se formará

Según la reacción por cada mol de N_2 que reacciona se obtienen 2 mol de NH_3 . Como reaccionan 0,714 mol de N_2 se formarán:

Que corresponden a una masa de:

Según hemos visto anteriormente sobran 13,858 mol de hidrógeno, que corresponden a una masa de:

3. Se hizo reaccionar, a altas temperaturas, 6,4 g de azufre con 6,5 g de hierro, originándose sulfuro de hierro (II).

a) ¿Cuál es el reactivo limitante?

b) ¿Qué cantidad de producto se ha formado?

c) ¿Qué cantidad de reactivo en exceso quedó al final de la reacción?

Ar: S=32, Fe=56

Pasos a seguir y pistas

La reacción ajustada sería:...

El número de moles presentes de cada uno de los reactivos es:...

Como la proporción en que se combinan es de 1 mol de S por cada mol de Fe, el reactivo que limita la reacción será el Fe ya que hay el menor número de moles.

Se combinarán 0,116 mol de Fe con 0,116 mol de S y sobrarán $0,2 - 0,116 = 0,084$ mol de S.

Como por cada mol de Fe se forma un mol de FeS, como han reaccionado 0,116 moles de Fe se habrán formado 0,116 moles de FeS que corresponde a una masa de...

Sobran 0,084 moles de S que corresponde a una masa de:...

4. Se quema al aire libre 1 kg de mineral cuya riqueza en carbono es del 90 %. Halla:

a) El volumen de dióxido de carbono formado en la combustión completa del mineral, en condiciones normales.

b) El volumen de oxígeno, en c.n., necesario para la combustión completa.

c) El volumen de aire necesario (volumen de oxígeno en el aire = 21 %).

Datos: Ar: C=12, O=16. El aire contiene un 21% en volumen de oxígeno.

Pasos a seguir y pistas

La reacción ajustada sería:...

La cantidad de carbono puro que se quema será:...

Que corresponde a un número de moles igual a:...

Como por cada mol de C que se quema se forma un mol de CO_2 , se habrán formado 75 moles de CO_2 , que ocuparán un volumen en c.n. igual a:...

Como por cada mol de C que se quema son necesarios un mol de O_2 , se habrán quemado también 75 moles de O_2 que ocuparán también en c.n. 1678,95 L.

Como en el aire hay un 21 % de oxígeno, para quemar 1678,95 L de oxígeno harán falta de aire:

5. Calcula la cantidad mínima de mineral de cinc del 20 % de pureza que se necesita para que reaccione totalmente con 0,5 L de disolución 1 M de HCl. Los productos de la reacción son cloruro de cinc e hidrógeno.

Ar: Zn=65,4, H=1, Cl=35,5.

Pasos a seguir y pistas

La reacción ajustada será:...

El número de moles de HCl que reaccionan será:...

Según la reacción el número de moles de Zn necesarios será la mitad de los que reaccionan de HCl, es decir, 0,25 mol que corresponden a una masa de:...

Como el mineral tiene una riqueza del 20 % en Zn la cantidad de mineral que habrá que quemar será de:...

6. El carbonato de calcio de las rocas calizas se descompone, al ser calentado, en óxido de calcio y dióxido de carbono. Calcula:

a) La cantidad de óxido de calcio que se puede obtener a partir de la descomposición de 1 kg de roca caliza que contiene un 70 % de carbonato de calcio.

b) El volumen de dióxido de carbono obtenido a 17 °C y 740 mmHg de presión.

Ar: C=12, O=16, Ca=40. R = 0,082 atm.L / mol.K

Pasos a seguir y pistas

La reacción ajustada sería:...

La masa de carbonato puro que se descompone será:...

Que corresponde a un número de moles igual a:...

Como por cada mol de carbonato que se descomponen se obtiene 1 mol de CaO, se habrán obtenido 7 moles de CaO que corresponden a una masa de:...

El número de moles de dióxido que se obtendrán será también de 7 moles, que ocuparán un volumen de:...

7. El gas hidrógeno se obtiene industrialmente haciendo reaccionar una mezcla de metano (CH_4) con vapor de agua. Como producto de la reacción se obtiene también dióxido de carbono. Calcula:

a) El volumen de agua que habría que vaporizar para que reaccione con 80 g de metano. Densidad del agua = 1 g/mL.

b) El volumen de gas hidrógeno que se obtendrá a 80 °C y 5 atm de presión.

Ar: H=1, O=16, C=12. R = 0,082 atm.L / mol.K

Pasos a seguir y pistas

La reacción ajustada será:...

El número de moles de metano que reaccionan será:...

Según la reacción por cada mol de metano se necesitan 2 moles de agua, por lo tanto, habrán reaccionado 10 moles de agua que corresponden a una masa de:...

Que ocuparán un volumen de:...

Según la reacción por cada mol de metano que reacciona se obtienen 4 de hidrógeno, por lo tanto, se habrán obtenido 20 moles de hidrógeno que ocuparán un volumen de:...

B. OTROS PROBLEMAS

8. Al reaccionar 500 g de nitrato de plomo (II) con 920 g de yoduro de potasio, se obtiene yoduro de plomo (II), así como nitrato de potasio. ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Qué cantidad de yoduro de plomo (II) se obtiene?

Ar: N = 14, O=16, Pb=207, I=127, K=39.

9. Al reaccionar 50 g de hidruro de calcio con suficiente agua, se forman hidróxido de calcio e hidrógeno.

a) La cantidad de hidróxido de calcio que se forma.

b) El volumen que se obtiene de hidrógeno medido a 780 mmHg y 35 °C.

Ar: H=1, Ca=40, O=16. R = 0,082 atm.L / mol.K

10. Hacemos pasar 100 cm³ de H₂S(g), medidos a 20 °C y 1 atm, a través de una disolución que contiene exceso de cloruro de cobre (II). Determina la masa de sulfuro de cobre (II) que se formará sabiendo que también se produce cloruro de hidrógeno. Ar: H=1, S=32, Cl=35,5, Cu=63,5. R = 0,082 atm.L / mol.K

11. Una de las formas industriales de obtener el nitrato de potasio, muy utilizado como fertilizante, es mediante la reacción de doble sustitución $KCl + NaNO_3 \rightarrow KNO_3 + NaCl$. Si se agregan 100 kg de KCl(s) de 98 % de riqueza a 400 L de disolución caliente de NaNO₃ del 40 % y densidad 1,256 g/cm³. Indica:

Cuál de los reactivos actúa como limitante.

Qué cantidad de reactivo queda en exceso.

La cantidad de nitrato de potasio obtenida, si el rendimiento de la reacción es del 80 %.

Ar: K=39, Cl=35,5, Na=23, N=14, O=16

C. PROBLEMAS DE EXÁMENES DE PAU VALENCIA

12. 2016

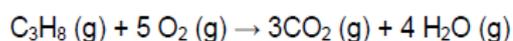
Se dispone de 250 mL de una disolución 0,4 M de ácido yodhídrico (HI). Teniendo en cuenta que el HI es un ácido fuerte, calcule:

a) La cantidad, en gramos, de yoduro de hidrógeno disuelto. (1 punto)

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; I = 126,9.

13. 2015

Por combustión de propano, C₃H₈, con suficiente cantidad de oxígeno, se obtienen 300 litros de CO₂ medidos a 0,96 atm y 285 K según la reacción de combustión:



Datos: masas atómicas relativas: C = 12; H = 1; R = 0,082 atm·L/(K·mol); N_A = 6,023·10²³.

Calcule el número de moles y de moléculas de dióxido de carbono

14. 2014

Qüestió 3 (2,5 punts)

Es dissolen 252,8 g de permanganat de potassi (KMnO_4) en $1747,2 \text{ cm}^3$ d'aigua.

3-a) Calculeu la concentració molar (mol/L) de la dissolució. **(1 punt)**

Dades:

Masses atòmiques: O = 16; K = 39; Mn = 55.

Densitat de la dissolució de KMnO_4 = 1,25 g/mL. Densitat del H_2O = 1,00 g/mL.

15. 2013

En una botella que conté una dissolució aquosa d'hidroxid sòdic, NaOH(aq) , 0,1 M només en queden 100 mL. Calculeu:

2-b) La concentració molar de la dissolució resultant si es dilueix fins a un volum total de 250 mL. **(1,25 punts)**

D. LOS MÁS IMPORTANTES

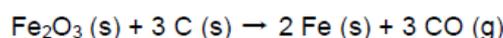
PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

16. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2017

Problema 1 (5 puntos)

La obtención de hierro se lleva a cabo mediante la reducción de los óxidos de hierro presentes en minerales como hematites o magnetita utilizando coque (en su mayoría carbono) en los hornos de fundición. La reacción que tiene lugar en estos hornos se puede representar mediante la ecuación:



A partir de 1 tonelada de mineral de hierro (suponga que todo el hierro está en forma de Fe_2O_3) se obtienen 543 kg de Fe.

a) Determine la pureza (expresada en % en peso de Fe_2O_3) del mineral utilizado en el horno. **(2 puntos)**

b) ¿Qué volumen (en m^3) ocupará el CO generado si se recoge a $22 \text{ }^\circ\text{C}$ y 720 mmHg? **(1,5 puntos)**

c) Calcule la cantidad (en kg) de C empleada para obtener los 543 kg de Fe. **(1,5 puntos)**

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Masas atómicas relativas: C = 12; O = 16; Fe = 56.

760 mmHg = 1 atm.

17. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2016

Problema 1 (5 puntos)

El yodo (I_2) es un sólido que se obtiene por tratamiento de salmueras con cloro (Cl_2) según la reacción:



a) Calcule la cantidad (en kg) de yodo que se obtiene a partir de 100 kg de NaI. **(2 puntos)**

b) ¿Qué volumen (en litros) ocuparán 50 kg de Cl_2 a una temperatura de $127 \text{ }^\circ\text{C}$ y a una presión de 1900 mmHg? **(1,5 puntos)**

c) Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción. Indique si se trata de una reacción exotérmica o endotérmica. **(1,5 puntos)**

Datos:

Masas atómicas relativas: Na = 23; Cl = 35,5; I = 126,9.

$\Delta H_f^\circ [\text{NaI} (\text{s})] = -310,97 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{NaCl} (\text{s})] = -411,15 \text{ kJ/mol}$.

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

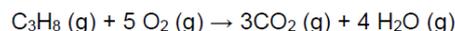
760 mmHg = 1 atm.

18. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2015

Problema 1 (5 puntos)

Por combustión de propano, C_3H_8 , con suficiente cantidad de oxígeno, se obtienen 300 litros de CO_2 medidos a 0,96 atm y 285 K según la reacción de combustión:



- Calcule el número de moles de todas las sustancias que intervienen en la reacción y el número de moléculas de agua obtenidas en las condiciones indicadas. **(1,5 puntos)**
- Calcule la masa, en gramos, de propano que ha reaccionado. **(1,5 puntos)**
- Calcule el volumen, en litros, de aire necesario, medido en condiciones normales (1 atm y 273 K), suponiendo que la composición volumétrica del aire es 20% de oxígeno y 80% de nitrógeno. **(2 puntos)**

Datos: masas atómicas relativas: C = 12; H = 1; R = 0,082 atm·L/(K·mol); $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$.

19. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2014

Problema 1 (5 puntos)

El titanato de bario ($BaTiO_3$) se utiliza para fabricar auriculares y detectores de sonido. Se obtiene según la reacción:



Si reaccionan 2,5 kg de TiO_2 con 9000 g de $BaCO_3$

- Indique cuál será el reactivo limitante. **(1,25 puntos)**
- Si la reacción transcurre de manera completa, ¿cuál será el volumen formado (en litros) de CO_2 , medido a una temperatura de 25 °C y a una presión de 2280 mmHg? **(1,25 puntos)**
- Calcule la cantidad (en kg) obtenida de $BaTiO_3$. **(1,25 puntos)**
- Determine la variación de entalpía estándar de la reacción. Indique si se trata de una reacción exotérmica o endotérmica. **(1,25 puntos)**

Datos:

Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ti = 48; Ba = 137,34.

R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹.

760 mmHg = 1 atm.

Entalpías de formación estándar, ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): $TiO_2 (s) = -944,7$; $BaCO_3 (s) = -1216$; $BaTiO_3 (s) = 136,6$;

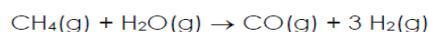
$CO_2 (s) = -393,5$.

20. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2013

Problema 1 (5 puntos)

El dihidrógeno, $H_2(g)$ puede utilizarse como un combustible alternativo para los automóviles. Se puede obtener a partir de metano según la reacción:



Hacemos reaccionar 1000 g de metano con 1800 g de agua. Conteste a las siguientes cuestiones:

- Identifique el reactivo limitante. **(1,25 puntos)**
- ¿Qué cantidad, en gramos, de dihidrógeno se obtendrá si el rendimiento es del 100 %? **(1,25 puntos)**
- Calcule el volumen, en litros, de $CO(g)$ obtenido, determinado a 20 °C y 1,2 atm de presión. **(1,25 puntos)**
- Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción. Indique si se trata de un proceso exotérmico o endotérmico. **(1,25 puntos)**

Datos:

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Entalpías de formación estándar, ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): $CO(g) = -110,5$; $CH_4 (g) = -74,8$; $H_2O(g) = -241,8$;

$H_2(g) = 0$.

R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

21. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2012

Problema

Una muestra de cobre electrolítico de 6,5 gramos, se hace reaccionar con 7,5 mL de ácido sulfúrico de densidad 1,87 g/mL y del 85% de riqueza según la ecuación:



Determine:

- Cual es el reactivo limitante (0,5 pts)
- La cantidad que sobra del reactivo en exceso (1,0 pts)
- La cantidad en gramos que se forma de sulfato de cobre II (1 pts)
- Los gramos de hidrógeno que se producen (1 pts)
- El volumen que ocupará el hidrógeno producido si se recoge bajo una presión de 1340 mm Hg y a la temperatura de 127°C (1,5 pts)

Datos: $R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$

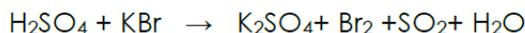
Masas atómicas relativas: H=1; O= 16; S= 32; Cu= 63,5

22. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2011

Problema

El ácido sulfúrico reacciona con KBr para dar sulfato de potasio, bromo libre, dióxido de azufre y agua



- Ajustar la reacción de oxidación-reducción (1,5 puntos)
- Indicar cuál es el compuesto oxidante y cuál el reductor (1,5 puntos)
- Calcular los litros de dióxido de azufre, medidos en condiciones normales, que se obtienen a partir de 50 gr de KBr. (2 puntos)

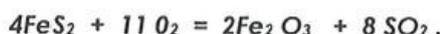
Masas atómicas relativas: K= 39, Br= 80

23. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2010

Problema

En el proceso de tostación de la pirita (FeS_2) a la presión de una atmósfera y a la temperatura de 0° C, se hacen reaccionar 240 g de pirita con 92'2L de oxígeno, teniendo lugar la reacción:



Se desea conocer:

- Cual es el reactivo limitante (2 puntos)
- que cantidad de dióxido de azufre(SO_2) se obtiene (1'5 puntos)
- Del reactivo que esta en exceso, cuanto queda por reaccionar (1'5 puntos)

Datos.- P.at. O=16 ; S = 32 ; Fe = 56 .

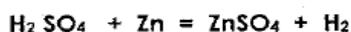
Constante de los gases $R = 0'082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$

24. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2009

Problema

El ácido sulfúrico, reacciona con el zinc metálico, según la ecuación



Si se hacen reaccionar 16'35 gramos de zinc con 23'65 gramos de ácido sulfúrico, se desea saber: a) cual es el reactivo limitante en este proceso (1 punto) , b) que cantidad de sulfato de zinc se forma (1 punto), c) cuantos gramos de hidrógeno se obtienen (1 punto) d) que volumen de gas hidrógeno se recoge si trabajamos a la presión de 650 mmHg y a la temperatura de 30°C (2 puntos).

Datos: $R = 0'082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$; 1 atmosfera = 760 mmHg;

Pesos atómicos : H = 1 ; O = 16 ; S = 32 ; Zn = 65 .

25. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2008

PROBLEMA

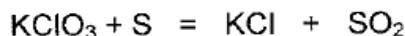
Un compuesto orgánico A, que enrojece el papel de tornasol, tiene la siguiente composición centesimal: C = 48'65% ; O = 43'25% ; H = 8'10%. Por otro lado se sabe que 5 gramos de A a la temperatura de 127°C y a la presión de 1'19 atmósferas ocupan un volumen de 2 litros. Se desea conocer : a) la fórmula empírica de A (1'5 puntos) ; b) su peso molecular (1'5 puntos) ; c) su fórmula molecular (1'5 puntos); d) nombrar el compuesto. (0'5 puntos)

26. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2007

Problema.

El clorato potásico reacciona con azufre, dando cloruro potásico y dióxido de azufre, según la ecuación, no ajustada,



a) ajustar la reacción dada. (1 pto)

b) Si se introducen en un matraz de reacción 20 gramos de clorato potásico con 23'51 gramos de azufre.

b-1) se desea saber la cantidad de cloruro potásico que se forma (1'5 ptos),

b-2) y el volumen de dióxido de azufre que se obtiene medido a 22°C y 758 mmHg (1'5 ptos)

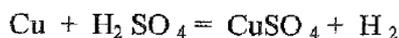
Datos: P. at. O = 16 ; S = 32 ; Cl = 35'5 ; K = 39. R = 0'082 L.atm/mol.K

27. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2006

Problema

Una muestra de cobre electrolítico de 6,5 gramos, se hace reaccionar con 7'5 mL de ácido sulfúrico de densidad 1'87 gr/mL y del 85% de riqueza según la reacción:



Determinar:

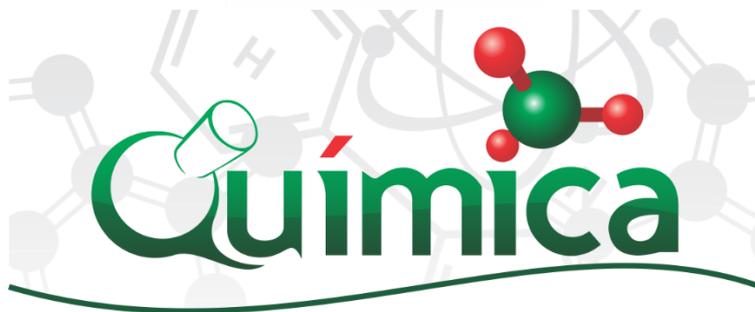
- a) cual es el reactivo limitante (0'5 ptos) b) que cantidad sobra del reactivo en exceso (1'5 ptos) c) que cantidad en gramos, se forma de sulfato de cobre II (1 pto) d) cuantos gramos de hidrógeno se producen (1 pto) e) que volumen ocupara el hidrógeno producido si se recogen bajo una presión de 1340 mm Hg y a la temperatura de 127° C (1'5 ptos).

Datos.- P. at. : H = 1 ; O = 16 ; S = 32 ; Cu = 63'5 .

R = 0'082 L.atm / mol.K

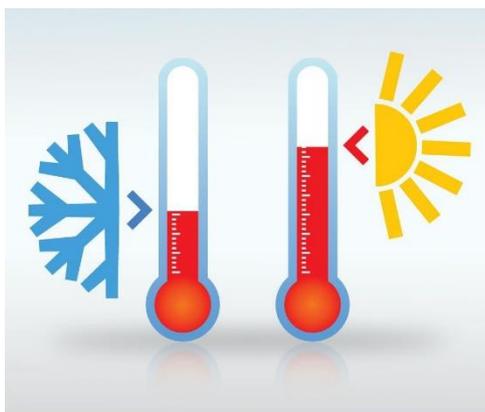


ACCÉS UNIVERSITAT
MAJORS DE 25 I 45 ANYS
Opció C
CIENCIAS DE LA SALUD



Tema 3

TERMOQUÍMICA



TERMOQUÍMICA

Las reacciones químicas pueden desprender calor (exotérmicas) o absorber calor (endotérmicas).

El calor desprendido o absorbido en una reacción se mide con la función "ENTALPÍA" o mejor "VARIACIÓN DE ENTALPÍA" que se representa mediante ΔH .

Si el resultado de la entalpía ΔH es positivo \rightarrow Reacción ENDOTÉRMICA (absorbe calor)

Si el resultado de la entalpía ΔH es negativo \rightarrow Reacción EXOTÉRMICA (desprende calor)

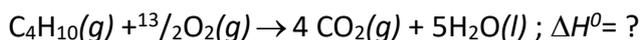
Cada compuesto tiene por sí mismo una llamada entalpía estándar de formación ΔH_f^0 independientemente de la reacción, es un dato que nos dan. Los elementos en su estado natural tienen $\Delta H_f^0 = 0$. Por ello no nos darán la entalpía de formación de los elementos, ya que debemos saber que es 0.

Para calcular la entalpía de una reacción:

$\Delta H_r = (\text{Suma de las entalpías de formación de los productos multiplicadas por los coeficientes}) - (\text{Suma de las entalpías de formación de los reactivos multiplicadas por los coeficientes})$

Conocidas las entalpías estándar de formación del butano (C_4H_{10}), agua líquida y CO_2 , cuyos valores son respectivamente $-124,7$, $-285,8$ y $-393,5$ kJ/mol, calcular la entalpía estándar de combustión del butano (entalpía molar).

La reacción de combustión del butano es:



$$\Delta H^0 = \sum n_p \Delta H_f^0(\text{productos}) - \sum n_r \Delta H_f^0(\text{reactivos}) =$$

$$4 \text{ mol}(-393,5 \text{ kJ/mol}) + 5 \text{ mol}(-285,8 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol}(-124,7 \text{ kJ/mol}) = -2878,3 \text{ kJ}$$

Luego la entalpía estándar de combustión será: $\Delta H_{\text{combustión}}^0 = -2878,3 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$

Ley de Hess

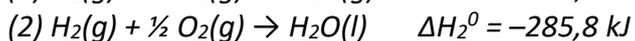
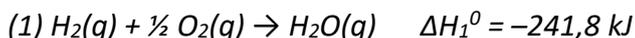
Antes hemos visto cómo obtener la entalpía de una reacción a partir de las entalpías de formación. Otra forma es mediante la Ley de Hess:

"La variación de entalpía en una reacción química es la misma si la reacción transcurre directamente como si lo hace a través de varias etapas."

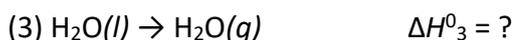
A partir de aquí se pueden tratar las ecuaciones termoquímicas como si fueran ecuaciones matemáticas. La Ley de Hess permite calcular la entalpía de numerosas reacciones en las que no es posible la medida directa.

