

2021

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

FACULTAD DE CIENCIAS DE LA SALUD

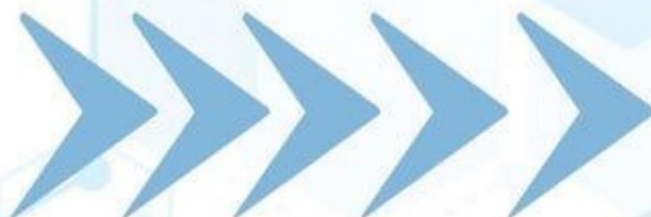
Licenciatura en Nutrición



Universidad
Nacional de
San Luis

Dra. MARÍA DE LOS ÁNGELES ÁLVAREZ

Dr. JORGE DIAZ



INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

Lic. en Nutrición

Profesores responsables:

Dra. Maria de los Ángeles Álvarez

Dr. Jorge R. A. Díaz

Facultad de Ciencias de la Salud
UNSL

2021

Contenidos

Tabla periódica de los elementos	1
Números de oxidación y elementos de interés en el presente curso	2
CAPÍTULO 1	3
¿Qué es la Química?	3
La materia	3
Cuerpo y sustancia	4
Materia y energía	4
Estados de agregación de la materia	5
Propiedades de la materia	7
Extensivas e intensivas	7
Físicas y químicas	8
Sistema material	8
SOLUCIONES	10
Tipos de soluciones.	11
CONCENTRACIÓN	11
Unidades físicas de concentración	13
SOLUBILIDAD	13
Ejercicios	14
Bibliografía	16
CAPÍTULO 2	17
EL ATOMO COMO UNIDAD DE LA MATERIA. CONSTITUCION	17
Núcleo atómico	17
Partícula	18
Nube electrónica	19
	III

PESO ATOMICO RELATIVO	20
MOL	21
MOLÉCULA	22
Peso molecular	22
TABLA PERIÓDICA	23
SIMBOLOS QUÍMICOS. NOMBRE DE LOS ELEMENTOS	23
1. Metales, semimetales y no metales	24
2. Períodos y grupos	25
3. Elementos representativos elementos de transición	26
Ejercicios	27
Bibliografía	29
CAPÍTULO 3	30
LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS	30
Uniones químicas	30
TEORIA DEL OCTETO	31
Enlace iónico	32
Enlace covalente	32
Aniones y cationes	34
Número de oxidación	38
FORMULACION DE COMPUESTOS INORGÁNICOS	41
COMPUESTOS BINARIOS	41
OXIDOS	41
Óxidos básicos	41
Óxidos ácidos (anhídridos):	44
HIDRUROS	46
Hidruros metálicos:	46
	IV

Hidruros no metálicos	47
ÁCIDOS HIDRÁCIDOS	48
Ácidos hidrácidos:	48
SALES BINARIAS	49
COMPUESTOS TERNARIOS	50
ÁCIDOS OXÁCIDOS	50
HIDRÓXIDOS	52
SALES NEUTRAS DERIVADAS DE OXÁCIDOS	55
ACIDEZ-BASICIDAD-pH	57
ÁCIDOS	57
BASES	57
NEUTRALIZACIÓN	58
Escala de pH	58
Ejercicios	59
Bibliografía	66
CAPITULO 4	67
REACCIONES QUÍMICAS	67
ECUACIONES QUÍMICAS	67
BALANCE DE LAS REACCIONES QUÍMICAS	67
TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS:	68
Reacciones irreversibles.	68
Reacciones reversibles.	68
Reacciones exotérmicas.	68
Reacciones endotérmicas.	68
Reacciones de combinación.	68
Reacciones de descomposición.	69

Reacciones de desplazamiento.	69
Reacciones de doble desplazamiento.	69
Reacciones de neutralización.	70
Reacciones de óxido-reducción	70
Clasificación de reacciones químicas	70
Ejercicios	71
Bibliografía	72
CAPITULO 5	73
CONCEPTOS BASICOS DE MOLECULAS ORGANICAS	73
INTRODUCCION	73
HIDROCARBUROS	73
GRUPO FUNCIONAL Y RADICAL ORGÁNICO	75
ALCOHOLES	75
ETERES	75
AMINAS	76
COMPUESTOS CON GRUPOS CARBONILO:	77
ALDEHÍDOS, CETONAS, ÁCIDOS CARBOXÍLICOS	77
ÉSTERES	78
AMIDAS	78
BIOMOLÉCULAS	79
LÍPIDOS	79
HIDRATOS DE CARBONO (CARBOHIDRATOS, AZÚCARES)	79
PROTEÍNAS	80
Ejercicios	81
Bibliografía	84
ANEXO: Elementos de Matemáticas	85
	VI