Ejemplo:

Dadas las reacciones:



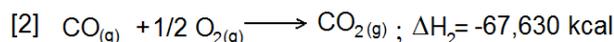
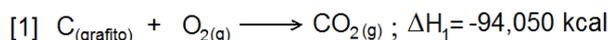
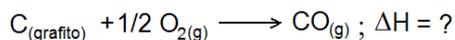
calcular la entalpía de vaporización del agua en condiciones estándar.



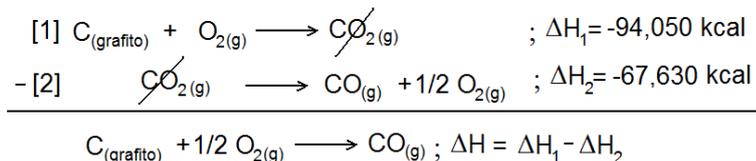
(3) puede expresarse como (1)-(2)

$$\text{, luego } \Delta H_3^0 = \Delta H_1^0 - \Delta H_2^0 = -241,8 \text{ kJ} - (-285,8 \text{ kJ}) = 44 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{vaporización}}^0(\text{agua}) = 44 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$$



si combinamos algebraicamente las reacciones 1 y 2 obtenemos la solución al problema:



$$\Delta H = \Delta H_1 - \Delta H_2 = -94,050 - (-67,630) = -26,420 \text{ kcal}$$

PROBLEMAS

1. 2016

Problema 1 (5 puntos)

El yodo (I_2) es un sólido que se obtiene por tratamiento de salmueras con cloro (Cl_2) según la reacción:



- Calcule la cantidad (en kg) de yodo que se obtiene a partir de 100 kg de NaI. **(2 puntos)**
- ¿Qué volumen (en litros) ocuparán 50 kg de Cl_2 a una temperatura de 127 °C y a una presión de 1900 mmHg? **(1,5 puntos)**
- Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción. Indique si se trata de una reacción exotérmica o endotérmica. **(1,5 puntos)**

Datos:

Masas atómicas relativas: Na = 23; Cl = 35,5; I = 126,9.

$\Delta H_f^\circ [NaI (s)] = -310,97 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [NaCl (s)] = -411,15 \text{ kJ/mol}$.

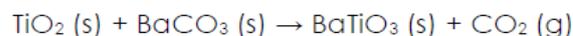
$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

760 mmHg = 1 atm.

2. 2014

Problema 1 (5 puntos)

El titanato de bario ($BaTiO_3$) se utiliza para fabricar auriculares y detectores de sonido. Se obtiene según la reacción:



Si reaccionan 2,5 kg de TiO_2 con 9000 g de $BaCO_3$

- Indique cuál será el reactivo limitante. **(1,25 puntos)**
- Si la reacción transcurre de manera completa, ¿cuál será el volumen formado (en litros) de CO_2 , medido a una temperatura de 25 °C y a una presión de 2280 mmHg? **(1,25 puntos)**
- Calcule la cantidad (en kg) obtenida de $BaTiO_3$. **(1,25 puntos)**
- Determine la variación de entalpía estándar de la reacción. Indique si se trata de una reacción exotérmica o endotérmica. **(1,25 puntos)**

Datos:

Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ti = 48; Ba = 137,34.

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

760 mmHg = 1 atm.

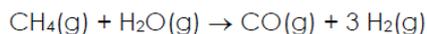
Entalpías de formación estándar, ΔH_f° ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $TiO_2 (s) = -944,7$; $BaCO_3 (s) = -1216$; $BaTiO_3 (s) = 136,6$;

$CO_2 (s) = -393,5$.

3. 2013

Problema 1 (5 puntos)

El dihidrógeno, $H_2(g)$ puede utilizarse como un combustible alternativo para los automóviles. Se puede obtener a partir de metano según la reacción:



Hacemos reaccionar 1000 g de metano con 1800 g de agua. Conteste a las siguientes cuestiones:

- Identifique el reactivo limitante. **(1,25 puntos)**
- ¿Qué cantidad, en gramos, de dihidrógeno se obtendrá si el rendimiento es del 100 %? **(1,25 puntos)**
- Calcule el volumen, en litros, de $CO(g)$ obtenido, determinado a $20^\circ C$ y 1,2 atm de presión. **(1,25 puntos)**
- Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción. Indique si se trata de un proceso exotérmico o endotérmico. **(1,25 puntos)**

Datos:

Masas atómicas: $H = 1$; $C = 12$; $O = 16$.

Entalpías de formación estándar, ΔH_f° ($kJ \cdot mol^{-1}$): $CO(g) = -110,5$; $CH_4(g) = -74,8$; $H_2O(g) = -241,8$;

$H_2(g) = 0$.

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

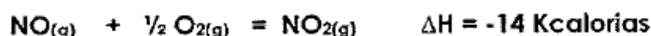
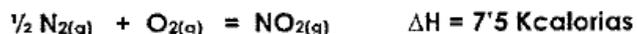
4. 2011

1. Determinar la variación de entalpía, en condiciones estándar y 298 K, para la reacción de combustión del propano (1,5 puntos). Entalpías estándar de formación a 298K:

agua (H_2O) = $-68,3 \text{ kcal/mol}$; propano ($CH_3-CH_2-CH_3$) = $-24,8 \text{ kcal/mol}$; dióxido de carbono (CO_2) = $-94,1 \text{ kcal/mol}$

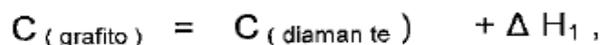
5. 2009

1.-Calcular la entalpía de formación del monóxido de nitrógeno, a partir de las ecuaciones: (1'5 puntos)

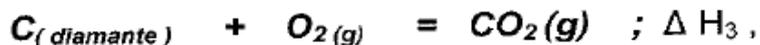


6. 2007

2.- A la presión y temperatura adecuada, se puede verificar la reacción:



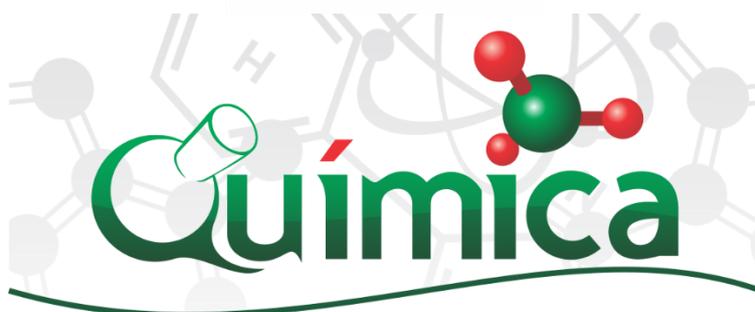
Conociendo los datos siguientes,



Calcular el valor de la entalpía de la primera reacción: ΔH_1 . (2 pts)

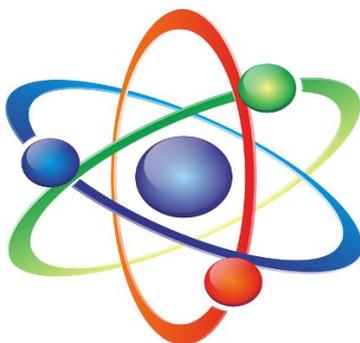


ACCÉS UNIVERSITAT
MAJORS DE 25 I 45 ANYS
Opción C
CIENCIAS DE LA SALUD

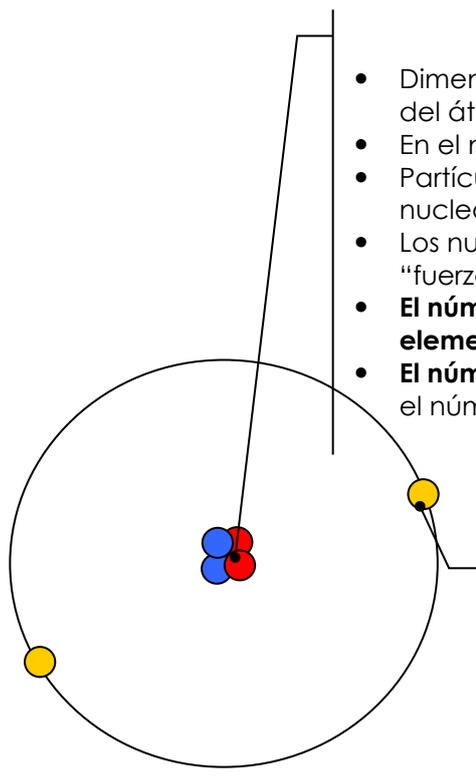


Tema 4

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO Y SISTEMA PERIÓDICO



Estructura atómica-El átomo



Núcleo

- Dimensiones muy reducidas (10^{-14} m) comparadas con el tamaño del átomo (10^{-10} m).
- En el núcleo radica la masa del átomo.
- Partículas: **protones y neutrones** (nucleones). El número total de nucleones viene dado por el **número másico, A**.
- Los nucleones están unidos muy fuertemente por la llamada "fuerza nuclear fuerte".
- **El número de protones del núcleo es lo que distingue a un elemento de otro.**
- **El número atómico, Z**, nos da el número de protones del átomo y el número de la casilla que éste ocupa en el S.P.

Corteza

- Los electrones orbitan en torno al núcleo.
- Los electrones (carga -) son atraídos por el núcleo (carga +).
- **El número de electrones coincide con el de protones, por eso los átomos, en conjunto, no tienen carga eléctrica.**

- Los átomos de elementos distintos se diferencian en que tiene distinto número de protones en el núcleo (distinto Z).
- Los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales, aunque todos poseen el mismo número de protones en el núcleo (igual Z), pueden tener distinto número de neutrones (distinto A).
- El número de neutrones de un átomo se calcula así: **$n = A - Z$**
- Los átomos de un mismo elemento (igual Z) que difieren en el número de neutrones (distinto A), se denominan **isótopos**.
- Todos los isótopos tienen las mismas propiedades químicas, solamente se diferencian en que unos son un poco más pesados que otros. Muchos isótopos pueden desintegrarse espontáneamente emitiendo energía. Son los llamados **isótopos radioactivos**

CARACTERÍSTICAS DE LAS PARTÍCULAS ATÓMICAS

Protón: $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg = 1,007 u ; $q_p = +1,60 \cdot 10^{-19}$ C

Neutrón: $m_n = 1,68 \cdot 10^{-27}$ kg = 1,009 u ; $q_n = 0$

Electrón: $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$ kg = 0,0005 u ; $q_e = -1,60 \cdot 10^{-19}$ C

Observa que $m_p \approx 1800 m_e$

$$m_p \approx m_n$$

$$q_p = q_e \text{ (aunque con signo contrario)}$$

NOMENCLATURA DE LOS ÁTOMOS (ISÓTOPOS)

nº másico

nº atómico (se puede suprimir)



Símbolo del átomo

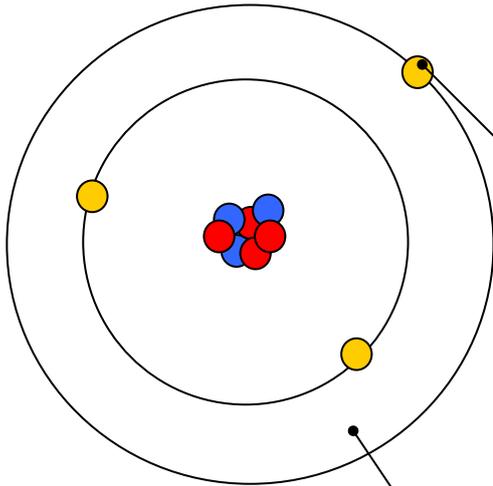
Ejemplos:

${}^4\text{He}$: Helio- 4

${}^{14}\text{C}$: Carbono- 14

${}^{235}\text{U}$: Uranio- 235

EL ÁTOMO . Formación de iones



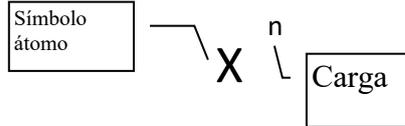
Ión: átomo, o conjunto de átomos con carga eléctrica

Si se comunica energía a un electrón puede "saltar" del átomo venciendo la fuerza de atracción que lo une al núcleo. Esto es tanto más fácil cuanto más alejado se encuentre del núcleo.

Al quitar un electrón el átomo queda con **carga (+)**, ya que ahora hay un protón más en el núcleo que electrones en la corteza. El átomo ya no es eléctricamente neutro, tiene carga. Es un **ión**. A los iones positivos se les denomina **cationes**.

En determinadas condiciones un átomo puede captar un electrón. Sucede, entonces, que al haber un electrón de más el átomo queda cargado negativamente. Es un ión negativo o **anión**.

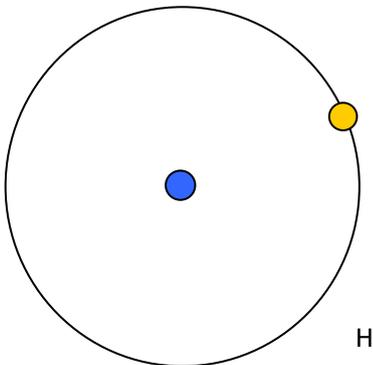
El proceso de obtener iones con carga (+) o cationes no puede hacerse añadiendo protones en el núcleo. Los nucleones están muy firmemente unidos y el proceso de arrancar o introducir uno en el núcleo implica poner en juego una cantidad enorme de energía (reacción nuclear)



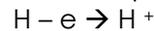
Ejemplos

Li⁺

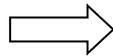
O²⁻



Si al isótopo más abundante del hidrógeno se le arranca su único electrón lo que queda es un protón:

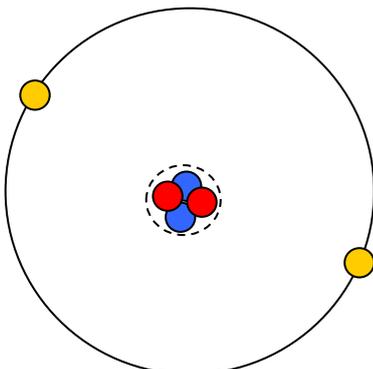


De aquí que una de las formas de referirnos al protón sea como H⁺



H⁺

Si al átomo de He se le arrancan sus dos electrones obtenemos el núcleo de He con carga + 2. Es lo que se llama una **"partícula α"**



He

He²⁺

EL ÁTOMO. Estructura de la corteza

- Los electrones del átomo se distribuyen en órbitas o capas alrededor del núcleo, aunque no todas las órbitas (y en consecuencia los valores de energía asociados) pueden existir (postulados de Bohr).
- La última capa, o capa más externa, recibe el nombre de “**capa de valencia**” y los electrones situados en ella “**electrones de valencia**”.
- Según la teoría cuántica un electrón no puede poseer valores arbitrarios de energía cuando orbita alrededor del núcleo, hay valores permitidos y valores prohibidos. **La energía está “cuantizada”**.
- El valor de la energía para un electrón situado en una determinada órbita depende de tres números cuánticos:

n	Número cuántico principal.	Cuantiza (fija) el radio mayor de la órbita (elipse).
l	Número cuántico secundario.	Cuantiza (fija) el radio menor de la órbita (elipse).
m_l	Número cuántico magnético.	Cuantiza (fija) la orientación de la órbita en el espacio.

Si ahora consideramos al electrón como una partícula situada en determinada órbita, a la energía de la órbita hemos de sumar una energía propia del electrón (podemos imaginar que el electrón gira sobre su propio eje). Esta energía está también cuantizada (es decir, no puede tomar cualquier valor) y es función de un cuarto número cuántico, m_s , llamado “**número cuántico de spin**”.

En resumen, la energía de un electrón situado en una órbita depende de cuatro números cuánticos: tres que fijan el valor de la energía de la órbita considerada; n , l y m_l , y el número cuántico de spin, m_s , que cuantiza la energía propia del electrón:

Como no todos los valores de energía son posibles, los números cuánticos deberán tener sólo ciertos valores:

- **El número cuántico principal puede tomar valores enteros: $n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$**
- **El número cuántico secundario puede tomar valores desde 0 hasta $n - 1$: $l = 0 \dots n - 1$**
- **El número cuántico magnético toma valores desde $-l$ a $+l$, incluyendo el valor cero: $-l \dots 0 \dots +l$**
- **El número cuántico de spin sólo puede tomar dos valores $-1/2$ y $+1/2$**

A la hora de ir llenando con electrones los distintos estados de energía disponibles hay que tener en cuenta el llamado **Principio de Exclusión de Pauli: “No pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales”**.

Para $n = 1$ (primera órbita), l sólo puede tomar un valor: $l = 1 - 1 = 0$. En consecuencia $m_l = 0$ y $s = +1/2$ y $-1/2$. Luego para la primera órbita existen dos posibles valores de energía para el electrón:

Energía	n	l	m_l	s
$E_{(1,0,0,+1/2)}$	1	0	0	+1/2
$E_{(1,0,0,-1/2)}$				-1/2

Para $n = 2$ (segunda órbita), l puede tomar valores desde cero hasta $l = 2 - 1 = 1$. Por tanto, dos valores: $l = 0, 1$.

- Para $l = 0$, y según lo visto más arriba, existen dos posibles valores de energía:

Energía	n	l	m_l	s
$E_{(2,0,0,+1/2)}$	2	0	0	+1/2
$E_{(2,0,0,-1/2)}$				-1/2

- Para $l=1$, m_l puede tomar tres valores: -1, 0, 1, y teniendo en cuenta los dos valores posibles para el número cuántico de spin, tendremos un total de seis estados de energía distintos:

Energía	n	l	m_l	s
$E_{(2,1,-1,1/2)}$	2	1	-1	+1/2
$E_{(2,1,-1,-1/2)}$				-1/2
$E_{(2,1,0,1/2)}$			0	+1/2
$E_{(2,1,0,-1/2)}$				-1/2
$E_{(2,1,1,1/2)}$			1	+1/2
$E_{(2,1,1,-1/2)}$				-1/2

Para $n=3$ (tercera órbita), l puede tomar valores desde cero hasta $l=3-1=2$. Por tanto, tres valores: $l=0, 1$ y 2

- Para $l=0$ y $l=1$ ya se ha visto que son posibles dos y seis estados de energía. Para $l=2$, m_l puede tomar cinco valores: -2, -1, 0, +1, +2, y teniendo en cuenta los dos valores posibles para el número cuántico de spin, tendremos un total de diez estados de energía distintos.

Para $n=4$ (cuarta órbita), l puede tomar valores desde cero hasta $l=4-1=3$. Cuatro valores: $l=0, 1, 2$ y 3

- Para $l=3$ m_l puede tomar siete valores: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, y teniendo en cuenta los dos valores posibles para el número cuántico de spin, tendremos un total de catorce estados de energía distintos.

Por razones históricas a los estados de energía correspondientes a los distintos valores del número cuántico secundario, l , se les denomina con las letras *s*, *p*, *d* y *f* y según lo visto se concluye que **en un estado “s” puede haber como máximo dos electrones, seis en uno “p”, diez en un “d” y catorce en un “f”**:

l	Letra	Max. e
0	s	2
1	p	6
2	d	10
3	f	14

Orbitales Atómicos

Los electrones no se encuentran pululando aleatoriamente por todo el espacio alrededor del núcleo, sino que se mueven por zonas determinadas del espacio denominadas *orbitales atómicos*. Los orbitales atómicos se diferencian entre sí por su forma y su tamaño. Los orbitales atómicos del “mismo” tamaño se agrupan en *capas electrónicas*.

Por otro lado, en función de su forma los orbitales se clasifican en *orbitales s*, *orbitales p*, *orbitales d* y *orbitales f*. Los orbitales *s* son esféricos, los orbitales *p* tienen, más o menos, forma de ocho, y los orbitales *d* y *f* tienen formas más complicadas. El centro de todos los orbitales coincide con la posición del núcleo. La distribución de orbitales por capas electrónicas es como sigue:

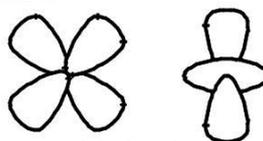
- hay 1 orbital *s* por capa
- hay 3 orbitales *p* por capa, empezando a partir de la segunda
- hay 5 orbitales *d* por capa, empezando a partir de la tercera
- hay 7 orbitales *f* por capa, empezando a partir de la cuarta



orbital s



orbital p



orbitales d

En cada orbital puede haber hasta un máximo de 2 electrones, aunque puede ocurrir que el orbital esté semicupado (1 electrón) o vacío (0 electrones). Por tanto, en la primera capa puede haber un máximo de 2 electrones, en la segunda capa un máximo de 8, en la tercera un máximo de 18, en la cuarta un máximo de 32, etc.

Preguntas de exámenes

2015

- b) Indique, razonadamente, cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos son conjuntos válidos y cuáles no lo son, para un átomo de oxígeno en su estado fundamental. (1 punto)

	n	l	m_l	m_s
i)	1	0	1	1/2
ii)	2	1	-1	1/2
iii)	2	3	1	-1/2
iv)	3	1	1	-1/2

Datos: número atómico: $Z(O) = 8$.

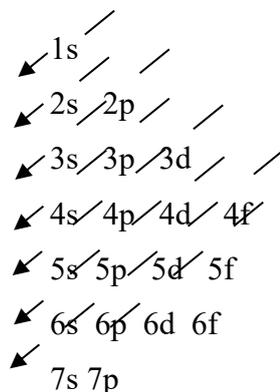
2007

- 1.- a) Explicar sucintamente, el significado de los cuatro números cuánticos: n, l, m, s. (1 pto)
b) De las siguientes notaciones cuánticas indicar cuales son verdaderas y cuales no, indicando en este caso, el error cometido:
(1,0,0 -1/2); (2,0,1,+ 1/2); (2,2 0, -1/2); (1, 0, 0, 1) (1 pto)

Configuración electrónica

Una vez que conocemos los distintos niveles de energía en los que pueden situarse los electrones y el concepto de orbital, el siguiente paso será calcular su energía y ordenarlos según un orden creciente. Cuando se trata de hacer eso se comprueba que *en condiciones normales (ausencia de campos magnéticos) los valores de energía dependen únicamente de los valores de los números cuánticos n y l.*

Para recordar el orden de energía (de menor a mayor) se recurre al llamado *diagrama de Möeller*:



Orden de energía creciente: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p...

Se puede observar que a partir de la tercera capa estados con un valor de n superior (por ejemplo el 4s) tienen menos energía que otros con un valor de n inferior (por ejemplo el 3d). Con todos estos datos la configuración electrónica de un átomo (esto es, la distribución de sus electrones entre los estados de energía posibles) se obtiene siguiendo las siguientes normas:

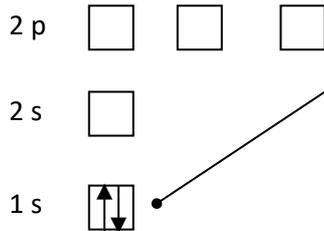
Para obtener la configuración electrónica de un átomo:

1. **Considerar el número de electrones que se deben distribuir.** Recordar que el número de electrones en un átomo neutro viene dado por el número atómico Z.
2. **Los electrones se van distribuyendo entre los estados de energía posibles llenando primero los de menor energía.** Cuando un nivel se complete, pasar al siguiente (recordar el principio de exclusión y para establecer el orden de llenado usar el diagrama de Möeller).
3. **La configuración final debe darse ordenada por capas.**

Ejemplos		
S	Z = 16	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^4$
Ar	Z = 18	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$
Ti	Z = 22	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3 d^2 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^2 4s^2$
Ga	Z = 31	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3 d^{10} 4 p^1 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^1$
Br	Z = 35	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3 d^{10} 4 p^5 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^5$

Si queremos afinar un poco más en la configuración electrónica deberemos usar el *Principio de Máxima Multiplicidad o Regla de Hund que establece que a la hora de ocupar estados de energía degenerados (por ejemplo los tres estados "p") los electrones tienden a situarse lo más desapareados posible.*

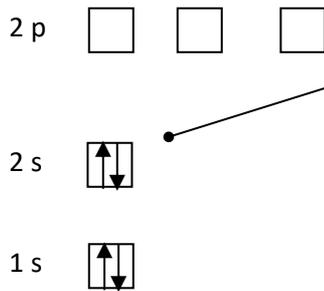
Apliquemos esto para el átomo de nitrógeno (Z=7). Representaremos los estados posibles por cuadrados y el valor del espín por una flecha que apunta hacia arriba cuando el espín valga +1/2 y hacia abajo cuando valga -1/2



Los dos primeros electrones se sitúan en el estado de energía más bajo. Como han de respetar el principio de exclusión se colocan con "espines contrarios".

Los valores de los números cuánticos serán (n, l, m_l, s):

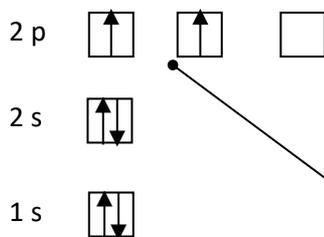
$$(1, 0, 0, +1/2)$$



Los dos siguientes electrones se sitúan en el siguiente estado de energía. Para respetar el Principio de Exclusión se colocan con "espines contrarios".

Los valores de los números cuánticos serán (n, l, m_l, s):

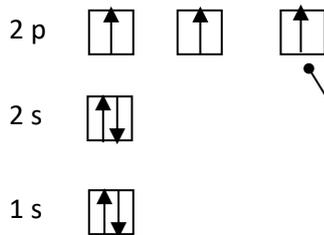
$$(2, 0, 0, +1/2)$$



El quinto electrón puede situarse en cualquiera de los tres niveles de energía 2p, ya que todos ellos tienen la misma. Supongamos que se sitúa en el primero (2, 1, 0, +1/2). El próximo electrón tiene ahora dos posibilidades: situarse en el mismo estado que el electrón precedente, para lo cual debería de "invertir" su espín para no tener los cuatro números cuánticos iguales, o situarse en otro nivel 2p (de igual energía) con el mismo espín. Esta última es la opción energéticamente más favorable (regla de Hund).

Los valores de los números cuánticos para los electrones quinto y sexto serán entonces (n, l, m_l, s): (2, 1, -1, +1/2) (2, 1, 0, +1/2)

El séptimo electrón repetirá lo dicho para el sexto. Esto es, se coloca en el tercer nivel 2p (de igual energía) con el mismo espín que los precedentes.



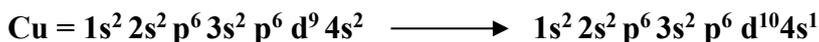
Los valores de los números cuánticos para los tres últimos electrones serán entonces (n, l, m_l, s): (2, 1, -1, +1/2) (2, 1, 0, +1/2) (2, 1, 1, +1/2)

Sabemos que la configuración ns^2p^6 (configuración de gas noble) en la última capa es especialmente estable.

Aunque la estabilidad es considerablemente menor que la correspondiente a la estructura de gas noble, también presentan una estabilidad considerable las estructuras que se corresponden con los niveles p o d llenos o semilenos. Para alcanzarlas algunos

elementos pueden promocionar electrones desde niveles de energía inferior a niveles superiores. Este efecto se observa, sobre todo, entre los metales de transición, en los cuales los niveles (n-1)d y ns están muy próximos energéticamente.

Ejemplos:



Este efecto es muy importante en la química del carbono el cual, a pesar de tener la estructura $1s^2 2s^2 p^2$, presenta la configuración $1s^2 2s^1 p^3$ en la mayoría de sus combinaciones. La energía empleada en promocionar un electrón desde un nivel 2s al 2p se compensa con creces al formar cuatro enlaces en vez de dos.

Pregunta de exámenes

2014

1-b) Complete las celdas vacías de la tabla siguiente (Z = número atómico). (1,5 puntos)

Símbolo	Z	Nº protones	Nº electrones	Configuración electrónica
Si			14	
F ⁻ (anión fluoruro(1-))	9			
K ⁺ (catión potasio(1+))		19		

OTROS EJERCICIOS

1

CUESTIÓN 1.- Contesta para cada uno de los siguientes elementos de la tabla periódica: A (Z = 30), B (Z = 35) y C (Z = 1).

- a) Sus configuraciones electrónicas. b) Sus valencias iónicas.
 b) Para las siguientes combinaciones entre ellos, determina cuáles son posibles y qué tipo de enlace forman: A con B; B con B y C con B.

Solución:

a) Las configuraciones de los elementos son:

A (Z = 30): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$; B (Z = 35): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$;

C (Z = 1): $1s^1$.

b) La valencia iónica de un elemento es la que resulta de sumar o restar electrones de su capa de valencia para conseguir configuración electrónica estable del gas noble más próximo, o quedarse como protón.

Luego, la valencia iónica del elemento A es + 2 (se restan 2 electrones); las de B - 1, + 1, + 3, + 5, + 7 (se suma 1 electrón y se restan 1, 3, 5 y 7 electrones) y las de C - 1 y + 1 (se resta y suma un electrón).

c) La combinación entre A, elemento alcalino térreo y B, halógeno es posible, dándose entre ellos el enlace iónico. La fórmula del compuesto es AB_2 .

La combinación entre átomos del elemento B también es posible, siendo el enlace que unen los átomos el covalente, pues los átomos enlazados comparten el par de electrones que los unen.

Átomos del elemento B, halógeno y del C, hidrógeno, se unen mediante enlace covalente, pues el par de electrones que los unen pertenece a ambos átomos. Debido a la diferencia de electronegatividad entre los átomos, el enlace se encuentra muy polarizado y goza de una apreciable participación iónica.

2

CUESTIÓN 2.- Responde justificando la respuesta a las siguientes cuestiones:

- a) Si la configuración electrónica de la capa de valencia de un elemento es $4s^2 3d^{10} 4p^3$, indica a qué período y familia pertenece dicho elemento. ¿Qué estado de oxidación negativo puede tener?
- b) ¿Cuál o cuáles de las siguientes combinaciones son conjuntos válidos de números cuánticos, para un electrón de un átomo de carbono en su estado fundamental? Razona la respuesta e indica por qué no son válidas el resto de combinaciones.

	n	l	m_l	m_s
b.1	1	0	1	1/2
b.2	2	0	0	-1/2
b.3	2	2	-1	-1/2
b.4	3	1	-1	1/2

Solución:

a) La configuración electrónica de la capa de valencia $4s^2 3d^{10} 4p^3$, pone de manifiesto que el átomo que la posee se encuentra situado en el 4º período, $n = 4$, y por tener 3 electrones en el orbital 4p, pertenece a la familia del nitrógeno, grupo 15 (12 + 3 electrones p).

Para adquirir configuración electrónica del gas noble siguiente ha de ganar 3 electrones, por lo que adquiere un estado de oxidación -3 .

b) La única combinación de números cuánticos para un electrón de un átomo de carbono en su estado fundamental es $(2, 0, 0, -\frac{1}{2})$, pues estos valores son los permitidos para uno de los electrones situado en un orbital 2s.

La combinación b.1 no es válida porque para $n = 1$ y $l = 0$, m_l nunca puede tomar un valor distinto de 0.

La combinación b.3 no es válida porque nunca el valor de l puede ser el mismo que el de n , 2.

La combinación b.4 no es válida por no presentar el átomo de carbono en su estado fundamental ningún electrón con $n = 3$.

3

CUESTIÓN 1-A.- Considera los elementos con números atómicos 4, 11, 17 y 33. Razona y justifica cada uno de los siguientes apartados:

- Escribe la configuración electrónica, señalando los electrones de la capa de valencia.**
- Indica a qué grupo del sistema periódico pertenece cada elemento y si es o no metal.**
- Ordena de menor a mayor los elementos según su electronegatividad.**
- ¿Qué estado de oxidación será el más frecuente para cada elemento?**

Solución:

a) Por ser los átomos de los elementos eléctricamente neutros, su número de protones del núcleo Z es también el número de electrones de su corteza, por lo que las configuraciones electrónicas de estos elementos son:

$Z = 4$: $1s^2 2s^2$; los electrones de la capa de valencia son los que se encuentran en el último nivel de la corteza electrónica, los que el átomo puede perder o ganar para conseguir la configuración electrónica del gas noble más próximo. En este caso, los electrones de valencia son los 2 electrones 2s.

$Z = 11$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; siendo el electrón de la capa de valencia el 3s.

$Z = 17$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; siendo sus electrones de la capa de valencia los 7 electrones 3s 3p.

$Z = 33$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$; con los 5 electrones 4s 4p en la capa de valencia.

4

CUESTIÓN 1.- Considera los elementos con número atómico 4, 11, 16 y 17 y responde, razonadamente, a las siguientes cuestiones:

- Nombra cada uno de estos elementos, escribe su configuración electrónica y explica el número de electrones de la capa de valencia.**
- Indica a qué período y grupo del sistema periódico pertenece cada elemento, y si es metal o no metal.**
- Justifica cuál es el elemento más electronegativo y cuál el de menor electronegatividad.**
- Explica cuál es el ión más estable formado por cada uno de ellos.**

Solución:

a) Los elementos son: berilio, Be, sodio, Na, azufre, S, y cloro, Cl, a los que corresponden las siguientes configuraciones electrónicas:

Be ($Z = 4$): $1s^2 2s^2$; Na ($Z = 11$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; S ($Z = 16$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;

Cl ($Z = 17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

La capa de valencia es la que corresponde al número cuántico principal, n , de valor más alto, siendo las siguientes: Be con 2 electrones; sodio con 1 electrón; azufre con 6 electrones y cloro con 7 electrones.

b) El período al que pertenece un elemento viene determinado por el valor del número cuántico principal n de su capa de valencia, mientras que el grupo lo predice el número de electrones de su capa de valencia (grupos 1 o 2 si tiene 1 o 2 electrones en el orbital ns ; grupos 3 a 12 si el número de electrones $(n - 1)d$ van desde 1 a 10; grupos 13 a 18 si los electrones np van desde 1 a 6). Luego, el berilio se encuentra situado en el período 2º ($n = 2$) grupo 2 (2 electrones en $2s$); el sodio en el período 3º ($n = 3$) grupo 1 (un electrón en el orbital $3s$); el azufre en el período 3º ($n = 3$) grupo 16 ($12 + 4$ electrones $3p$); el cloro en el período 3º ($n = 3$) grupo 17 ($12 + 5$ electrones $3p$).

En la tabla periódica, los elementos situados a la izquierda son metales, disminuyendo dicho carácter al avanzar hacia la derecha, mientras que los situados a la derecha son los no metales. Por tanto, los elementos berilio y sodio son metales y los elementos azufre y cloro son no metales.

c) La electronegatividad es una propiedad periódica que aumenta al avanzar hacia la derecha en un período, y disminuye al bajar en un grupo. Por ello, el elemento más electronegativo es el cloro por ser el que se encuentra más a la derecha, y el menos electronegativo el sodio que se encuentra más a la derecha y más bajo en el grupo que el berilio.

d) Los iones se forman por pérdida o ganancia de electrones de los correspondientes átomos neutros. Esta ganancia o pérdida de electrones depende de la configuración electrónica de los átomos, pues lo que se consigue es obtener la configuración electrónica estable del gas noble anterior, (los átomos que pierden electrones, los metales), o siguiente (los átomos que ganan electrones, los no metales). Luego, los iones más estables de los elementos metálicos berilio y sodio son: Be^{2+} y Na^+ , mientras que los iones más estables de los elementos no metálicos azufre y cloro son: S^{2-} y Cl^- .

5

CUESTIÓN 1.- Considera los elementos A, B, C y D de números atómicos A ($Z = 2$), B ($Z = 11$), C ($Z = 17$) y D ($Z = 34$), responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Escribe la configuración electrónica de cada uno de estos elementos e indica el grupo y período al que pertenecen.
- Clasifica cada uno de los elementos en las siguientes categorías: metal, no metal o gas noble.
- Ordena los elementos según valor creciente de su primera energía de ionización.

Solución:

a) La configuración electrónica de cada elemento, es la que resulta de situar un número de electrones igual al número atómico de cada elemento, en sus correspondientes orbitales atómicos en orden creciente de energía.

El período al que pertenece cada elemento, viene determinado por el valor del número cuántico principal n del último orbital que se está completando o se ha completado, mientras que el grupo queda definido por el número de electrones en su último orbital, teniendo presente:

Si el orbital que se está llenando es el ns , (1 o 2 electrones), el elemento se encuentra en uno de los grupos 1 o 2; si el orbital que se va completando es el $(n - 1)d$, el grupo al que pertenece el elemento va desde el 3 al 12 ($2 + n^\circ$ de electrones d); y si el orbital que se va ocupando es el np , el grupo al que corresponde el elemento se encuentra comprendido entre el 13 y 18 ($12 + n^\circ$ electrones p).

Es excepción el helio, que a pesar de poseer dos electrones en el orbital $1s$, pertenece al grupo 18 y no al 2.

Las configuraciones electrónicas, período y grupo al que pertenecen son:

A ($Z = 2$): $1s^2$, helio, He, situado en el período primero grupo 18.

B ($Z = 11$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, sodio, Na, ubicado en el tercer período grupo 1 por tener 1 electrón en el orbital $3s$.

C ($Z = 17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, cloro, Cl, perteneciente al tercer período grupo 17 por ser 5 su número de electrones p .

D ($Z = 34$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$, selenio, Se, se encuentra situado en el período cuarto grupo 16 al contener 4 electrones p .

Estructura atómica-Sistema Periódico

El Sistema periódico de Mendeleiev y Meyer. Nueva ordenación de Moseley.



Mendeleiev (1834 - 1907)

La ley química que dice que las propiedades de todos los elementos son las funciones periódicas de sus masas atómicas se desarrolló independientemente por dos químicos, en 1869 por el ruso **Dimitri Mendeleiev** y en 1870 por el alemán **Julius Lothar Meyer**. La llave del éxito de sus esfuerzos era el reconocer que un número de elementos no habían sido descubiertos hasta ahora y que los lugares vacantes deben dejarse para tales elementos en la clasificación, logrando incluso predecir las propiedades químicas y físicas de los elementos aún no descubiertos a partir de sus posiciones en la tabla.

Le tableau périodique de Mendeleiev (1869)

1	1 H 1.0079												13	14	15	16	17	
2	3	4											5	6	7	8	9	
	Li	Be											B	C	N	O	F	
	6.941	9.0122											10.811	12.011	14.007	15.999	18.998	
3	11	12											13	14	15	16	17	
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	
	22.996	24.305											26.982	28.086	30.974	32.065	35.453	
4	19	20	?	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	?	?	33	34	35
	K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn			As	Se	Br	
	39.098	40.078		47.887	50.942	51.995	54.938	55.845	58.933	58.933	63.546	65.39			74.922	78.96	79.904	
5	37	38	39	40	41	42	?	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo		Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
	85.468	87.62	88.906	91.224	92.906	95.94		101.07	102.91	106.42	107.87	112.41	114.82	118.71	121.75	127.60	126.90	
6	55	56	?	?	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	?	?	
	Cs	Ba			Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi			
	132.91	137.33			180.95	183.84	186.21	190.23	192.22	195.08	196.97	200.59	204.38	207.2	208.98			

Eau = H₂O ; H₂S (boules puantes - œufs pourris)

Sel = NaCl ; Acide chlorhydrique = HCl

elementos son una función periódica de sus números atómicos.

Así, los elementos se reordenaron de acuerdo a sus números atómicos Z.

El Sistema Periódico o Tabla Periódica actual y la configuración electrónica de los elementos.

La Tabla Periódica o Sistema Periódico actual más utilizado por la comunidad científica internacional es la versión del Premio Nobel de Química **Glenn T. Seaborg** propuesto en 1967, en su versión de tabla corta.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B				1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Config	s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶	
Período	metales										no metales								
1	<u>1</u> H 1,00																	<u>2</u> He 4,00	
2	<u>3</u> Li 6,94	<u>4</u> Be 9,01											<u>5</u> B 10,81	<u>6</u> C 12,01	<u>7</u> N 14,00	<u>8</u> O 15,99	<u>9</u> F 18,99	<u>10</u> Ne 20,18	
3	<u>11</u> Na 22,99	<u>12</u> Mg 24,30	metales pesados										<u>13</u> Al 26,98	<u>14</u> Si 28,08	<u>15</u> P 30,97	<u>16</u> S 32,06	<u>17</u> Cl 35,45	<u>18</u> Ar 39,94	
			frágiles					dúctiles			(1)								
4	<u>19</u> K 39,1	<u>20</u> Ca 40,08	<u>21</u> Sc 44,95	<u>22</u> Ti 47,90	<u>23</u> V 50,94	<u>24</u> * Cr 51,99	<u>25</u> Mn 54,94	<u>26</u> Fe 55,84	<u>27</u> Co 58,93	<u>28</u> Ni 58,69	<u>29</u> * Cu 63,54	<u>30</u> Zn 65,40	<u>31</u> Ga 69,72	<u>32</u> Ge 72,64	<u>33</u> As 74,92	<u>34</u> Se 78,96	<u>35</u> Br 79,90	<u>36</u> Kr 83,80	
5	<u>37</u> Rb 85,47	<u>38</u> Sr 87,62	<u>39</u> Y 88,90	<u>40</u> Zr 91,22	<u>41</u> * Nb 92,9	<u>42</u> * Mo 95,94	<u>43</u> Tc 98,9	<u>44</u> * Ru 101	<u>45</u> * Rh 102,9	<u>46</u> * Pd 106,4	<u>47</u> * Ag 107,9	<u>48</u> Cd 112,4	<u>49</u> In 114,8	<u>50</u> Sn 118,7	<u>51</u> Sb 121,7	<u>52</u> Te 127,6	<u>53</u> I 126,9	<u>54</u> Xe 131,3	
6	<u>55</u> Cs 132,9	<u>56</u> Ba 137,3	57-71 *	<u>72</u> Hf 178,5	<u>73</u> Ta 180,9	<u>74</u> W 183,8	<u>75</u> Re 186,2	<u>76</u> Os 190,2	<u>77</u> Ir 192,2	<u>78</u> * Pt 195,1	<u>79</u> * Au 197	<u>80</u> Hg 200,6	<u>81</u> Tl 204,4	<u>82</u> Pb 207,2	<u>83</u> Bi 209	<u>84</u> Po 209	<u>85</u> At 210	<u>86</u> Rn 222	
7	<u>87</u> Fr 223,0	<u>88</u> Ra 226,0	89-103 **	<u>104</u> Rf 261	<u>105</u> Db 262	<u>106</u> Sg 263	<u>107</u> Bh 264	<u>108</u> Hs 269	<u>109</u> Mt 268	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo	
6 *Lantánidos			<u>57</u> La 138,9	<u>58</u> Ce 140,1	<u>59</u> Pr 140,9	<u>60</u> Nd 144,2	<u>61</u> Pm 145	<u>62</u> Sm 150,3	<u>63</u> Eu 152	<u>64</u> Gd 157,2	<u>65</u> Tb 158,9	<u>66</u> Dy 162,5	<u>67</u> Ho 164,9	<u>68</u> Er 167,2	<u>69</u> Tm 168,9	<u>70</u> Yb 173	<u>71</u> Lu 175		
7 **Actínidos			<u>89</u> Ac 227,0	<u>90</u> Th 232	<u>91</u> Pa 231	<u>92</u> U 238	<u>93</u> Np 237	<u>94</u> Pu 244	<u>95</u> Am 243	<u>96</u> Cm 247	<u>97</u> Bk 247	<u>98</u> Cf 251	<u>99</u> Es 252	<u>100</u> Fm 257	<u>101</u> Md 258	<u>102</u> No 259	<u>103</u> Lr 260		
Config			d ¹	f ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	f ⁶	f ⁷	f ⁸	f ⁹	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	f ¹⁴		

ACTIVIDAD DESARROLLADA

Indicar a qué grupo y período pertenecen los siguientes elementos: ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{27}\text{Co}$, ${}_{36}\text{Kr}$, ${}_{38}\text{Sr}$, ${}_{46}\text{Pd}$, ${}_{53}\text{I}$.

Configuración electrónica	Capa de valencia	Nº de electrones de valencia	Última capa n	Período	Grupo
Mg (Z=12): [Ne] 3s ²	3s ²	2	3	3º	2 o IIA
Co (Z=27): [Ar] 3d ⁷ 4s ²	3d ⁷ 4s ²	9	4	4º	9 u VIII B
Cl (Z=17): [Ne] 3s ² 3p ⁵	3s ² 3p ⁵	7	3	3º	17 o VIIA
Sr (Z=38): [Ar] 5s ²	5s ²	2	5	5º	2 o IIA

Las propiedades periódicas.