MEDICIÓN Y SISTEMA DE UNIDADES	85
Sistema internacional de unidades (SI)	85
Unidades derivadas	87
PESO Y MASA	88
TEMPERATURA	89
Escalas	90
Medida de la temperatura	90
DENSIDAD	90
CIFRAS SIGNIFICATIVAS	91
Guías para el uso de cifras significativas	92
Números decimales	93
Notación científica	93
NOCIONES SOBRE LA REPRESENTACIÓN GRÁFICA	94
Tipos de gráficas	94
RAZONES – PROPORCIONES	97
Razón	97
Proporción	97
REGLA DE TRES SIMPLE	98
Exponentes de base 10 y notación científica.	99
Ejercicios	99
Ejercicios de exponentes de base 10 y notación científica	101
Ejercicios de gráficos	102
Ejercicios de razones, proporciones y regla de tres simple	104
Bibliografía	104
PROGRAMA INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA	106
EQUIPO DOCENTE	106
	VII

Fundamentos	106
Objetivos	106
CONTENIDOS	107
Régimen de aprobación de la materia	108
Bibliografía	108
Resumen de objetivos	109
Programa sintético	109
Imprevistos	109

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

GRUPO

1

1A

PERIODO

1

2

3

4

5

6

7

1

H

1.008

HIDRÓGENO

2

He

4.0026

HELIO

3

Li

6.94

LITIO

4

Be

9.0122

BERILIO

11

Na

22.990

SODIO

12

Mg

24.305

MAGNESIO

19

K

39.098

POTASIO

20

Ca

40.078

CALCIO

37

Rb

85.468

RUBIDIO

38

Sr

87.62

ESTRONCIO

55

Cs

132.91

CESIO

56

Ba

137.33

BARIO

87

Fr

223

FRANCIO

88

Ra

226

RADIO

13

B

10.81

BORO

14

C

12.011

CARBONO

15

N

14.007

NITRÓGENO

16

O

15.999

OXÍGENO

17

F

18.998

FLÚOR

18

Ne

20.180

NEÓN

31

Ga

69.723

GALIO

32

Ge

72.64

GERMANIO

33

As

74.922

ARSENICO

34

Se

78.971

SELENIO

35

Br

79.904

BROMO

36

Kr

83.798

KRIPTÓN

49

In

114.82

INDIO

50

Sn

118.71

ESTAÑO

51

Sb

121.76

ANTIMONIO

52

Te

127.60

TELURIO

53

I

126.90

YODO

54

Xe

131.29

XENÓN

81

Tl

204.38

TALIO

82

Pb

207.2

PLOMO

83

Bi

208.98

BISMUTO

84

Po

209

POLONIO

85

At

210

ASTATO

86

Rn

222

RADÓN

101

Md

258

MENDELEVIO

102

No

259

NOBELIO

103

Lr

262

LAWRENCIO

13

B

10.81

BORO

14

C

12.011

CARBONO

15

N

14.007

NITRÓGENO

16

O

15.999

OXÍGENO

17

F

18.998

FLÚOR

18

Ne

20.180

NEÓN

31

Ga

69.723

GALIO

32

Ge

72.64

GERMANIO

33

As

74.922

ARSENICO

34

Se

78.971

SELENIO

35

Br

79.904

BROMO

36

Kr

83.798

KRIPTÓN

49

In

114.82

INDIO

50

Sn

118.71

ESTAÑO

51

Sb

121.76

ANTIMONIO

52

Te

127.60

TELURIO

53

I

126.90

YODO

54

Xe

131.29

XENÓN

81

Tl

204.38

TALIO

82

Pb

207.2

PLOMO

83

Bi

208.98

BISMUTO

84

Po

209

POLONIO

85

At

210

ASTATO

86

Rn

222

RADÓN

101

Md

258

MENDELEVIO

102

No

259

NOBELIO

103

Lr

262

LAWRENCIO

13

B

10.81