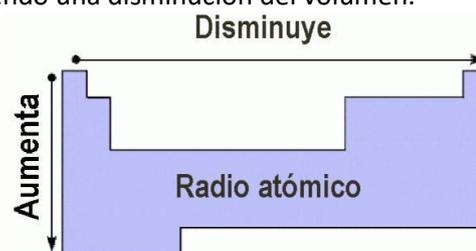
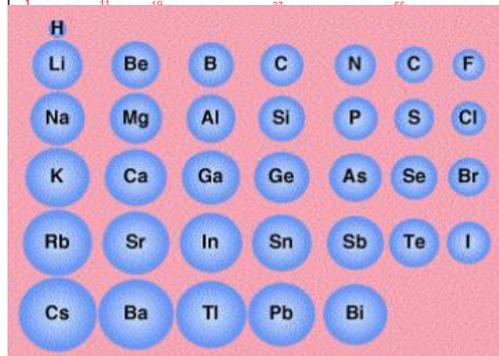
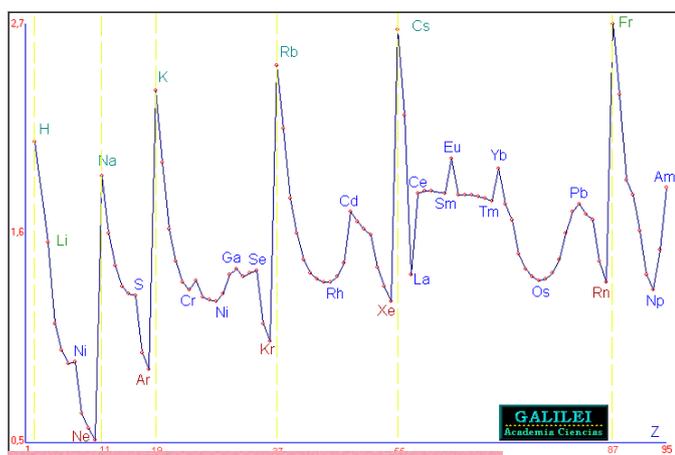
La ordenación y coherencia del Sistema Periódico está pues, como acabamos de ver, estrechamente relacionada con la configuración electrónica de los átomos de los elementos que lo integran. Es posible, sin embargo, ir todavía más allá y justificar la periodicidad de las propiedades de dichos elementos. Para ello escogeremos algunas de estas como más significativas.

Volumen atómico o radio atómico.

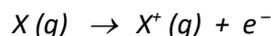
En la gráfica podemos apreciar la variación del volumen o radio en función del número atómico Z.

Es fácil ver que, en un mismo **grupo**, el **volumen del átomo aumenta al aumentar el número atómico**. Esto se debe a que los electrones se sitúan en niveles cada vez más alejados del núcleo (más capas).

En un mismo **período**, el **volumen disminuye al aumentar el número atómico**. La razón es que los electrones se van situando conforme aumenta el número atómico en un mismo nivel energético, pero la carga positiva del núcleo va igualmente aumentando y la atracción es cada vez mayor, produciendo una disminución del volumen.

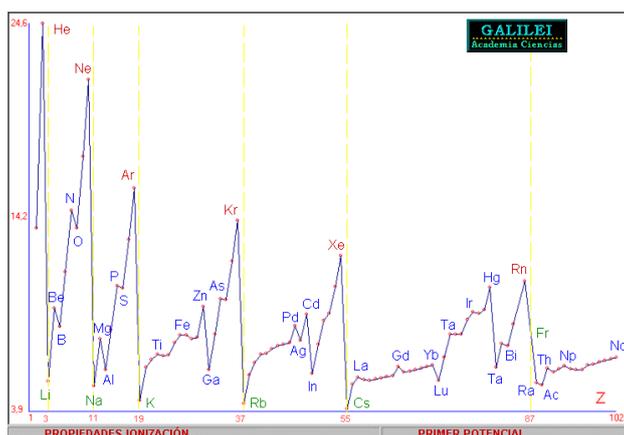


Energía de ionización. La energía o potencial de ionización de un átomo es la energía necesaria para arrancar un electrón de este átomo en estado gaseoso. Es decir:



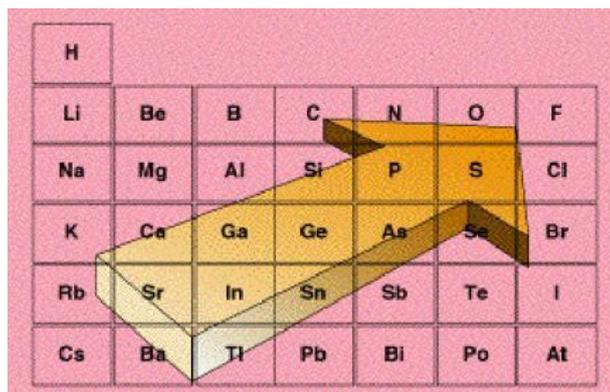
siendo X un elemento cualquiera y X⁺ el catión correspondiente en estado gaseoso.

Si representamos los valores de la primera energía de ionización en función del número atómico, es fácil percatarse, a la vista de la misma, que la energía de ionización es una propiedad periódica, y además de que las mayores energías de ionización corresponden a los gases inertes y las menores a los metales alcalinos. Es claro pues que aquellos tienen una estabilidad peculiar poco frecuente, mientras que los alcalinos tienen gran tendencia a perder su electrón exterior y transformarse en cationes, ya que se precisa muy poca energía para ello.



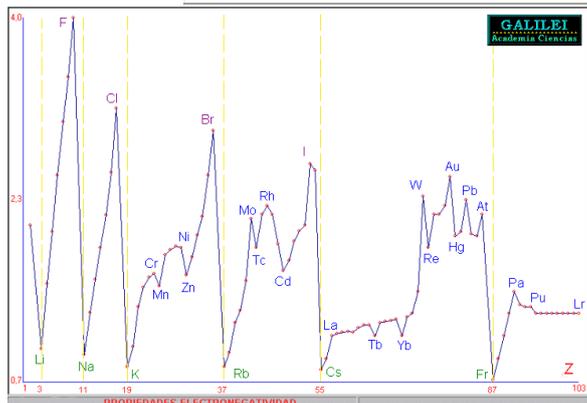
En general, en un mismo **grupo** o familia los potenciales de ionización **disminuyen al aumentar el número atómico**, lo que es debido a que el último electrón se coloca en orbitales cada vez más alejados del núcleo (y recordemos que aunque la carga del núcleo también aumenta, la atracción electrostática disminuye con el *cuadrado* de la distancia), y a que la carga negativa de los otros electrones, cada vez más numerosos, apantalla la acción del núcleo sobre los electrones externos.

En un mismo **período**, y salvo algunas irregularidades correspondientes a átomos con subniveles llenos o semilenos (lo que les proporciona una estabilidad adicional), las energías de ionización **aumentan al aumentar el número atómico**. Esto se debe a que el último electrón de todos los elementos del mismo período se sitúa en el mismo nivel energético, pero la carga del núcleo es cada vez mayor y por lo tanto la atracción que éste ejerce sobre los electrones también lo es.



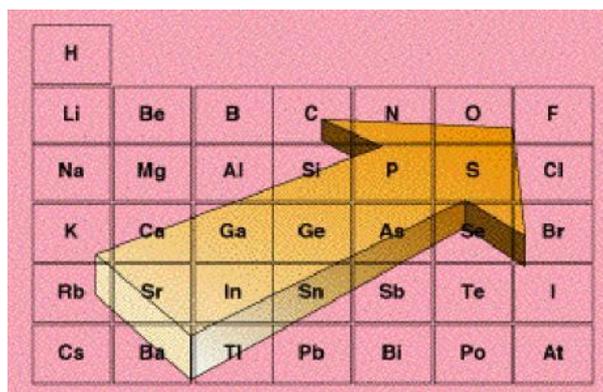
Energías de ionización (kJ / mol)

Elemento	I ₁	I ₂	I ₃	I ₄
Na	496	4560		
Mg	738	1450	7730	
Al	577	1816	2744	11,600



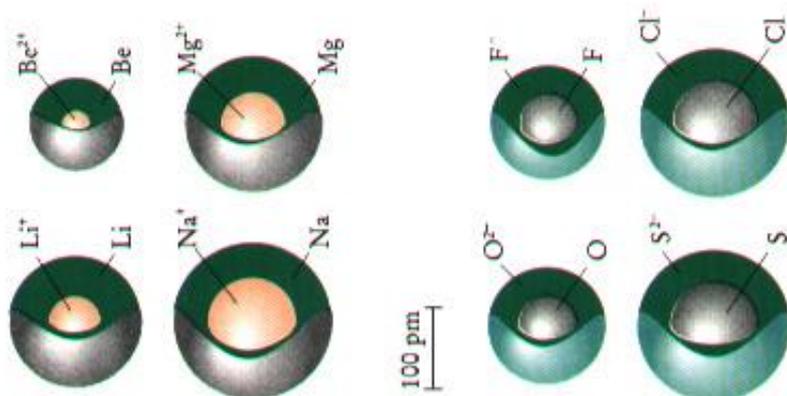
también lo es.

Puesto que en todos los elementos (menos en el hidrógeno) se puede arrancar más de un electrón, podemos referirnos al primer, segundo, tercer,... potencial de ionización. El electrón que más fácilmente se arranca es, lógicamente, el primero, y por ello el primer potencial de ionización es menor que el segundo, éste menor que el tercero, etc.



Electronegatividad. La electronegatividad es una medida de la mayor o menor atracción de un átomo sobre un par de electrones mediante los que está enlazado con otro átomo. Está relacionada con la energía de ionización y con la afinidad electrónica.

Para establecer esta medida, el norteamericano Linus Pauling propuso una escala arbitraria asignando al flúor, el átomo más electronegativo, un valor de **4,0**, y calculando las de los demás en relación a él.



Comparación entre los elementos y sus respectivos cationes o aniones:

ALGUNOS EJERCICIOS

1

CUESTION 1.- Considera los elementos A, B, C y D de números atómicos $Z(A) = 17$, $Z(B) = 18$, $Z(C) = 19$, $Z(D) = 20$. A partir de las configuraciones electrónicas de estos elementos responde, razonadamente, a las cuestiones siguientes:

- Ordena los elementos A, B, C y D en orden creciente de su primera energía de ionización.
- Escribe la configuración electrónica del ión más estable que formará cada uno de estos elementos.

2

CUESTIÓN 1.- Considera los elementos A, B, C y D de números atómicos A ($Z = 2$), B ($Z = 11$), C ($Z = 17$) y D ($Z = 34$), responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Escribe la configuración electrónica de cada uno de estos elementos e indica el grupo y período al que pertenecen.
- Clasifica cada uno de los elementos en las siguientes categorías: metal, no metal o gas noble.
- Ordena los elementos según valor creciente de su primera energía de ionización.

3

CUESTIÓN 1.- Considera los elementos con número atómico 4, 11, 16 y 17 y responde, razonadamente, a las siguientes cuestiones:

- Nombra cada uno de estos elementos, escribe su configuración electrónica y explica el número de electrones de la capa de valencia.
- Indica a qué período y grupo del sistema periódico pertenece cada elemento, y si es metal o no metal.
- Justifica cuál es el elemento más electronegativo y cuál el de menor electronegatividad.
- Explica cuál es el ión más estable formado por cada uno de ellos.

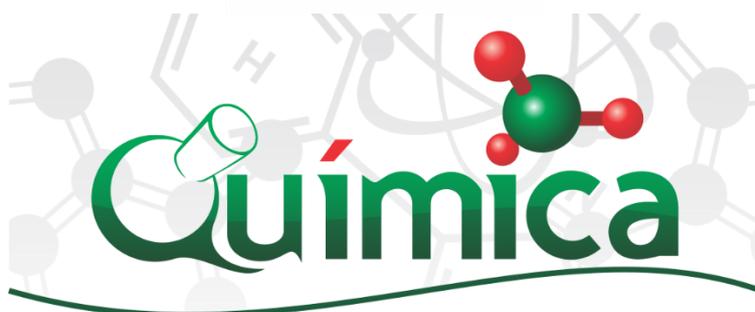
4

CUESTIÓN 1.- Los elementos A, B, C y D tienen de números atómicos 10, 15, 17 y 20.

- Escribe la configuración electrónica de A, C^- y D^{2+} e indica el grupo al que pertenece cada uno de estos elementos.
- De los cuatro elementos (neutros) indica, razonando la respuesta, cuál tiene mayor energía de ionización y cuál mayor radio atómico.

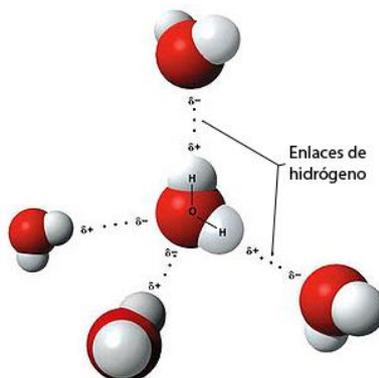


ACCÉS UNIVERSITAT
MAJORS DE 25 I 45 ANYS
Opció C
CIÈNCIES DE LA SALUD



Tema 5

EL ENLACE Y LAS MOLÉCULAS



¿Por qué se unen los átomos?

Los átomos se unen para buscar una **mayor estabilidad** consiguiendo así un estado de **mínima energía**. Se consigue que la energía de la molécula formada es menor que la suma de las energías de los átomos aislados. La formación de enlaces conlleva un desprendimiento de energía.

Enlace químico

Es la unión entre átomos o moléculas originando estructuras más estables que los átomos o moléculas de partida, así como las interacciones que mantienen unidos a los átomos que forman la molécula.

Nivel de valencia

Es el nivel más externo en la configuración electrónica de los átomos y juega un papel decisivo en el enlace químico.

Regla del octeto

Los gases nobles presentan la configuración electrónica más estable, pues su nivel de valencia está completo (tienen 8 electrones en el último nivel). Por esto, los gases nobles no se unen con otros átomos. Los demás elementos tienen incompleto el nivel de valencia y tienden a la configuración electrónica del gas noble más cercano, consiguiendo una mejor configuración electrónica de los átomos que forman la molécula, bien: Cediendo o captando electrones, es decir, transfiriéndose electrones de un átomo a otro, formándose así iones positivos o negativos que se atraen por fuerzas electrostáticas (**ENLACE IÓNICO**). Compartiendo pares de electrones (**ENLACE COVALENTE**).

Tipos de Enlace

Existen varios tipos de enlace entre átomos, y que se forme un tipo u otro depende de la configuración electrónica de su nivel más externo, conocido como *nivel o capa de valencia*. En general, mediante el enlace los elementos representativos tienden a alcanzar la estructura del gas noble más cercano (s^2p^6).

El enlace iónico surge cuando se unen un átomo de la parte izquierda de la tabla periódica (elementos con baja energía de ionización y, por tanto, con tendencia a formar cationes) con un elemento de la parte derecha (elementos con alta afinidad electrónica y, por tanto, con tendencia a formar aniones). En este caso se produce la cesión de electrones del metal al no metal originándose los iones correspondientes, que se atraen mutuamente debido a que poseen cargas opuestas.

El enlace covalente se origina al unirse dos átomos de la parte derecha de la tabla periódica (elementos con alta afinidad electrónica y con alta energía de ionización). Como ninguno tiene tendencia a ceder electrones y formar un catión, lo que hacen es compartir electrones entre ambos; de esta manera ninguno pierde electrones, ninguno los gana, pero ambos alcanzan la configuración de gas noble.

Cuando se unen metales entre sí, elementos de las zonas izquierda y central de la tabla periódica (elementos con baja energía de ionización y con baja afinidad electrónica), también se produce la compartición de electrones, pero de una manera peculiar que da origen a un tercer tipo de enlace, el enlace metálico.

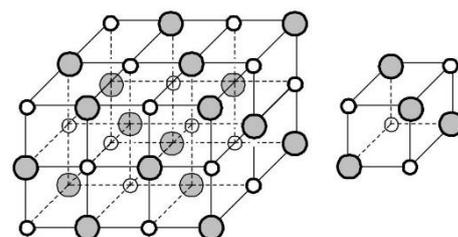
Enlace Iónico

Cuando se encuentran dos átomos de electronegatividad muy diferente, esto es, un átomo muy electronegativo (no metálico) y otro muy electropositivo (metálico), se produce la transferencia de uno o varios electrones del elemento menos electronegativo al más electronegativo, transformándose el primero en un catión y el segundo en un anión, que se unen por atracción electrostática.



Puede observarse que ambos iones presentan la estructura del gas noble más cercano.

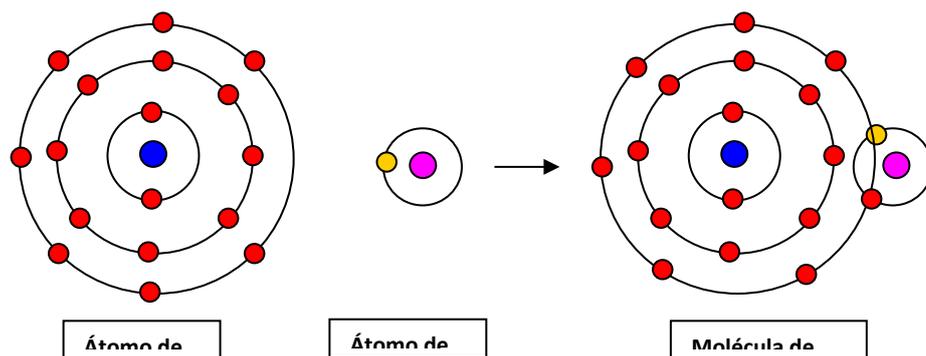
En los sólidos formados mediante enlace iónico, conocidos como *sólidos iónicos*, no existen verdaderas moléculas, sino estructuras tridimensionales teóricamente infinitas, donde cada ion está rodeado por iones de signo contrario y ejerce una atracción en todas las direcciones del espacio. La fórmula NaCl no representa a una molécula, sino que indica la estequiometría del compuesto.



Enlace Covalente

Los no metales se unen entre sí mediante enlace covalente. Éste implica que dichos átomos comparten uno o más pares de electrones, alcanzando así la estructura del gas noble más cercano (con alguna excepción, como

determinados compuestos de boro). A diferencia de lo que ocurre en el enlace iónico, en el enlace covalente se forman verdaderas moléculas.

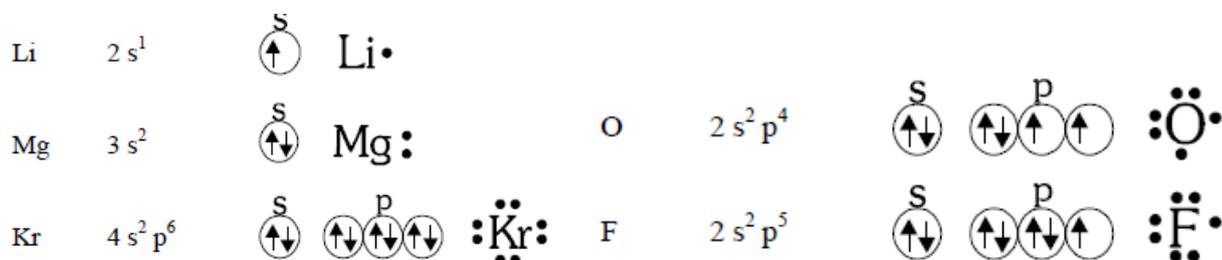


La descripción más sencilla del enlace covalente se realiza mediante las *representaciones o estructuras de Lewis*. En éstas, cada átomo enlazado se representa mediante su símbolo químico, y se disponen a su alrededor los electrones de su capa de valencia agrupados por orbitales, procurando mantener el máximo

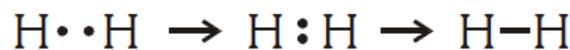
número de electrones solitarios; los átomos enlazados compartirán tantos electrones como sean necesarios para alcanzar la estructura de gas noble (8 electrones a su alrededor, excepto para el hidrógeno que necesita 2). Cada par de electrones compartido se sitúa en la zona intermedia entre ambos átomos, y representa un enlace covalente.

Diagramas de Lewis.

Los diagramas de Lewis constituyen una forma sencilla de representar simbólicamente cómo están distribuidos los electrones de la última capa en un átomo. Lo veremos con varios ejemplos.



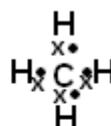
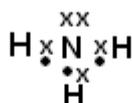
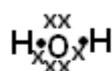
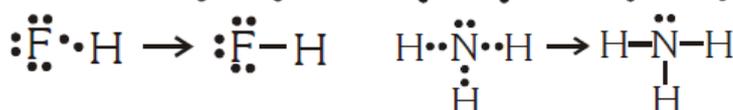
Veamos esto con una molécula sencilla, la de hidrógeno (H_2)



Otros ejemplos: O_2 , N_2 (moléculas homooatómicas)



$H F$, H_2O , NH_3 (moléculas heteroatómicas)



El **oxígeno** se combina con **dos** átomos de hidrógeno para

... sin embargo el **nitrógeno** se combina con **tres**, ya que

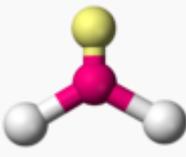
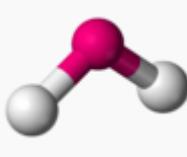
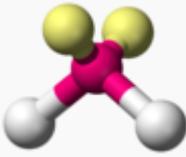
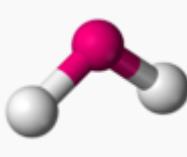
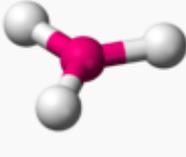
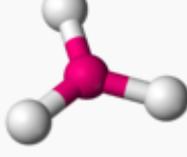
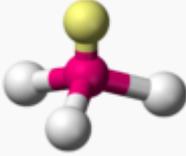
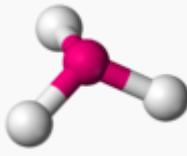
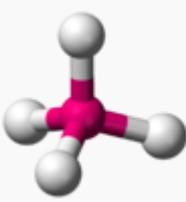
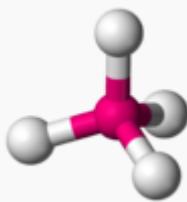
... en el caso del **carbono** son necesarios **cuatro** átomos de hidrógeno

$\text{Na} \cdot$ $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{Cl} \\ \cdot\cdot \end{array}$ Sodio Cloro $\text{Na} \cdot \cdot \text{Cl} \cdot \cdot$ Cloruro de sodio	$\cdot \text{Ba} \cdot$ $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{Cl} \\ \cdot\cdot \end{array}$ Bario Cloro $\cdot \text{Cl} \cdot \cdot \text{Ba} \cdot \cdot \text{Cl} \cdot \cdot$ Cloruro de bario	$\text{H} \cdot$ $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{O} \\ \cdot\cdot \end{array}$ Hidrógeno Oxígeno $\text{H} \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot \text{H}$ Agua
$\text{Na} \cdot$ $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{S} \\ \cdot\cdot \end{array}$ Sodio Azufre $\text{Na} \cdot \cdot \text{S} \cdot \cdot \text{Na}$ Sulfuro de sodio	$\text{Ba} \cdot$ $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{S} \\ \cdot\cdot \end{array}$ Bario Azufre $\text{Ba} \cdot \cdot \text{S} \cdot \cdot$ Sulfuro de bario	$\cdot \text{Al} \cdot$ $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{F} \\ \cdot\cdot \end{array}$ Aluminio Flúor $\cdot \text{F} \cdot \cdot \text{Al} \cdot \cdot \text{F} \cdot \cdot$ Fluoruro de Aluminio

Geometría de las moléculas

La geometría de las moléculas puede justificarse mediante el modelo de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (RPECV). Según este modelo, los pares electrónicos de la capa de valencia del átomo central (tanto pares de enlace como pares solitarios) tenderán a estar lo más alejado posible entre sí. Una vez conocida la disposición de todos los pares electrónicos, la forma

de la molécula depende de la situación de sus átomos, sin tener en cuenta la ubicación de los pares de electrones solitarios que pudiera haber.

Tipo de molécula	Forma	Disposición electrónica [†]	Geometría [‡]	Ejemplos
AB	Molécula diatómica			HF, O ₂
AB ₂	Lineal			BeCl ₂ , HgCl ₂ , CO ₂
AB ₂ E ₁	Angular			NO ₂ ⁻ , SO ₂ , O ₃
AB ₂ E ₂	Angular			H ₂ O, OF ₂
AB ₃ E ₀	Triangular plana			BF ₃ , CO ₃ ²⁻ , NO ₃ ⁻ , SO ₃
AB ₃ E ₁	Pirámide trigonal			NH ₃ , PCl ₃
AB ₄ E ₀	Tetraédrica			CH ₄ , PO ₄ ³⁻ , SO ₄ ²⁻ , ClO ₄ ⁻

Nome e fórmula da substância	Modelo molecular	Nuvem electrónica	Fórmula de estrutura	Geometria molecular
Cloro Cl ₂			$1,99 \times 10^{-10}$ m 	linear
Água H ₂ O				angular
Tricloreto de boro BCl ₃				triangular plana
Amoniaco NH ₃				piramidal
Metano CH ₄				tetraédica

Geometría molecular (Ángulo)	Nº de pares electrones	Nº de pares enlace	Ejemplo	Estructura de Lewis	Modelo de esferas
Lineal (180°)	2	2	BeF ₂ F—Be—F		
Planar trigonal (triangular) (120°)	3	3	BH ₃		
Tetraédrica (109,5°)	4	4	CH ₄		
Pirámide trigonal (107°)	4	3	NH ₃		
Angular (104,5°)	4	2	H ₂ O		

Moléculas que han salido en las PAU Selectividad Valencia en los últimos 11 años

Molécula	Nº de veces	Forma	Polaridad
CO ₂	1	Lineal	Apolar
BeH ₂	1	Lineal	Apolar
BF ₃	1	Triangular plana	Apolar
BCl ₃	1	Triangular plana	Apolar
BI ₃	1	Triangular plana	Apolar
CCl ₄	3	Tetraédrica	Apolar
NH ₄ ⁺	1	Tetraédrica	Polar
NH ₃	1	Pirámide trigonal	Polar
NF ₃	1	Pirámide trigonal	Polar
NCl ₃	4	Pirámide trigonal	Polar

PCl ₃	1	Pirámide trigonal	Polar
PI ₃	1	Pirámide trigonal	Polar
H ₂ O	1	Angular	Polar
F ₂ O	1	Angular	Polar
Cl ₂ O	4	Angular	Polar
BF ₄ ⁻	1	Tetraédrica	Polar
F ₂ CO	1	Triangular plana	Polar

Pero en las pruebas de mayores de 25 años:

CS₂, CH₄, H₂O, CCl₄, CHCl₃, CH₂Cl₂, PF₃, H₂S, CBr₄

(CH₄, CCl₄ y CBr₄ son iguales)

(CHCl₃ y CH₂Cl₂ derivan de la CH₄)

A partir de la forma geométrica de la molécula se deduce si la molécula es polar o no polar.

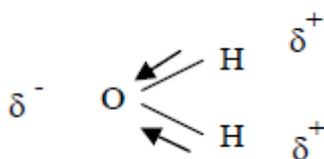
En el enlace covalente no se forman iones, las moléculas son neutras. Sin embargo puede darse el caso de que la carga no esté repartida por igual en toda la molécula. Veamos un par de ejemplos. **H₂** (molécula con átomos del mismo elemento): Comparten un par de electrones. Al ser iguales los núcleos, ambos atraen por igual al par de electrones de enlace, con lo que la carga eléctrica estará repartida por igual entre los dos átomos (la molécula es simétrica). No podemos dividir la molécula en dos partes, una con exceso de carga positiva y otra con exceso de carga negativa. Una sustancia constituida por moléculas de este tipo se dice que es **apolar**. **H Cl** (molécula con átomos de distinto elemento): También comparten un par de electrones, pero, a diferencia del ejemplo anterior, el Cl es más electronegativo (3,0) que el hidrógeno (2,1), por lo que atrae más al par de electrones de enlace. Como consecuencia, habrá una mayor concentración de electrones alrededor del núcleo de Cl. En esa zona de la molécula existirá más carga negativa que positiva. Se habla de que existe una *carga parcial negativa*, (δ^-), que es siempre menor que la carga de un electrón. En la otra zona, en los alrededores del núcleo de H, existe más carga positiva que negativa (*carga parcial positiva*, δ^+). Ambas cargas parciales son iguales en valor absoluto (la molécula es neutra). Una molécula que presenta esa separación de cargas se denomina **dipolo** que produce un **momento dipolar** (μ), que es un vector que va desde la carga positiva a la negativa.

Si el momento dipolar total de la molécula es cero, la sustancia es **apolar**. Podemos tener enlaces polares, pero con un momento total igual a cero.

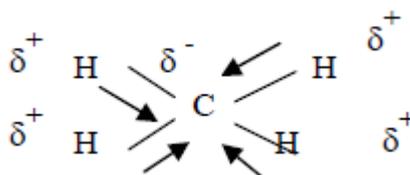
PASOS PARA DEDUCIR LA POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

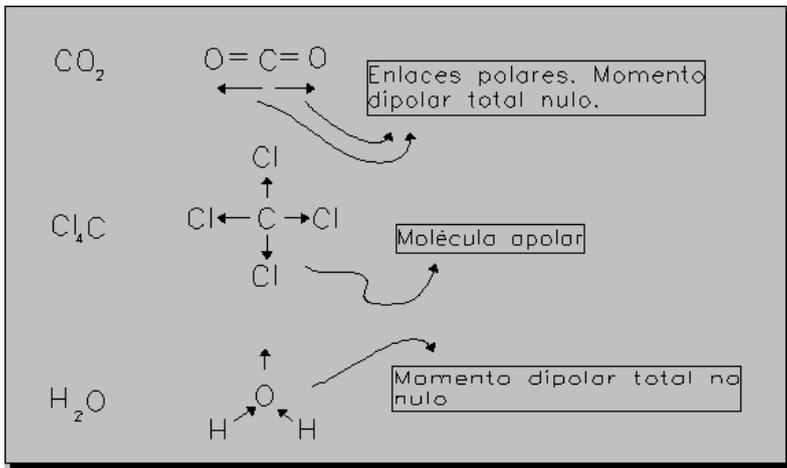
- Estructura de Lewis, • Si tienen o no enlaces polares. • Estudiar la geometría de la molécula si es necesario. • Para estudiar la polaridad de una molécula $\Sigma\mu$

Molécula polar H₂O



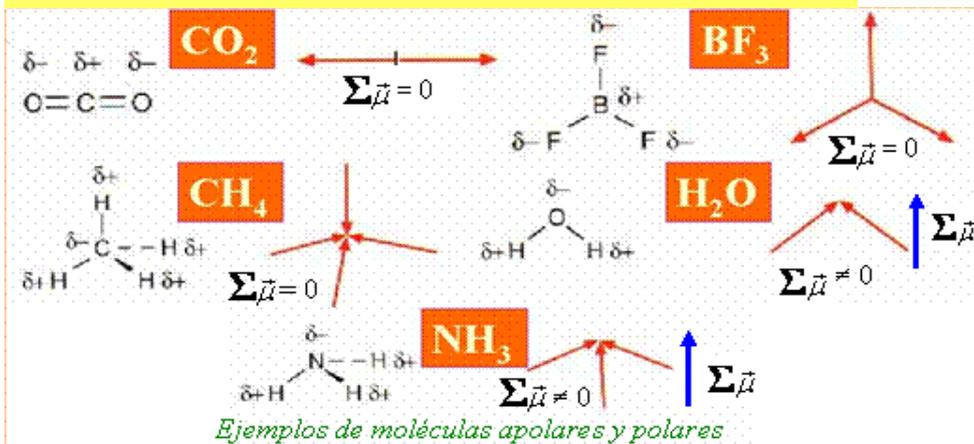
Molécula apolar CH₄





Polaridad de las Moléculas

Molécula covalente	enlace	molécula	Ej.
Entre átomos iguales	<u>NO POLAR</u>	<u>NO POLAR</u>	O_2
Entre át. de distinta E.N. Sin simetría	<u>POLAR</u>	<u>POLAR</u>	HCl
Entre át. de distinta E.N. Con simetría	<u>POLAR</u>	<u>NO POLAR</u>	CH_4



	CO ₂	BCl ₃	H ₂ O	NH ₃
Estructura de Lewis				
Geometría molecular	Lineal O=C=O	Triangular plana 	Angular 	Piramidal triangular
Enlaces polarizados	2 O ^{δ-} -C ^{δ+} -O Los $\vec{\mu}$ se anulan.	3 Los $\vec{\mu}$ se anulan.	2 Hay $\vec{\mu}$ resultante.	3 Hay $\vec{\mu}$ resultante.
Momento dipolar resultante	$\mu_r = 0$ No polarizada	$\mu_r = 0$ No polarizada	$\mu_r = 1,87$ D Dipolo	$\mu_r = 1,46$ D Dipolo

Polaridad de las Moléculas (EJEMPLOS)

UNIDAD E: Enlace Químico e Interacciones Intermoleculares
UCLA MEDICINA
V. SANCHEZ
Química Orgánica 2008 16 de 30

PAU > 25 QUÍMICA-Enlace y moléculas

2017

a) Represente la estructura electrónica de Lewis y describa la geometría prevista por el modelo RPECV para las moléculas: SiCl₄, NCl₃ y Cl₂O. (1,5 puntos)

Datos: Números atómicos, Z: Z(N) = 7; Z(O) = 8; Z(Si) = 14; Z(Cl) = 17.

2016

Cuestión 1 (2,5 puntos)

a) Represente la estructura electrónica de Lewis y describa la geometría prevista por el modelo RPECV y prediga razonadamente el carácter polar o apolar de las moléculas: CS₂, CH₄ y H₂O. (1,5 puntos)

2015

Cuestión 1 (2,5 puntos)

a) Describa la geometría prevista por el modelo RPECV para las moléculas CCl₄, CHCl₃ y CH₂Cl₂. Prediga, en cada caso, si la molécula será polar o no. (1,5 puntos)

Datos: números atómicos: Z(H) = 1; Z(C) = 6; Z(Cl) = 17.

2013

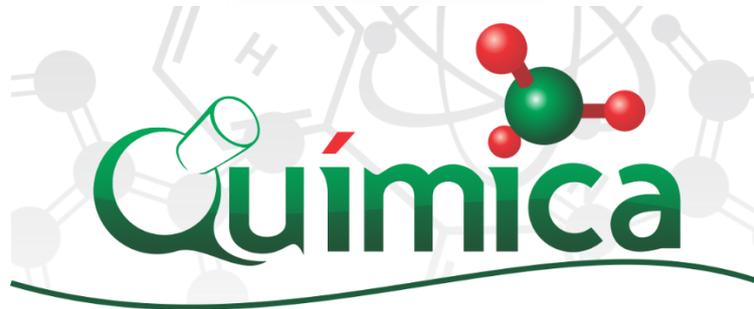
1-b) Represente la estructura electrónica de Lewis e indique, razonadamente, la geometría molecular prevista por el modelo RPECV para las moléculas PF_3 , H_2S , CBr_4 . Prediga, de manera justificada, si la molécula será polar o no. **(1.50 Puntos)**.

Datos: Números atómicos: $Z(\text{P})= 15$; $Z(\text{F})= 9$; $Z(\text{H})=1$; $Z(\text{S})= 16$; $Z(\text{C}) = 6$; $Z(\text{Br})= 35$



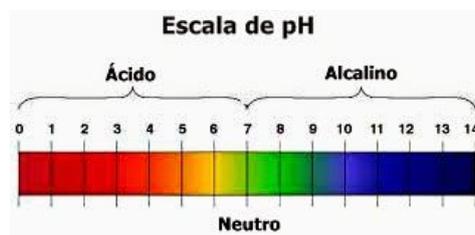
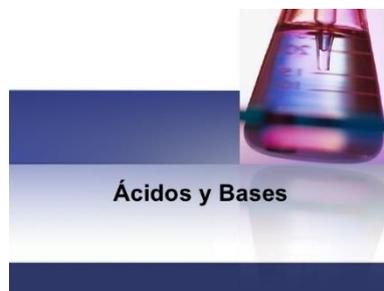
ACCÉS UNIVERSITAT
MAJORS DE 25 I 45 ANYS

Opció C
CIÈNCIES DE LA SALUD



Tema 6

ÁCIDOS Y BASES. pH



ÁCIDOS Y BASES-pH de ácidos fuertes

Fuerza Relativa de Ácidos y Bases

Los ácidos y las bases pueden ser fuertes o débiles.

Un ácido será tanto más fuerte cuanto mayor tendencia tenga a ceder el ion H^+ , mientras que una base será tanto más fuerte cuanto mayor tendencia tenga a aceptar el ion H^+ . Esta tendencia a ceder o aceptar iones H^+ es relativa, depende de frente a quien actúe. Se toma como referencia respecto al agua H_2O .

Algunos ácidos fuertes son

$HClO_4$ ácido perclórico

HI ácido yodhídrico

HCl ácido clorhídrico

H_2SO_4 ácido sulfúrico

HNO_3 ácido nítrico

Como bases fuertes se pueden citar

$NaOH$ hidróxido de sodio

KOH hidróxido de potasio

$Ba(OH)_2$ hidróxido de bario

Ionización del Agua

El agua pura se encuentra disociada, aunque en proporción muy pequeña $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$ por cada ion H_3O^+ que se forme ha de aparecer un ion OH^- , lo que conduce a que $[H_3O^+] = [OH^-]$

*** Los corchetes [] significan "Molaridad" (concentración molar en mol/L)

$[H_3O^+] = [OH^-]$ quiere decir que la concentración molar de H_3O^+ es igual a la de OH^-

Cualquier disolución acuosa que cumpla esta condición se dice que es neutra. En el caso concreto de una disolución a 25 °C de agua $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ mol/L

Cuando se disuelve un ácido en agua pura $[H_3O^+] > [OH^-]$ ($> 10^{-7}$ mol/L) y estas disoluciones reciben el nombre de ácidas.

Si, por el contrario, se disuelve una base, aumentará la concentración de iones $[OH^-]$ y disminuirá, en la misma proporción la concentración de $[H_3O^+]$, $[H_3O^+] < [OH^-]$ ($[OH^-] > 10^{-7}$ mol/L) y estas disoluciones reciben el nombre de básicas.

Concepto de pH

En disoluciones acuosas las concentraciones de los iones H_3O^+ y OH^- están relacionadas. Siempre se cumple que $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$, si una aumenta la otra disminuye. Por ello con conocer una de ellas es suficiente. Se utiliza la $[H_3O^+]$, concentración de iones H_3O^+

Para poder expresar las concentraciones de iones H_3O^+ sin tener que utilizar potencias negativas de diez, Sørensen introdujo en 1909 el concepto de pH, que se define como el logaritmo decimal cambiado de signo de la concentración de iones $[H_3O^+]$

$pH = -\log [H_3O^+]$

Debido al cambio de signo en el logaritmo, la escala de pH va en sentido contrario al de la concentración de iones $[H_3O^+]$, es decir, el pH de una disolución aumenta a medida que disminuye la concentración de iones $[H_3O^+]$, o sea la acidez. Así, para una disolución acuosa a 25 °C:

pH < 7 disolución ácida

pH = 7 disolución neutra

pH > 7 disolución básica

De manera análoga, también se define el pOH como el logaritmo decimal cambiado de signo de la concentración de iones OH^- $pOH = -\log [OH^-]$

Siempre se cumple: **pH + pOH = 14**

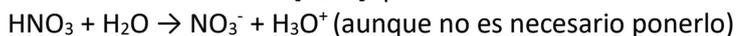
Cálculo de pH de ácidos fuertes

Ejemplo:

Calcular el pH de una disolución acuosa 0'055 M de ácido nítrico (HNO_3)

Los ácidos en agua producen iones hidronio $[H_3O^+]$ que son los responsables del pH.

Como se trata de un ácido fuerte, al disolverlo en agua se disocia totalmente, de modo que proporciona la misma concentración de iones $[H_3O^+]$ que del ácido había. Esto se representa así:



$$[HNO_3] = [H_3O^+] = 0,055 \text{ M}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (0,055) = 1,26 \text{ (Muy ácido)}$$

Ejemplo

Calcular el pH de una disolución acuosa 0,025 M de hidróxido de potasio (KOH) (Base fuerte)

Las bases en agua proporcionan iones $[OH^-]$.

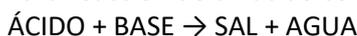
Se trata de una base fuerte, por lo que se supone que estará totalmente disociada. $[KOH] = [OH^-] = 0,025 \text{ M}$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (0,025) = 1,60. \text{ Pero se debe expresar en función del pH}$$

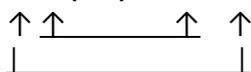
$$\text{Y como } pH + pOH = 14 \quad pH = 14 - pOH = 14 - 1,60 = 12,40$$

NEUTRALIZACIÓN

Es la reacción de un ácido con una base:



Ejemplo:



Siempre se cumple: $n^\circ \text{ moles ácido} = n^\circ \text{ moles base}$

O sea: $V \cdot M \text{ del ácido} = V \cdot M \text{ de la base}$ (donde V es el volumen en Litros y M la Molaridad en mol/L)

Ejemplo:

Tenemos una disolución de 500 mL de HCl 0,1 M. Calcula el volumen de disolución de NaOH 0,2 M que hay que añadir para neutralizarla.

$$(V \cdot M) \text{ (ácido)} = V \cdot M \text{ (base)} \quad 0,5 \text{ L} \cdot 0,1 \text{ M} = V \cdot 0,2 \text{ M} \quad V = 0,5 \cdot 0,1 / 0,2 = 0,25 \text{ L} = 250 \text{ mL}$$

QUÍMICA-ÁCIDOS Y BASES-pH de ácidos fuertes-Exámenes

2017

Cuestión 2 (2,5 puntos)

a) Calcule el pH de una disolución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH) que contiene 2 g de NaOH en 400 mL de disolución. (1,25 puntos)

b) Para neutralizar 50 mL de la disolución anterior, se han necesitado 31,25 mL de una disolución de HCl. Calcule la concentración (en mol/L) del HCl empleado. (1,25 puntos)

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16; Na = 23; Cl = 35,5.

2016

Cuestión 2 (2,5 puntos)

Se dispone de 250 mL de una disolución 0,4 M de ácido yodhídrico (HI). Teniendo en cuenta que el HI es un ácido fuerte, calcule:

a) La cantidad, en gramos, de yoduro de hidrógeno disuelto. (1 punto)

b) El pH de la disolución. (0,5 puntos)

c) El volumen de disolución de hidróxido de potasio (KOH) 0,5 M necesario para neutralizar la disolución anterior de HI. (1 punto)

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; I = 126,9.

$$K_w = 10^{-14}.$$

2015

Cuestión 3 (2,5 puntos)

Se dispone de una disolución acuosa de NaOH 0,5 M. Calcule:

- El pH de la disolución. (1 punto)
- El pH de la disolución resultante de mezclar 25,0 mL de la disolución de NaOH 0,5 M con 5,0 mL de otra disolución acuosa de HCl 1 M. (1,5 puntos)

Datos: $K_w = 10^{-14}$.

2014

Cuestión 2 (2,5 puntos)

Se dispone de 150 cm³ de una disolución 0,3 M de hidróxido de litio (LiOH). Calcule:

2-a) El pH de la disolución. (1 punto)

2-b) El volumen de disolución de ácido clorhídrico (HCl) 0,5 M necesario para neutralizar la disolución anterior de LiOH. (1,5 puntos)

Datos:

$K_w = 10^{-14}$.

2013

Cuestión 2 (2,5 puntos)

En una botella que contiene una disolución acuosa de hidróxido sódico, NaOH(ac), 0,1 M sólo quedan 100 mL. Calcule:

2-a) El pH de la disolución. (1,25 puntos)

2-b) La concentración molar de la disolución resultante si se diluyera hasta un volumen total de 250 mL. (1,25 puntos)

Datos: $K_w=10^{-14}$

2011

2. Calcular el pH de:

- una disolución 0,2 M de NaOH (1 punto)
- una disolución 0,01 N de HCl (1 punto)

2010

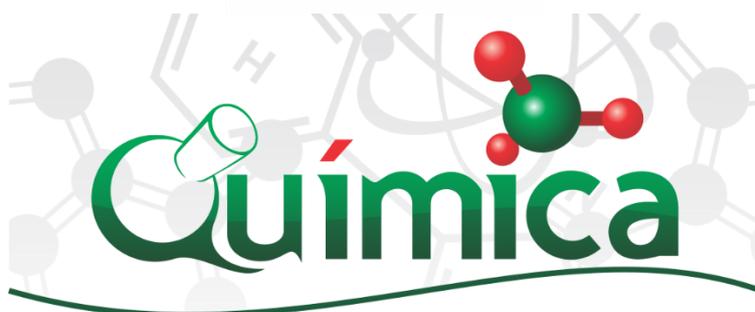
2.-Una disolución acuosa de ácido clorhídrico (HCl) tiene una concentración 0'1M. Otra disolución de hidróxido sódico (NaOH) tiene una concentración 0'1 M. Calcular el pH de cada disolución. (2 puntos)

2009

2.- Determinar el pH de; a) una disolución que es 0'15 N de HCl (1 punto) y de b) una disolución que es 0'15 N de Ca(OH)₂ ,(1 punto)

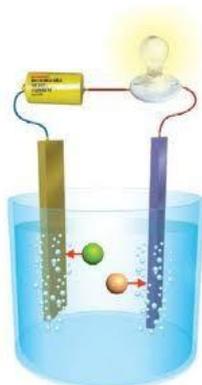


ACCÉS UNIVERSITAT
MAJORS DE 25 I 45 ANYS
Opció C
CIÈNCIES DE LA SALUT



Tema 7

REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN. REDOX



Una reacción REDOX o de oxidación y reducción es aquella en la que se produce una oxidación y una reducción.

DEFINICIÓN DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

El término OXIDACIÓN comenzó a usarse para indicar que un compuesto incrementaba la proporción de átomos de Oxígeno. Igualmente, se utilizó el término de REDUCCIÓN para indicar una disminución en la proporción de oxígeno. Actualmente, ambos conceptos no van ligados a la mayor o menor presencia de Oxígeno. Se utilizan las siguientes definiciones:

- **Oxidación** es todo proceso en el que una especie química pierde electrones.
- **Reducción** es todo proceso en el que una especie química gana electrones.

Como los electrones no pueden crearse ni destruirse, la oxidación y la reducción deben de ser procesos simultáneos.

Cada una de estas reacciones se denomina semirreacción.

En estos procesos se distingue el agente oxidante y el agente reductor:

Agente oxidante, es el que produce la oxidación de la otra especie, y por lo tanto él se reducirá, ya que gana electrones.

Agente reductor, es el que produce la reducción de la otra especie, y por lo tanto él se oxidará, ya que pierde electrones.

NÚMERO DE OXIDACIÓN O ESTADO DE OXIDACIÓN (N.O.)

Con el fin de ajustar las reacciones redox y seguir la pista a las modificaciones en estas reacciones es conveniente utilizar el llamado número de oxidación, ya que en la mayoría de ocasiones no es fácil notar la transferencia de electrones.

A modo de resumen las reglas de asignación son:

En los elementos libres, el nº de oxidación es cero (H_2 , Na, Fe, O_2 etc).

En los iones monoatómicos, el número de oxidación es la carga del ión.

Metales alcalinos +1.

Metales alcalinotérreos +2.

El oxígeno (O) es -2, excepto en los peróxidos -1.

El hidrógeno (H) es +1, excepto en los hidruros metálicos que es -1.

La suma algebraica de los números de oxidación de todos los elementos debe ser:

- Cero en un compuesto neutro.
- La carga del ion si se trata de un ion poliatómico.

Ejemplos

CO₂: Como cada O tiene siempre 2- y hay dos oxígenos, tendremos $2 \cdot (-2) = -4$. Como la molécula de CO₂ es neutra, el C debe tener +4, para que $-4 + 4 = 0$ (neutra). Luego los N.O. son:

O: 2- y C: 4+

Calcular el N.O. del S en ZnSO₄

La suma de todos los N.O. deben ser 0 porque el ZnSO₄ es una especie neutra.

El O siempre tiene 2-, como hay 4, tendremos $4 \cdot (-2) = -8$

El S puede tener varias valencias (2-, 2+, 4+ y 6+) y debemos averiguar cuál utiliza en esta especie.

El Zn sólo tiene la valencia 2+

Luego entre el O y el Zn tenemos: $-8 + 2 = -6$

Como el ZnSO₄ en conjunto debe tener 0, el Zn -6 = 0, luego el S debe tener un N.O. de 6+.

Halla el N.O. del Al en el ion Al³⁺

Es la carga del ión 3+

Halla el N.O. del N en la especie NO₃⁻

Ahora la especie no es neutra, sino que es un ion que tiene globalmente una carga de 1-, luego la suma de todos los N.O. debe dar 1-.

El O siempre tiene 2-, como hay 3, tendremos: $3 \cdot (-2) = -6$
Luego: El N - 6 = -1, por tanto el N debe tener un N.O. 5+

Halla el N.O. del C en la especie CO_3^{2-}

Ahora la especie no es neutra, sino que es un ion que tiene globalmente una carga de 2-, luego la suma de todos los N.O. debe dar 2-.

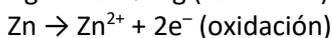
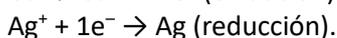
El O siempre tiene 2-, como hay 3, tendremos: $3 \cdot (-2) = -6$
Luego: El C - 6 = -2, por tanto el C debe tener un N.O. 4+

OXIDACIONES Y REDUCCIONES. SEMIRREACCIONES

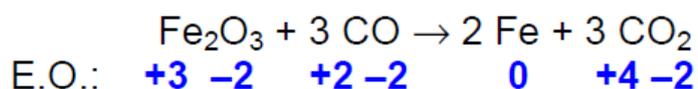
REACCIONES REDOX

Una reacción es de oxidación-reducción (REDOX) si hay una oxidación y una reducción, o sea dos cambios en el número de oxidación de dos elementos.

Ejemplos:



Comprobar que la reacción de formación de hierro: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$ es una reacción redox. Indicar los E.O. de todos los elementos antes y después de la reacción.

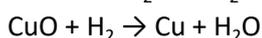
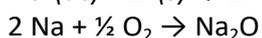
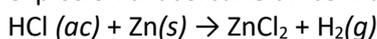


Reducción: El Fe disminuye su E.O. de "+3" a "0" luego se reduce (cada átomo de Fe captura 3 electrones).

Oxidación: El C aumenta su E.O. de "+2" a "+4" luego se oxida

Comprobar las oxidaciones y reducciones en las siguientes reacciones:

Al añadir HCl (ac) sobre Zn(s) se produce ZnCl_2 y se desprende $\text{H}_2(g)$ que, al ser un gas inflamable, produce una pequeña explosión al acercarle un cerilla encendida



QUÍMICA-REDOX-Reacciones

Una reacción REDOX o de oxidación y reducción es aquella en la que se produce una oxidación y una reducción.

DEFINICIÓN DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

El término OXIDACIÓN comenzó a usarse para indicar que un compuesto incrementaba la proporción de átomos de Oxígeno. Igualmente, se utilizó el término de REDUCCIÓN para indicar una disminución en la proporción de oxígeno. Actualmente, ambos conceptos no van ligados a la mayor o menor presencia de Oxígeno. Se utilizan las siguientes definiciones:

- **Oxidación** es todo proceso en el que una especie química pierde electrones.
- **Reducción** es todo proceso en el que una especie química gana electrones.

Como los electrones no pueden crearse ni destruirse, la oxidación y la reducción deben de ser procesos simultáneos.

Cada una de estas reacciones se denomina semirreacción.

En estos procesos se distingue el agente oxidante y el agente reductor:

Agente oxidante, es el que produce la oxidación de la otra especie, y por lo tanto él se reducirá, ya que gana electrones.

Agente reductor, es el que produce la reducción de la otra especie, y por lo tanto él se oxidará, ya que pierde electrones.

NÚMERO DE OXIDACIÓN O ESTADO DE OXIDACIÓN (N.O.)

Con el fin de ajustar las reacciones redox y seguir la pista a las modificaciones en estas reacciones es conveniente utilizar el llamado número de oxidación, ya que en la mayoría de ocasiones no es fácil notar la transferencia de electrones.

A modo de resumen las reglas de asignación son:

En los elementos libres, el nº de oxidación es cero (H_2 , Na, Fe, O_2 etc).

En los iones monoatómicos, el número de oxidación es la carga del ión.

Metales alcalinos +1.

Metales alcalinotérreos +2.

El oxígeno (O) es -2, excepto en los peróxidos -1.

El hidrógeno (H) es +1, excepto en los hidruros metálicos que es -1.

La suma algebraica de los números de oxidación de todos los elementos debe ser:

- Cero en un compuesto neutro.
- La carga del ion si se trata de un ion poliatómico.

Ejemplos

CO₂: Como cada O tiene siempre 2- y hay dos oxígenos, tendremos $2 \cdot (-2) = -4$. Como la molécula de CO₂ es neutra, el C debe tener +4, para que $-4 + 4 = 0$ (neutra). Luego los N.O. son:

O: 2- y C: 4+

Calcular el N.O. del S en ZnSO₄

La suma de todos los N.O. deben ser 0 porque el ZnSO₄ es una especie neutra.

El O siempre tiene 2-, como hay 4, tendremos $4 \cdot (-2) = -8$

El S puede tener varias valencias (2-, 2+, 4+ y 6+) y debemos averiguar cuál utiliza en esta especie.

El Zn sólo tiene la valencia 2+

Luego entre el O y el Zn tenemos: $-8 + 2 = -6$

Como el ZnSO₄ en conjunto debe tener 0, el Zn -6 = 0, luego el S debe tener un N.O. de 6+.

Halla el N.O. del Al en el ion Al³⁺

Es la carga del ión 3+

Halla el N.O. del N en la especie NO₃⁻

Ahora la especie no es neutra, sino que es un ion que tiene globalmente una carga de 1-, luego la suma de todos los N.O. debe dar 1-.

El O siempre tiene 2-, como hay 3, tendremos: $3 \cdot (-2) = -6$

Luego: El N - 6 = -1, por tanto el N debe tener un N.O. 5+

Halla el N.O. del C en la especie CO₃²⁻

Ahora la especie no es neutra, sino que es un ion que tiene globalmente una carga de 2-, luego la suma de todos los N.O. debe dar 2-.

El O siempre tiene 2-, como hay 3, tendremos: $3 \cdot (-2) = -6$

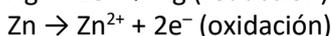
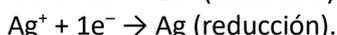
Luego: El C - 6 = -2, por tanto el C debe tener un N.O. 4+

OXIDACIONES Y REDUCCIONES. SEMIRREACCIONES

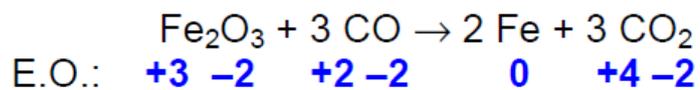
REACCIONES REDOX

Una reacción es de oxidación-reducción (REDOX) si hay una oxidación y una reducción, o sea dos cambios en el número de oxidación de dos elementos.

Ejemplos:



Comprobar que la reacción de formación de hierro: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$ es una reacción redox. Indicar los E.O. de todos los elementos antes y después de la reacción.

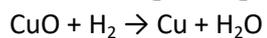
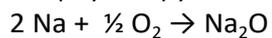
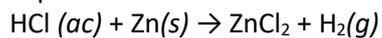


Reducción: El Fe disminuye su E.O. de "+3" a "0" luego se reduce (cada átomo de Fe captura 3 electrones).

Oxidación: El C aumenta su E.O. de "+2" a "+4" luego se oxida

Comprobar las oxidaciones y reducciones en las siguientes reacciones:

Al añadir HCl (ac) sobre Zn(s) se produce ZnCl₂ y se desprende H₂(g) que, al ser un gas inflamable, produce una pequeña explosión al acercarle un cerilla encendida



AJUSTE DE REACCIONES REDOX (MÉTODO DEL IÓN-ELECTRÓN)

Se basa en la conservación tanto de la masa como de la carga (los electrones que se pierden en la oxidación son los mismos que los que se ganan en la reducción).

Se usará el método del ión electrón, para ello se seguirán los siguientes pasos:

Determinar el nº de oxidación de cada átomo para localizar la especie oxidada y reducida.

Se divide la reacción en dos semirreacciones, una la de oxidación y otra la de reducción. Hay que tener en cuenta las disociaciones de ácidos y sales, los óxidos no se disocian.

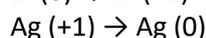
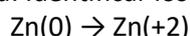
Se igualan, tanto en masa como eléctricamente ambas semirreacciones, teniendo en cuenta el medio en el cual tiene lugar la reacción, si es en medio ácido se pueden añadir H^+ y H_2O , si es básico OH^- y H_2O . Para el ajuste electrónico se añaden los electrones necesarios.

Se multiplican ambas semirreacciones por el menor número que iguale los electrones intercambiados del apartado anterior.

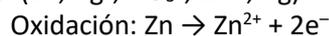
Se suman las dos semirreacciones, simplificándose los términos comunes. La ecuación inicial si es necesario se ajusta por tanteo

Ejemplo: $Zn + AgNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + Ag$

Primera: Identificar los átomos que cambian su E.O.

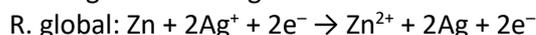
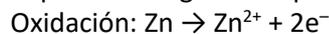


Segunda: Escribir semirreacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución ajustando el nº de átomos: (Zn, Ag^+ , NO_3^- , Zn^{2+} , Ag)

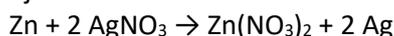


Tercera: Ajustar el nº de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, éstos desaparezcan.

En el ejemplo se consigue multiplicando la segunda semirreacción por 2.



Cuarta: Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox (en el ejemplo, el ion NO_3^-) y comprobando que toda la reacción queda ajustada:



Si la reacción se produce en disolución acuosa, aparecen iones poliatómicos con O (ej SO_4^{2-}), y el ajuste se complica pues aparecen también iones H^+ , OH^- así como moléculas de H_2O .

Medio ácido

- 1) Escribir la ecuación en forma iónica.
- 2) Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción.
- 3) Ajustar los átomos de oxígeno añadiendo moléculas de agua H_2O .
- 4) Ajustar los átomos hidrógeno añadiendo iones H^+ .
- 5) Ajustar las cargas añadiendo electrones e^- .
- 6) Multiplicar cada semirreacción por un número para igualar la cantidad de electrones transferidos.
- 7) Sumar las semirreacciones para obtener la ecuación iónica global ajustada.
- 8) Añadir los iones espectadores para obtener la ecuación molecular global ajustada.

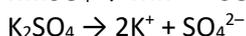
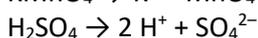
En medio ácido los átomos de O que se pierdan en la reducción van a parar al agua (los que se ganan en la oxidación provienen del agua). Los átomos de H provienen del ácido.

Ejemplo: $KMnO_4 + H_2SO_4 + KI \rightarrow MnSO_4 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$

Primera:

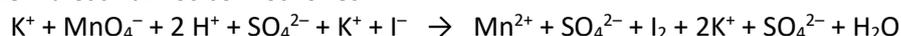
Disociamos todos los compuestos iónicos

Moléculas o iones existentes en la disolución:

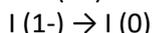
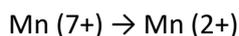


I_2 y H_2O están sin disociar.

La reacción que nos piden la escribimos con los iones:



Segunda: Identificar los átomos que cambian su E.O.:



Tercera:

Escribir semirreacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución tanto del Mn(+7), como del Mn(+2), como del I(-1) y del I(0) ajustando el nº de átomos y el número de electrones:

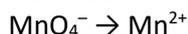
El Mn(+7) existe en la forma de MnO_4^-

El Mn(+2) existe en la forma de Mn^{2+}

El I (-1) existe en la forma de I^-

El I(0) existe en la forma de I_2

Escribimos las semirreacciones anteriores con los que realmente existen:

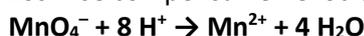


Ajustamos los átomos.

Los O se compensan en el otro lado en forma de H_2O :



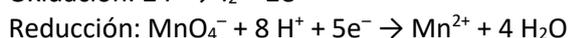
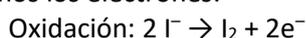
Los H se compensan en el otro lado en forma de H^+



Y la otra semirreacción no tiene ni O ni H:

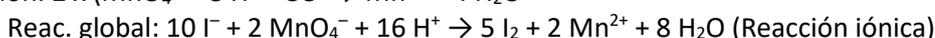
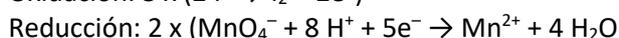
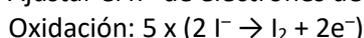


Ajustamos los electrones:



Los 4 átomos de O del MnO_4^- han ido a parar al H_2O , pero para formar ésta se han necesitado además 8 H^+ .

Cuarta: Ajustar el nº de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, éstos desaparezcan:



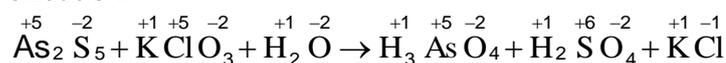
Quinta: Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox:



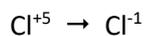
La 6 moléculas de K_2SO_4 (sustancia que no interviene en la reacción redox) se obtienen por tanteo.

Ejemplo: $\text{As}_2\text{S}_5 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KCl}$

1. Identificamos el número de oxidación de cada átomo y localizamos los elementos que cambian de número de oxidación:



en este caso cambian de estado de oxidación el azufre y el cloro:



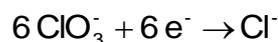
El azufre se oxida y el cloro se reduce.

2. Se escribe la ecuación de forma iónica localizando la especie oxidante y la reductora:



La especie oxidante es ClO_3^{-} (el cloro se reduce) y la especie reductora es S^{-2} (el azufre se oxida).

3. Planteamiento de las semireacciones redox:



4. Ajuste de las semireacciones redox:

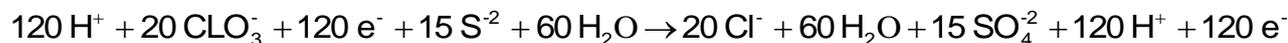
En nuestro caso, la reacción transcurre en medio ácido (presencia de H_2SO_4), luego:



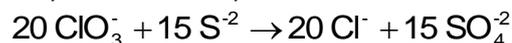
5. Igualación del número de electrones cedidos y ganados. En este caso, el mínimo común múltiplo de 40 y 6 es 120, luego multiplicamos la primera semirreacción por 20 y la segunda por 3:



6. Suma de las dos semirreacciones:

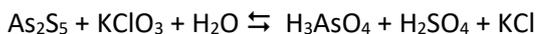


simplificando nos queda:

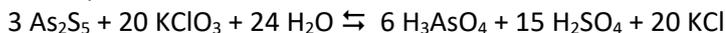


7. Llevamos estos coeficientes a la ecuación inicial y ajustamos las especies químicas que no intervienen en las semireacciones:

Teníamos:



Y nos quedará:



El balance final exige 6 moléculas de H_3AsO_4 , como consecuencia de haber puesto 3 As_2S_5 y 24 moléculas de agua.

La reacción de este modo queda ajustada.

Ejemplo: En medio ácido, el bismutato de sodio reacciona con el cloruro manganoso, transformándolo en permanganato sódico. Ajustar la reacción por el procedimiento del ion electrón.

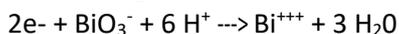
- Considerando que el ion Mn^{+2} se oxida, convirtiéndose en el ion MnO_4^{-} , la ecuación de oxidación es:

Por otra parte, considerando que el ion BiO_3^{-} se reduce, convirtiéndose en el ion Bi^{+3} , la ecuación de reducción es:

- A continuación, procedemos a ajustar ambas ecuaciones en masas y en cargas eléctricas.

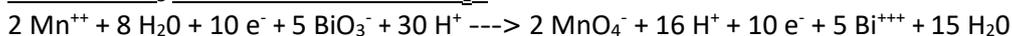
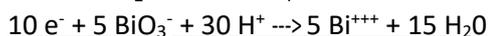
Para ajustar las masas, utilizamos moléculas de agua e iones H^{+} , ya que la reacción transcurre en medio ácido. Para ajustar las cargas eléctricas, colocamos electrones en el miembro en que haya exceso de cargas.

Con este ajuste, las ecuaciones quedan de la forma:

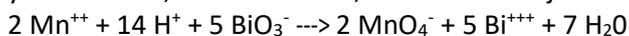


- En la primera ecuación se han colocado cinco electrones y en la segunda dos.

Por consiguiente, multiplicamos los dos miembros de la primera ecuación por 2 y los dos miembros de la segunda por 5, sumando miembro a miembro las igualdades obtenidas:



y reduciendo, a continuación, términos semejantes:



- Por último, procedemos a añadir a los dos miembros los iones que faltan para completar las moléculas.

Los dos iones Mn^{+2} exigen la adición de cuatro iones Cl^{-} para formar dos moléculas de cloruro de manganeso:



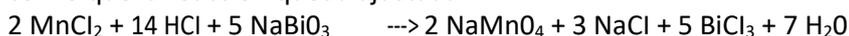
Los cinco iones BiO_3^{-} exigen la adición de cinco iones Na^{+} para formar cinco moléculas de bismutato sódico:



Los catorce iones H⁺ exigen la adición de catorce iones cl para formar catorce moléculas de ácido clorhídrico:



Por último, los iones que se han obtenido en el segundo miembro se unen entre sí formando moléculas completas, con lo que la reacción queda ajustada:

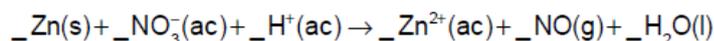


PAU > 25 QUÍMICA-Reacciones REDOX

2017

Cuestión 3 (2,5 puntos)

Se construye una celda electroquímica cuya ecuación química global (no ajustada) es:



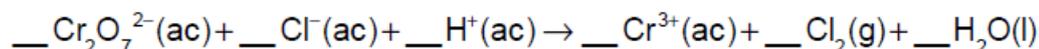
- Ajuste la ecuación química anterior. (1,25 puntos)
- Indique qué especie es el agente oxidante y qué especie es el agente reductor. (0,50 puntos)
- Calcule el potencial estándar de la celda electroquímica propuesta. (0,75 puntos)

Datos: Potenciales estándar de reducción: $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = + 0,96 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = - 0,76 \text{ V}$.

2016

Cuestión 3 (2,5 puntos)

- Ajuste la siguiente ecuación química: (1,5 puntos)



- Identifique la sustancia oxidante y la reductora. (0,5 puntos)
- Indique el estado de oxidación del cromo en la especie $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$ y el del cloro en el Cl_2 . (0,5 puntos)

2015

Cuestión 2 (2,5 puntos)

Se añade bromo molecular (Br_2) a una disolución acuosa que contiene yoduro de sodio (NaI) a 25 °C.

- Formule las semireacciones de oxidación y reducción. (1 punto)
- Escriba la reacción química espontánea global y calcule el E° . (1 punto)
- Indique la especie oxidante y la reductora. (0,5 puntos)

Datos: potenciales estándar de reducción: $\text{Br}_2/\text{Br}^- = + 1,07 \text{ V}$; $\text{I}_2/\text{I}^- = + 0,53 \text{ V}$.

2014

Cuestión 3 (2,5 puntos)

Se disuelven 252,8 g de permanganato de potasio (KMnO_4) en $1747,2 \text{ cm}^3$ de agua.

3-a) Calcule la concentración molar (mol/L) de la disolución. **(1 punto)**

3-b) Ajuste la reacción de esa disolución de KMnO_4 con cinc (Zn) en ácido clorhídrico para formar MnCl_2 y ZnCl_2 . **(1,5 puntos)**

Datos:

Masas atómicas: O = 16; K = 39; Mn = 55.

Densidad de la disolución de KMnO_4 = 1,25 g/mL.

Densidad del H_2O = 1,00 g/mL.

2013

Cuestión 3 (2,5 puntos)

En una pila "botón" reaccionan zinc, Zn(s) , con óxido de plata(I), $\text{Ag}_2\text{O(s)}$, en medio básico, obteniéndose como productos óxido de zinc, ZnO(s) , y plata, Ag(s) .

3-a) Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción. **(1 punto)**

3-b) Ajuste la reacción química global. **(1 punto)**

3-c) Indique la especie oxidante y la reductora. **(0,5 puntos)**

2012

2. El ácido nítrico reacciona con el cobre para dar dióxido de nitrógeno, nitrato cúprico y agua, según la siguiente reacción:

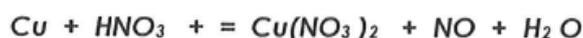


a) Ajuste la reacción de oxidación-reducción (1 pto)

b) Indique cual es el agente oxidante y cual el reductor (1 pto)

2010

1.- De las siguientes reacciones, sin ajustar, indique cual es de oxidación-reducción y cual no. Ajústelas (2 puntos)



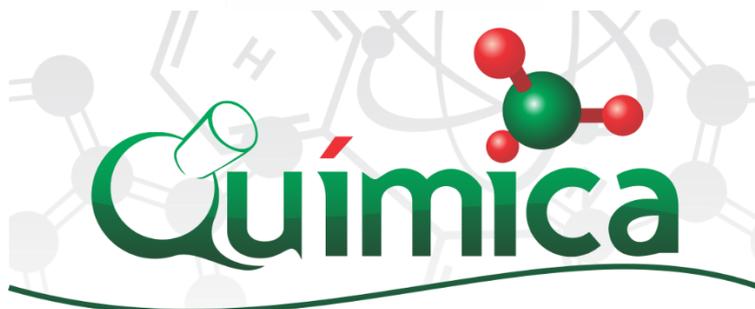
2008

2.-Ajustar la ecuación de oxidación-reducción siguiente (2 puntos)





ACCÉS UNIVERSITAT
MAJORS DE 25 I 45 ANYS
Opción C
CIENCIAS DE LA SALUD



RESUMEN

ULTRARESUMEN DE QUÍMICA

FORMULACIÓN QUÍMICA INORGÁNICA

T5: Formulación y Nomenclatura

Tipo de compuesto	Definición:	Formulación:	Nomenclatura IUPAC:	Nomenclatura trad.:
ÓXIDOS	$O^{2-} + E^{+}$	Fe_2O_3	Óxido de hierro (III)	Óxido férrico (anhídrido si es NoMe)
HIDRUROS	$H^{-1} + Me^{+}$	CoH_2	Hidruro de cobalto (II)	Hidruro cobaltoso.
	$H^{+1} + NoMe^{+}$	H_3N	Nitruro de hidrógeno	
HIDRÓXIDOS	$Me^{+} + (OH)^{-1}$	$Au(OH)_3$	Hidróxido de oro (III)	Hidróxido aúrico.
Hidraácidos ÁCIDOS	$H^{+1} + NoMe^{+}$	HCl	Ácido clorhídrico. Δ (Se diferencian de los hidruros en el estado)	
Oxácidos	$H^{+1} + O^{2-} + E^{+}$	H_2SO_4	Tetraoxosulfato (IV) de h.	Sulfato de hidrógeno
SALES NEUTRAS	H de los ácidos ↓ Me	K_2SO_4	Tetraoxosulfato (IV) de p.	Sulfato de potasio.
SALES ÁCIDAS	parte del H ácidos ↓ Me	$Al(HSO_4)_3$	Tetraoxosulfato (VI) de hidróg. y aluminio.	Bisulfato de aluminio Sulfato ácido de al.
PERÓXIDOS	$-(O_2)^{-2} + Me^{+}$ $-(O_2)^{-2} + H^{+1}$	CaO_2	Peróxido de calcio.	
IONES	Cationes: $E^{+} + xe^{-}$ Aniones: $E^{-} + xe^{+}$	Mg^{+2}	Catión magnesio (II) Anión magnesio (II)	Ión magnesio

HClO : Ácido hipocloroso
HClO₂ : Ácido cloroso
HClO₃ : Ácido clórico
HClO₄ : Ácido perclórico
Lo mismo con el Br y el I
H₂SO₃ : Ácido sulfuroso
H₂SO₄ : Ácido sulfúrico
Lo mismo con el Se y el Te
HNO₂ : Ácido nitroso
HNO₃ : Ácido nítrico
H₂CO₃ : Ácido carbónico
H₃PO₄ : Ácido fosfórico
(P₂O₅ + 3H₂O = H₆P₂O₈)
Lo mismo con el As y el Sb

Sales

Proceden de los ácidos

oxoácidos (los anteriores) que han perdido o cedido sus hidrógenos. Para nombrar las sales se utilizan los sufijos **-ito** y **-ato** según que el ácido de procedencia termine en **-oso** o en **-ico**, respectivamente.

HClO: Ácido hipocloroso	ClO ⁻ : Ión hipoclorito	NaClO: Hipoclorito de sodio
H ₂ SO ₄ : Ácido sulfúrico	SO ₄ ²⁻ : Ión sulfato	K ₂ SO ₄ : Sulfato de potasio
H ₂ CO ₃ : Ácido carbónico	CO ₃ ²⁻ : Ión carbonato	Na ₂ CO ₃ : Carbonato de sodio
H ₂ CO ₃ : Ácido carbónico	HCO ₃ ¹⁻ : Ión hidrogenocarbonato	NaHCO ₃ : Hidrogenocarbonato de sodio

FORMULACIÓN QUÍMICA ORGÁNICA

CH₄ metano; CH₃ - CH₃ etano; CH₃ - CH₂ - CH₃ propano; CH₃ - CH₂ - CH₂ - CH₃ butano.

5- pentano; 6- hexano; 7- heptano; 8 octano; 9 nonano; 10- decano; ...

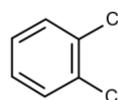
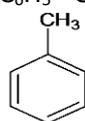
Los radicales se nombran sustituyendo la terminación ano por ilo.

CH₃ - metilo; CH₃ - CH₂ - etilo; ...

CH₃
CH₃ - CH₂ - C(CH₃)₂ - CH₂ - CH₃ 3,3-dimetilpentano

CH₂ = CH₂ eteno (etileno)
CH ≡ CH etino (acetileno)
C₆H₅ - CH₃ metilbenceno (tolueno)

CH₂ = CH - CH₃ propeno
CH ≡ C - CH₃ propino



1,2-diclorobenceno

CHCl₃ triclorometano (cloroformo)
CH₃ - CHOH - CH₃ 2-propanol
CH₃ - O - CH₂ - CH₃ etil-metil-éter o metano-oxi-etano

CH ₃ - CHO	etanal (acetaldehído)
CH ₃ - CO - CH ₂ - CH ₃	butanona o etilmetilcetona
CH ₃ - CH ₂ - COOH	ácido propanoico
CH ₃ - COO - CH ₂ - CH ₃	acetato de etilo
CH ₃ - CH ₂ - NH₂	etilamina (amina primaria)
CH ₃ - CH ₂ - CONH₂	propanamida

ESTEQUIOMETRÍA

MASA MOLECULAR (Mr): Se obtiene sumando las masas atómicas de los elementos (Ar) que componen la molécula.
 MOL: Un MOL es la cantidad de sustancia que contiene un número de Avogadro (N= 6' 023 10²³) de partículas. Es la cantidad de materia (en gramos) expresada por la masa atómica o masa molecular. Cuando se trata de un gas en condiciones normales (P=1 atm, T=273 K), siempre ocupa un volumen de 22'4 litros.

$$\text{NUMERO DE MOLES (n): } n = \frac{\text{Masa}}{\text{MasaAtómica} - \text{Molecular}} \quad n=m/Mr, \text{ de donde } m = n \cdot Mr$$

Ley Gases Ideales: PV = nRT de donde V = nRT / P

P en atm (1 atm = 760 mmHg), V en Litros (1 L = 1000 mL = 1000 cm³)

DENSIDAD DE UN GAS A CUALQUIER PRESION Y TEMPERATURA

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot V = \frac{\text{masa}}{M_{mol}} \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot M_{mol} = \frac{\text{masa}}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow$$

$$\boxed{P \cdot M_{mol} = D \cdot R \cdot T}$$

Molaridad (M)

$$M = \frac{\text{MolesSoluta}}{\text{litrosDisolucion}} = \frac{\text{MasaSoluta} / M_{mol}}{\text{litrosDisolucion}} \quad M = n/V \quad n = M \cdot V, \text{ donde } n = m/Mr$$

Reactivo limitante y en exceso. Cuando se combinan dos cantidades de reactivos, reaccionarán en proporción estequiométrica, por lo que si la proporción de moles no es la estequiométrica, habrá un reactivo limitante (reaccionará por completo) y otro en exceso (quedará reactivo sin reaccionar). En esta situación podemos considerar A y B cada uno de los reactivos, y calculamos la proporción nA/nB

-Si a/b = nA/nB la proporción es estequiométrica y se consumen ambos reactivos. -Si a/b < nA/nB entonces el reactivo A está en exceso y el B es el limitante.

-Si a/b > nA/nB entonces el reactivo B está en exceso y el A es el limitante.

Cantidad de una sustancia a partir de otra. Es un cálculo habitual, y puede ser tanto entre reactivos y productos "qué cantidad de producto se obtiene a partir de cierta cantidad de reactivo", o viceversa, o entre sustancias al mismo lado de la ecuación "qué cantidad de producto A se obtendrá si se ha obtenido cierta cantidad de producto B".

Ejemplo: 3Fe + 4H₂O → Fe₃O₄ + 4H₂

Comprobar que está ajustada

Poner los datos en gramos y la incógnita debajo de cada uno

Hallar la Masa molecular y ponerla debajo de cada uno

Pasar todo lo que se conoce a moles (n = m/Mr)

Averiguar el reactivo limitante que es el que tenemos que tener en cuenta

Aplicar la regla de tres con los coeficientes numéricos de la reacción

Así hallaremos las moles de lo que nos piden

Pasar los moles a masa. M = n.Mr

ÁTOMO

$${}^A_ZX \quad A = Z + N$$

Z: Número atómico = número de protones del núcleo. Identifica al átomo.

A: Número másico = número de nucleones (partículas nucleares) del núcleo (neutrones + protones)

N: número de neutrones.

Los átomos de distintos elementos difieren entre sí por el número de protones (número atómico Z). En un átomo neutro Z también coincide con el número de electrones de la corteza.

$$Z = n^{\circ} \cdot e^{-} = n^{\circ} \cdot p^{+} \quad A = n^{\circ} \cdot p^{+} + n^{\circ} \cdot n$$

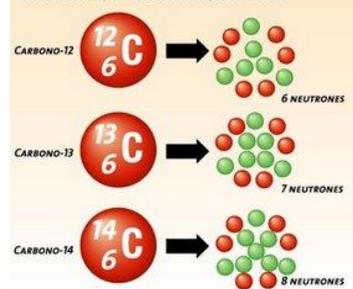
Isótopos:

Son átomos con igual número de protones Z, y diferente número de neutrones N.

Son átomos con igual número atómico Z, pero distinto número másico A.

Los isótopos

Los átomos de un mismo elemento con diferente masa se conocen como isótopos. Estos se distinguen escribiendo el número de masa junto al nombre o símbolo del elemento. En este caso se representan los tres isótopos del carbono:



Modelo atómico de Bohr

Bohr en 1913 propone un modelo atómico que explica la estabilidad del átomo y el espectro de Hidrógeno. Las ideas básicas son que los electrones describen órbitas circulares que tienen niveles de energía y momento angular cuantizados, y cuando el electrón pasa de una órbita a otra absorbe o emite un fotón con la diferencia de energía entre órbitas. Introduce el número cuántico principal n, de modo que sólo existen las órbitas para las que n es un número entero. El modelo de Bohr considera las órbitas como estacionarias, por ello los electrones no radian energía. Al pasar de una órbita a otra, un electrón absorbe (alejándose del núcleo) o emite (acercándose al núcleo) energía en forma de radiación ; en cantidad igual a la diferencia de energías entre las dos órbitas .

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

Los números cuánticos

Nº cuántico			Valores posibles
Principal	n	Volumen del orbital (número de capa)	1, 2, 3,4 ...
Secundario o azimutal	l	Forma del orbital	0, 1, 2,...(n-1)
Magnético	m _l	Orientacion espacial	-l,...-2, -1, 0, 1, 2,..+l
Spin o de giro	s	Sentido de giro de los e ⁻ .	± 1/2

De esta manera, los orbitales adquieren determinados nombres, que se obtienen :

En primer lugar un número, que es el valor del nº cuántico principal (n) : designando la capa.

A continuación una letra minúscula relacionada con el valor adquirido por el nº cuántico secundario (l) : designando el suborbital ; como sigue :

Si l = 0, suborbital "s"

Si l = 1, suborbital "p"

Si l = 2, suborbital "d"

Si l = 3, suborbital "f"

Teniendo en cuenta que el conjunto de los tres primeros nº cuánticos determinan perfectamente la capa, el suborbital y la orientación de éste, el valor adquirido por el cuarto nº cuántico completa perfectamente la caracterización de cada uno de los electrones. Recordad los paréntesis (n, l, m_l, s)

Para poder saber cuantos electrones "cabén" en cada suborbital, aplicamos el **PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI** : "En un mismo átomo no puede haber dos electrones que posean los cuatro números cuánticos iguales"; lo que equivale a decir que cada electrón de un átomo posee diferente cantidad de energía.

n	l	m _l	s	orbital
1	0	0	± 1/2	1 s ²
2	0	0	± 1/2	2 s ²
		-1	± 1/2	
	1	0	± 1/2	2 p ⁶
1	± 1/2			
	0	0	± 1/2	3 s ²
		-1	± 1/2	

3	1	0	$\pm 1/2$	3 p ⁶
		1	$\pm 1/2$	
		-2	$\pm 1/2$	3 d ¹⁰
		-1	$\pm 1/2$	
	2	0	$\pm 1/2$	
		1	$\pm 1/2$	
		2	$\pm 1/2$	

CONFIGURACION ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS

La configuración electrónica de un elemento se escribe con el siguiente esquema :

Número correspondiente al nivel de energía.

Letra correspondiente al subnivel.

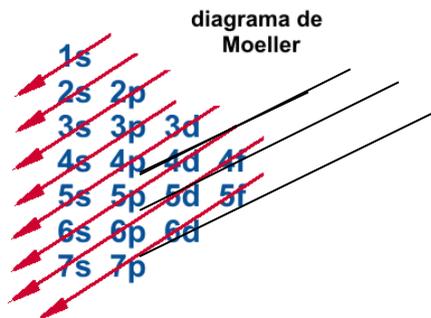
Exponente indicativo del número de electrones

Los electrones llenan primero los subniveles de menor energía, ocupando niveles más altos sólo cuando las anteriores están completos.

El número de niveles llenados coincide con el periodo de la tabla periódica en el que el elemento se encuentra. Si el elemento es representativo, el número de electrones del último nivel es el grupo al que pertenece el elemento.

DIAGRAMA DE MOELLER :

Se trata de una regla mnemotécnica para conocer el orden de llenado de los orbitales :



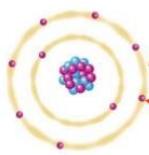
PRINCIPIO DE HUND O DE MAXIMA MULTIPLICIDAD :

Los subniveles para los que existen varios orbitales se llenan de manera que primero se semioocupan y luego se completan.

		1s	2s	2p _x 2p _y 2p _z
Li	1s ² 2s ¹	↑↓	↑	□ □ □
Be	1s ² 2s ²	↑↓	↑↓	□ □ □
B	1s ² 2s ² 2p ¹	↑↓	↑↓	↑ □ □
C	1s ² 2s ² 2p ²	↑↓	↑↓	↑ ↑ □
N	1s ² 2s ² 2p ³	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑
O	1s ² 2s ² 2p ⁴	↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑
F	1s ² 2s ² 2p ⁵	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑
Ne	1s ² 2s ² 2p ⁶	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓

Lo más importante es determinar cuál es la última capa y el número de electrones que tiene (electrones de valencia).

CAPA DE VALENCIA electrones de valencia



CAPA DE VALENCIA: Corresponde al último nivel, del átomo en este caso nivel 2, que contiene 7 electrones

ELECTRONES DE VALENCIA: Son los electrones de la capa de valencia en este caso 7

Los **ELECTRONES DE VALENCIA** son los únicos electrones involucrados en los enlaces químicos

CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS			
Z	Elemento	Configuración	Electrones de Valencia
1	H	1s ¹	1
2	He	1s ²	2
3	Li	1s ² 2s ¹	1
4	Be	1s ² 2s ²	2
5	B	1s ² 2s ² 2p ¹	3
6	C	1s ² 2s ² 2p ²	4
7	N	1s ² 2s ² 2p ³	5
8	O	1s ² 2s ² 2p ⁴	6
9	F	1s ² 2s ² 2p ⁵	7
10	Ne	1s ² 2s ² 2p ⁶	8

ELECTRONES DE VALENCIA
(ÚLTIMO NIVEL + ANTERIORES INCOMPLETOS)

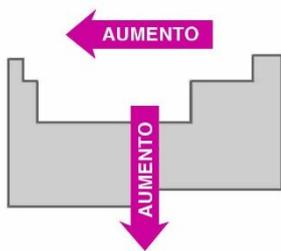
NOTACION DE LEWIS

H • • He

Li • • Be • • B • • C • • N • • O • • F • • Ne • •

La última capa (la de mayor n) nos da el número de periodo del Sistema Periódico al que pertenece. El número de electrones de valencia nos da el número de grupo.

SISTEMA PERIÓDICO



Propiedades periódicas

Volumen atómico

En un grupo (al descender) el volumen atómico aumenta al aumentar el nº atómico, pues aumenta el nº de capas.

En un periodo, el volumen atómico disminuye al aumentar el nº atómico ; ya que, para el mismo nº de capas aumenta la carga eléctrica del núcleo y de la corteza y por tanto la fuerza de atracción.

Energía o potencial de ionización

Se define como la energía necesaria para que un átomo de un elemento pierda un electrón y se transforme, por tanto en un ion positivo.

En un grupo, la energía de ionización disminuye al aumentar el nº atómico ; pues al aumentar el número de capas, los electrones más externos están menos atraídos por el núcleo y, por tanto, es menor la energía necesaria para separarlos.

En un periodo, aumenta al aumentar el nº atómico; pues para la misma capa, a mayor nº atómico más atraídos por el núcleo estarán los electrones.

El radio catiónico es menor, y el radio aniónico es mayor, que el radio atómico correspondiente.

Esquema de variación de la Energía de ionización (EI).



MOLÉCULAS

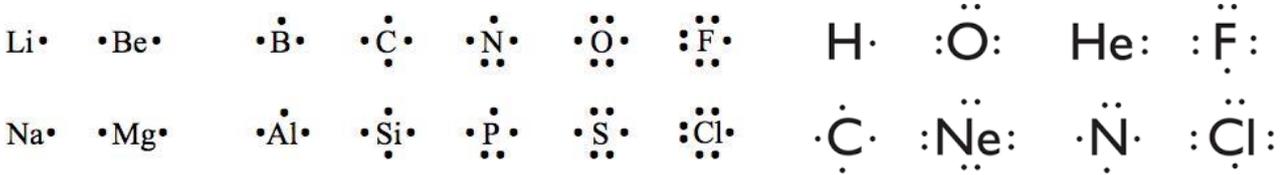
Enlace	Cómo se forma	Propiedades
Iónico	Entre elementos de muy diferente electronegatividad (metal-No metal). Por cesión y captación de e, y formación de los correspondientes iones, que interaccionan eléctricamente formando redes cristalinas. Diferencia de Electronegatividad >1,7	Sólidos duros de alto punto de fusión y ebullición. Solubles en agua y disolventes polares. Conductores en disolución o fundidos. Ej.: NaCl
Covalente	Entre elementos de muy parecida electronegatividad (No metal-No metal). Por compartición de e para alcanzar el octeto electrónico. Diferencia de Electronegatividad <1,7	Gases, líquidos o sólidos blandos de bajo punto de fusión y ebullición. No conductores, aislantes. Ej.: Cl ₂ , H ₂ O, ...
Metálico	Forman redes cristalinas en las que los e de valencia pertenecen a todo el cristal.	Sólidos blandos o duros de más bien altos punto de fusión y ebullición. Alta conductividad eléctrica y térmica. Ej.: Al, Fe.

Estructuras/diagramas de Lewis

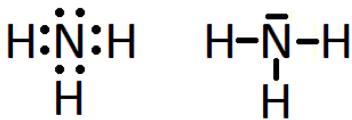
Elemento Última capa	Estado fundamental	Estado excitado								
Boro: 2s ² 2p ¹	<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"> <tr><td>↑↓</td><td>↑</td><td></td><td></td></tr> </table>	↑↓	↑			<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"> <tr><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td><td></td></tr> </table>	↑	↑	↑	
↑↓	↑									
↑	↑	↑								
Berilio : 2s ² 2p ⁰	<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"> <tr><td>↑↓</td><td></td><td></td><td></td></tr> </table>	↑↓				<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"> <tr><td>↑</td><td>↑</td><td></td><td></td></tr> </table>	↑	↑		
↑↓										
↑	↑									
Nitrógeno : 2s ² 2p ³	<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"> <tr><td>↑↓</td><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td></tr> </table>	↑↓	↑	↑	↑					
↑↓	↑	↑	↑							

Fósforo : $3s^2 3p^3$	$\uparrow \downarrow$	\uparrow \uparrow \uparrow	\uparrow	\uparrow \uparrow \uparrow	\uparrow
Carbono : $2s^2 2p^2$	$\uparrow \downarrow$	\uparrow \uparrow	\uparrow	\uparrow \uparrow \uparrow	
Flúor : $2s^2 2p^5$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$ \uparrow			

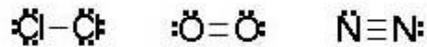
Los diagramas de Lewis se suelen hacer con el estado excitado, que es cuando más enlaces puede formar:



Cada línea representan dos electrones (uno de cada átomo).



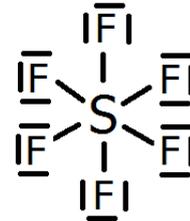
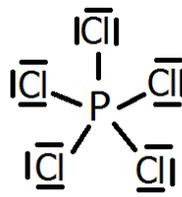
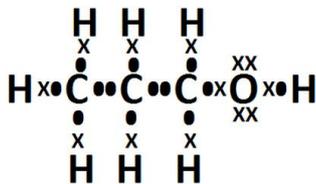
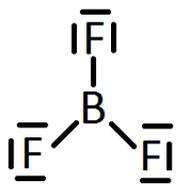
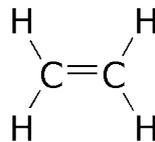
Estructura de Lewis de la molécula de amoníaco



Estructura de Lewis de la molécula de agua



Estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de hidrógeno



Forma de las moléculas

Modelo RPECV, siempre depende del átomo central

Compuestos del Be $\cdot \text{Be} \cdot$ siempre lineal: BeH_2 , BeCl_2 , BeF_2 ,...

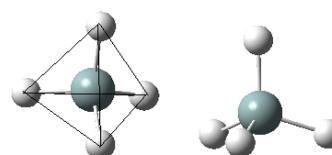
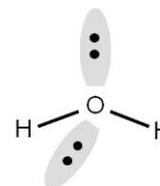
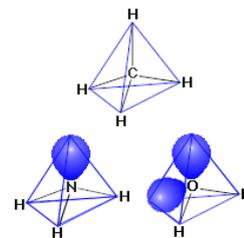
Compuestos del B $\cdot \text{B} \cdot$ siempre triangular plana: BH_3 , BCl_3 , BF_3 , BHCl_2 , BH_2Cl

Compuestos del C $\cdot \text{C} \cdot$ siempre tetraédrica: CH_4 , CCl_4 , CF_4 , CHCl_3 , CH_2F_2
 El CO_2 es lineal

Compuestos del N $\cdot \text{N} \cdot$ siempre la disposición inicial es un tetraedro, pero la forma queda una pirámide trigonal con el N en el vértice: NH_3 , NF_3 , NCl_3

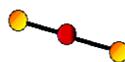
Compuestos del O $\cdot \text{O} \cdot$ siempre la disposición inicial es un tetraedro, pero la forma queda "angular":

Tipo	Disposición electrónica inicial	Forma geométrica final	Ejemplos
A ₂	Lineal	Lineal	H ₂ , O ₂ , N ₂ , HF
AX ₂	Lineal	Lineal (180°)	BeH ₂ , BeCl ₂ , CO ₂ , HgCl ₂
AX ₃	Triangular plana	Triangular plana (120°)	BH ₃ , BF ₃ , CO ₃ ²⁻ , SO ₃ , NO ₃ ⁻
AX ₄	Tetraédrica	Tetraédrica (109,5°)	CH ₄ , CH ₂ Cl ₂ , ClO ₄ ⁻ , SO ₄ ²⁻
AX ₅	Bipirámide trigonal	Bipirámide trigonal	PCl ₅
AX ₆	Octaedro	Octaedro	SF ₆
AX ₂ E ₁	Triangular	Angular	SO ₂ , NO ₂ ⁻ , O ₃
AX ₃ E ₁	Tetraédrica	Pirámide trigonal	NH ₃ , PCl ₃
AX ₂ E ₂	Tetraédrica	Angular	H ₂ O, OF ₂ , ClO ₂



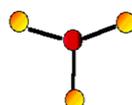
SiH₄ GEOMETRÍA TETRAÉDRICA
4 PARES ELECTRÓNICOS ENLAZANTES

1- Lineal



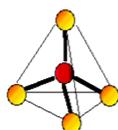
LINEAR

2- Triangular (Trigonal) plana



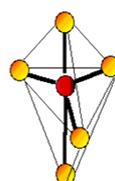
TRIGONAL PLANAR

3- Tetraédrica



TETRAHEDRAL

4- Bipirámide trigonal



TRIGONAL BIPYRAMIDAL

5- Octaédrica



OCTAHEDRAL

PASOS PARA DEDUCIR LA POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

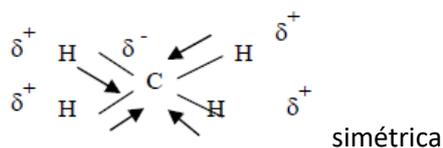
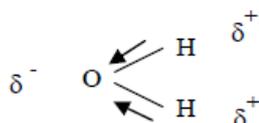
Estructura de Lewis

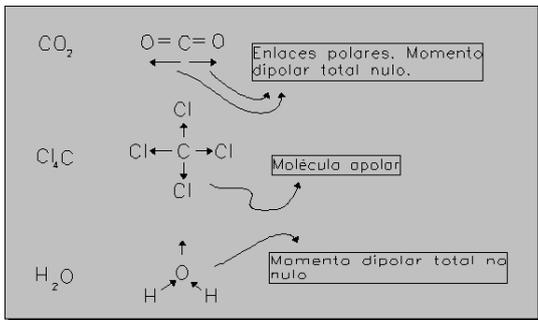
Estudiar la geometría de la molécula si es necesario

Ver si es simétrica (igual en todas las posiciones): apolar

Molécula polar H₂O

Molécula apolar CH₄





Polaridad de las Moléculas

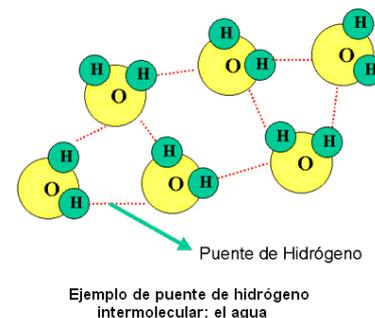
Molécula covalente	enlace	molécula	Ej.
Entre átomos iguales	NO POLAR	NO POLAR	O_2
Entre át. de distinta E.N. Sin simetría	POLAR	POLAR	HCl
Entre át. de distinta E.N. Con simetría	POLAR	NO POLAR	CH_4

	CO_2	BCl_3	H_2O	NH_3
Estructura de Lewis	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	$\text{Cl}-\text{B}(\text{Cl})_2$	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	$\text{H}-\text{N}(\text{H})_2$
Geometría molecular	Lineal $\text{O}-\text{C}-\text{O}$	Triangular plana $\text{Cl}-\text{B}-\text{Cl}$	Angular $\text{H}-\text{O}-\text{H}$	Piramidal triangular $\text{H}-\text{N}-\text{H}$
Enlaces polarizados	2 $\text{O}^{\delta+}-\text{C}^{\delta-}-\text{O}$ Los $\vec{\mu}$ se anulan.	3 $\text{Cl}^{\delta-}-\text{B}^{\delta+}-\text{Cl}$ Los $\vec{\mu}$ se anulan.	2 $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ Hay $\vec{\mu}$ resultante.	3 $\text{H}-\text{N}-\text{H}$ Hay $\vec{\mu}$ resultante.
Momento dipolar resultante	$\mu_r = 0$ No polarizada	$\mu_r = 0$ No polarizada	$\mu_r = 1,87 \text{ D}$ Dipolo	$\mu_r = 1,46 \text{ D}$ Dipolo

APOLARES: BeH_2 , BeCl_2 , CO_2 , HgCl_2 , BH_3 , BF_3 , CH_4 , PCl_5 , SF_6

POLARES: HF , CH_2Cl_2 , SO_2 , NH_3 , PCl_3 , H_2O , OF_2 , ClO_2

Enlace o puente de Hidrógeno. Es un tipo de fuerza presente en enlaces del H con átomos pequeños y electronegativos: N, O y F. El átomo de H es especial ya que cuando pierde su electrón pasa a ser un núcleo y su tamaño es muy pequeño, por lo que cuando un elemento muy electronegativo se enlaza a él se lleva gran parte de la nube electrónica del H y esa carga positiva puede ser atraída/atraer a otros átomos suficientemente pequeños, y el H hace de "puente" uniendo moléculas. Se suele representar con una línea de puntos discontinua, y existe en compuestos inorgánicos y orgánicos, como el ADN. Ejemplos: HF , H_2O , alcoholes (OH), ...



TERMOQUÍMICA

$\Delta H > 0$, hay que aportar energía, y es una reacción endotérmica.

$\Delta H < 0$, se libera energía, y es una reacción exotérmica.

Cálculo de la Entalpía de una reacción ΔH_r^0 mediante las entalpías de formación que darán como dato.

$\Delta H_r = (\text{Suma de las entalpías de formación de los productos multiplicadas por los coeficientes}) - (\text{Suma de las entalpías de formación de los reactivos multiplicadas por los coeficientes})$

Ejemplo: Conocidas las entalpías estándar de formación del butano (C_4H_{10}), agua líquida y CO_2 , cuyos valores son respectivamente $-124,7$, $-285,8$ y $-393,5 \text{ kJ/mol}$, calcular la entalpía estándar de combustión del butano (entalpía molar).

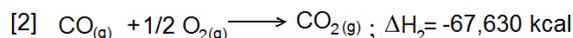
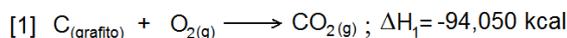
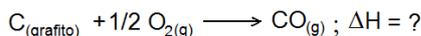
La reacción de combustión del butano es: $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + \frac{13}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 5\text{H}_2\text{O}(\text{l})$; $\Delta H^0 = ?$

$\Delta H^0 = \text{Suma } n_p \Delta H_f^0(\text{productos}) - \text{Suma } n_r \Delta H_f^0(\text{reactivos}) = 4 \text{ mol}(-393,5 \text{ kJ/mol}) + 5 \text{ mol}(-285,8 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol}(-124,7 \text{ kJ/mol}) = -2878,3 \text{ kJ}$ Exotérmica

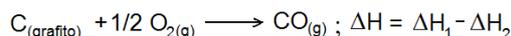
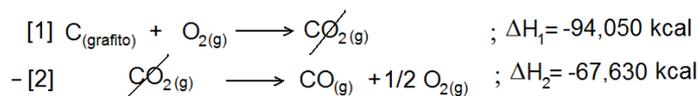
Recordad que los elementos como el O_2 tienen entalpía de formación "0".

Cálculo de la Entalpía de una reacción ΔH_r^0 mediante la Ley de Hess:

“La variación de entalpía en una reacción química es la misma si la reacción transcurre directamente como si lo hace a través de varias etapas.” A partir de aquí se pueden tratar las ecuaciones termoquímicas como si fueran ecuaciones matemáticas. La Ley de Hess permite calcular la entalpía de numerosas reacciones en las que no es posible la medida directa



si combinamos algebraicamente las reacciones 1 y 2 obtenemos la solución al problema:



$$\Delta H = \Delta H_1 - \Delta H_2 = -94,050 - (-67,630) = -26,420 \text{ kcal}$$

ÁCIDOS Y BASES

Concepto de pH

En las disoluciones ácidas $[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

En las disoluciones neutras $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

En las disoluciones básicas $[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Se define pH como el logaritmo cambiado de signo de la concentración de iones hidronio en disolución.

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pH + pOH = 14 \quad \text{luego } pH = 14 - pOH$$

Disolución ácida $pH < 7$

Disolución neutra $pH = 7$

Disolución básica $pH > 7$

El pH se mide con papel indicador, indicadores y pHmetro.

Calculo del pH

Ácido y Base fuerte: En este caso el ácido/base se encuentran totalmente disociados en la disolución.

Ejemplos:

Calcular el pH de una disolución acuosa 0'055 M de ácido nítrico (HNO₃)

Los ácidos en agua producen iones hidronio $[H_3O^+]$ que son los responsables del pH.

Como se trata de un ácido fuerte, al disolverlo en agua se disocia totalmente, de modo que proporciona la misma concentración de iones $[H_3O^+]$ que del ácido había. Esto se representa así: $HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$ (aunque no es necesario ponerlo)

$$[HNO_3] = [H_3O^+] = 0'055 \text{ M} \quad pH = -\log [H_3O^+] = -\log (0'055) = 1'26 \text{ (Muy ácido)}$$

Calcular el pH de una disolución acuosa 0'025 M de hidróxido de potasio (KOH) (Base fuerte)

Las bases en agua proporcionan iones $[OH^-]$.

Se trata de una base fuerte, por lo que se supone que estará totalmente disociada. $[KOH] = [OH^-] = 0'025 \text{ M}$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (0'025) = 1'60. \text{ Pero se debe expresar en función del pH}$$

$$Y \text{ como } pH + pOH = 14 \quad pH = 14 - pOH = 14 - 1'60 = 12'40$$

NEUTRALIZACIÓN

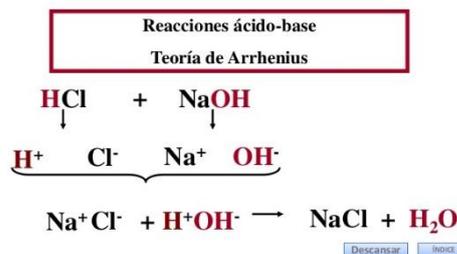
Es la reacción de un ácido con una base: $\text{ÁCIDO} + \text{BASE} \rightarrow \text{SAL} + \text{AGUA}$

Ejemplo: $HCl(ac) + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

Siempre se cumple: n° moles ácido = n° moles base

O sea: $V \cdot M$ del ácido = $V \cdot M$ de la base (donde V es el volumen en Litros y M la Molaridad en mol/L)

Ejemplo:



[Descansar](#) [Inicio](#)

Tenemos una disolución de 500 mL de HCl 0,1 M. Calcula el volumen de disolución de NaOH 0,2 M que hay que añadir para neutralizarla.

$$(V.M) (\text{ácido}) = V.M (\text{base}) \quad 0,5 \text{ L} \cdot 0,1 \text{ M} = V \cdot 0,2 \text{ M} \quad V = 0,5 \cdot 0,1 / 0,2 = 0,25 \text{ L} = 250 \text{ mL}$$

REDOX

Oxidación-reducción es un proceso en el que dos sustancias intercambian electrones.

Oxidación es un proceso en el que una sustancia pierde electrones aumentando su nº de oxidación. Reducción es un proceso en el que una sustancia gana electrones reduciendo su nº de oxidación. Oxidante es la sustancia que se reduce y reductor la sustancia que se oxida.

Número de oxidación.

Es la carga eléctrica forma que se le asigna a un átomo de un compuesto. El nº de oxidación de los elementos en su estado natural es 0. El nº de oxidación del oxígeno en sus compuestos es -2. El nº de oxidación del hidrógeno en sus compuestos es +1, salvo en los hidruros que es -1. El nº de oxidación de los halógenos en los haluros es -1. El nº de oxidación de los alcalinos y alcalinotérreos en sus compuestos es +1 y +2. El nº de oxidación de los iones es su carga eléctrica.

La asignación del resto de los nº de oxidación se hace de modo que la suma algebraica de todos los elementos presentes en una molécula neutra sea igual a 0.

Calcular el N.O. del S en ZnSO_4

La suma de todos los N.O. deben ser 0 porque el ZnSO_4 es una especie neutra.

El O siempre tiene 2-, como hay 4, tendremos $4 \cdot (-2) = -8$

El S puede tener varias valencias (2-, 2+, 4+ y 6+) y debemos averiguar cuál utiliza en esta especie.

El Zn sólo tiene la valencia 2+

Luego entre el O y el Zn tenemos: $-8 + 2 = -6$

Como el ZnSO_4 en conjunto debe tener 0, el Zn -6 = 0, luego el S debe tener un N.O. de 6+.

Halla el N.O. del Al en el ion Al^{3+}

Es la carga del ión 3+

Halla el N.O. del N en la especie NO_3^-

Ahora la especie no es neutra, sino que es un ion que tiene globalmente una carga de 1-, luego la suma de todos los N.O. debe dar 1-.

El O siempre tiene 2-, como hay 3, tendremos: $3 \cdot (-2) = -6$

Luego: El N - 6 = -1, por tanto el N debe tener un N.O. 5+

Halla el N.O. del C en la especie CO_3^{2-}

Ahora la especie no es neutra, sino que es un ion que tiene globalmente una carga de 2-, luego la suma de todos los N.O. debe dar 2-.

El O siempre tiene 2-, como hay 3, tendremos: $3 \cdot (-2) = -6$

Luego: El C - 6 = -2, por tanto el C debe tener un N.O. 4+

Ejemplos:

$\text{Cu} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}$ o bien: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ (oxidación). El Cu se oxida, luego es el reductor

$\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ (reducción). El ion Ag^+ se reduce, luego es el oxidante

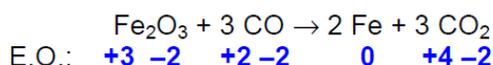
$\text{Zn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ o bien: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ (oxidación). El Zn se oxida, luego es el reductor

$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$ (reducción). El ion Pb^{2+} se reduce, luego es el oxidante.

La oxidación se produce siempre en el llamado ÁNODO (vocal "O" con vocal "A")

La reducción siempre se produce en el llamado CÁTODO (consonante "R" con consonante "C")

Comprobar que la reacción de formación de hierro: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$ es una reacción redox. Indicar los E.O. de todos los elementos antes y después de la reacción.



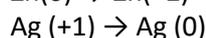
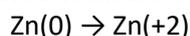
Reducción: El Fe disminuye su E.O. de "+3" a "0" luego se reduce (cada átomo de Fe captura 3 electrones).

Oxidación: El C aumenta su E.O. de "+2" a "+4" luego se oxida

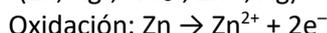
Ajuste de reacciones redox por el método del ión-electrón

Ejemplo: $\text{Zn} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag}$

Primera: Identificar los átomos que cambian su E.O.

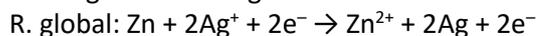
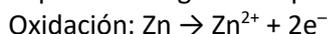


Segunda: Escribir semirreacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución ajustando el nº de átomos: (Zn, Ag⁺, NO₃⁻, Zn²⁺, Ag)



Tercera: Ajustar el nº de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, éstos desaparezcan.

En el ejemplo se consigue multiplicando la segunda semirreacción por 2.

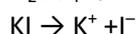
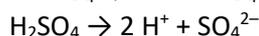


Cuarta: Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox (en el ejemplo, el ion NO₃⁻) y comprobando que toda la reacción queda ajustada: $\text{Zn} + 2 \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{Ag}$

Ejemplo: $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

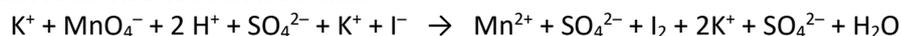
Primera: Disociamos todos los compuestos iónicos

Moléculas o iones existentes en la disolución:

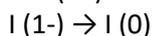
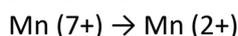


I₂ y H₂O están sin disociar.

La reacción que nos piden la escribimos con los iones:



Segunda: Identificar los átomos que cambian su E.O.:



Tercera:

Escribir semirreacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución tanto del Mn(+7), como del Mn(+2), como del I(-1) y del I(0) ajustando el nº de átomos y el número de electrones:

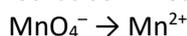
El Mn(+7) existe en la forma de MnO₄⁻

El Mn(+2) existe en la forma de Mn²⁺

El I (-1) existe en la forma de I⁻

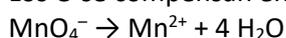
El I(0) existe en la forma de I₂

Escribimos las semirreacciones anteriores con los que realmente existen:

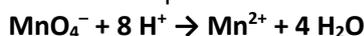


Ajustamos los átomos.

Los O se compensan en el otro lado en forma de H₂O:



Los H se compensan en el otro lado en forma de H⁺



Y la otra semirreacción no tiene ni O ni H:

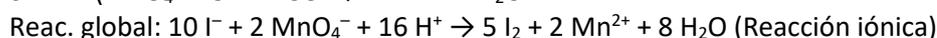
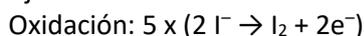


Ajustamos los electrones:



Los 4 átomos de O del MnO₄⁻ han ido a parar al H₂O, pero para formar ésta se han necesitado además 8 H⁺.

Cuarta: Ajustar el nº de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, éstos desaparezcan:



Quinta: Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox:



Las 6 moléculas de K₂SO₄ (sustancia que no interviene en la reacción redox) se obtienen por tanteo.

Potenciales normales de reducción

La fuerza de un oxidante o de un reductor viene dada por la tendencia a ganar o a perder electrones. Actualmente se usa el término **potencial normal de reducción**. Existen tablas en donde figuran la mayoría de los elementos y compuestos de los que se han calculado los potenciales de reducción para cada uno de ellos expresados en Voltios. Así, tenemos la **TABLA DE POTENCIALES NORMALES DE REDUCCIÓN (PODRÍAN HABER SIDO DE OXIDACIÓN, PERO SE REFIEREN SIEMPRE A LA REDUCCIÓN)**. Ejemplos:

$\varepsilon(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$, quiere decir que la reacción de reducción $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ tiene un potencial $\varepsilon = +0,80 \text{ V}$

$\varepsilon(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$, quiere decir que la reacción de reducción $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$ tiene un $\varepsilon = -0,76 \text{ V}$

Vemos que hay potenciales positivos y negativos. Con parejas de potenciales se puede formar una pila cuya fuerza electromotriz total debe ser positiva, puesto que tiene que dar Voltios. Como por convenio todos los potenciales son de reducción y en cualquier proceso redox y en las pilas debe haber una reducción y una oxidación, siempre a uno de los potenciales que nos den, el que produzca una oxidación, le tendremos que cambiar el signo.

Ejemplo:

Cuestión 2 (2,5 puntos)

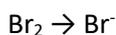
Se añade bromo molecular (Br_2) a una disolución acuosa que contiene yoduro de sodio (NaI) a 25°C .

- Formule las semireacciones de oxidación y reducción. (1 punto)
- Escriba la reacción química espontánea global y calcule el E° . (1 punto)
- Indique la especie oxidante y la reductora. (0,5 puntos)

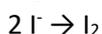
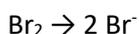
Datos: potenciales estándar de reducción: $\text{Br}_2/\text{Br}^- = +1,07 \text{ V}$; $\text{I}_2/\text{I}^- = +0,53 \text{ V}$.

Tenemos Br_2 y NaI . Vemos los datos que nos dan $\varepsilon^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = +1,07 \text{ V}$, $\varepsilon^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = +0,53 \text{ V}$. Estos datos nos dan la pista de los cambios que puede haber y quien no esté en los datos no lo tendremos en cuenta (por ejemplo el Na^+ del NaI). Vemos que el Br_2 está relacionado con el Br^- y el I_2 está relacionado con el I^- .

Nosotros tenemos Br_2 y NaI , el NaI se debe dissociar: $\text{Na}^+ \text{I}^-$ y el Na^+ como no está en los datos no lo tenemos en cuenta. Así nuestra verdadera reacción es del Br_2 con el I^- . A partir de los datos de los potenciales, el Br_2 que tenemos inicialmente puede dar Br^- y el I^- (del NaI que también tenemos) puede dar I_2 . O sea, las dos semireacciones serán:



Ahora las ajustamos:



y vemos los electrones:

$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^-$ que es una reducción (su potencial es el mismo valor que nos dan, sin cambiar el signo), o sea $+1,07 \text{ V}$

$2 \text{I}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{I}_2$ que es una oxidación. Como el potencial que nos han dado es de reducción ($+0,53 \text{ V}$) y esto es una oxidación, le debemos cambiar el signo, o sea $-0,53 \text{ V}$

La reacción global sería la suma:



y la fuerza electromotriz total que da la pila es $\varepsilon^\circ = +1,07 - 0,53 = 0,54 \text{ V}$

El Br_2 se reduce, luego es el oxidante

El I^- se oxida, luego es el reductor