BORO

14

C

12.011

CARBONO

15

N

14.007

NITRÓGENO

16

O

15.999

OXÍGENO

17

F

18.998

FLÚOR

18

Ne

20.180

NEÓN

31

Ga

69.723

GALIO

32

Ge

72.64

GERMANIO

33

As

74.922

ARSENICO

34

Se

78.971

SELENIO

35

Br

79.904

BROMO

36

Kr

83.798

KRIPTÓN

49

In

114.82

INDIO

50

Sn

118.71

ESTAÑO

51

Sb

121.76

ANTIMONIO

52

Te

127.60

TELURIO

53

I

126.90

YODO

54

Xe

131.29

XENÓN

81

Tl

204.38

TALIO

82

Pb

207.2

PLOMO

83

Bi

208.98

BISMUTO

84

Po

209

POLONIO

85

At

210

ASTATO

86

Rn

222

RADÓN

101

Md

258

MENDELEVIO

102

No

259

NOBELIO

103

Lr

262

LAWRENCIO

13

B

10.81

BORO

14

C

12.011

CARBONO

15

N

14.007

NITRÓGENO

16

O

15.999

OXÍGENO

17

F

18.998

FLÚOR

18

Ne

20.180

NEÓN

31

Ga

69.723

GALIO

32

Ge

72.64

GERMANIO

33

As

74.922

ARSENICO

34

Se

78.971

SELENIO

35

Br

79.904

BROMO

36

Kr

83.798

KRIPTÓN

49

In

114.82

INDIO

50

Sn

118.71

ESTAÑO

51

Sb

121.76

ANTIMONIO

52

Te

127.60

TELURIO

53

I

126.90

YODO

54

Xe

131.29

XENÓN

81

Tl

204.38

TALIO

82

Pb

207.2

PLOMO

83

Bi

208.98

BISMUTO

84

Po

209

POLONIO

85

At

210

ASTATO

86

Rn

222

RADÓN

101

Md

258

MENDELEVIO

102

No

259

NOBELIO

103

Lr

262

LAWRENCIO

13

B

10.81

BORO

14

C

12.011

CARBONO

15

N

14.007

NITRÓGENO

16

O

15.999

OXÍGENO

17

F

18.998

FLÚOR

18

Ne

20.180

NEÓN

31

Ga

69.723

GALIO

32

Ge

72.64

GERMANIO

33

As

74.922

ARSENICO

34

Se

78.971

SELENIO

35

Br

79.904

BROMO

36

Kr

83.798

KRIPTÓN

49

In

114.82

INDIO

50

Sn

118.71

ESTAÑO

51

Sb

121.76

ANTIMONIO

52

Te

127.60

TELURIO

53

I

126.90

YODO

54

Xe

131.29

XENÓN

81

Tl

204.38

TALIO

82

Pb

207.2

PLOMO

83

Bi

208.98

BISMUTO

84

Po

209

POLONIO

85

At

210

ASTATO

86

Rn

222

RADÓN

101

Md

258

MENDELEVIO

102

No

259

NOBELIO

103

Lr

262

LAWRENCIO

13

B

10.81

BORO

14

C

12.011

CARBONO

15

N

14.007

NITRÓGENO

16

O

15.999

OXÍGENO

17

F

18.998

FLÚOR

18

Ne

20.180

NEÓN

31

Ga

69.723

GALIO

32

Ge

72.64

GERMANIO

33

As

74.922

ARSENICO

34

Se

78.971

SELENIO

35

Br

79.904

BROMO

36

Kr

83.798

KRIPTÓN

49

In

114.82

INDIO

50

Sn

118.71

ESTAÑO

51

Sb

121.76

ANTIMONIO

52

Te

127.60

TELURIO

53

I

126.90

YODO

54

Xe

131.29

XENÓN

81

Tl

204.38

TALIO

82

Pb

207.2

PLOMO

83

Bi

208.98

BISMUTO

84

Po

209

POLONIO

85

At

210

ASTATO

86

Rn

222

RADÓN

101

Md

258

MENDELEVIO

102

No

259

NOBELIO

103

Lr

262

LAWRENCIO

13

B

10.81

BORO

14

C

12.011

CARBONO

15

N

14.007

NITRÓGENO

16

O

15.999

OXÍGENO

17

F

18.998

FLÚOR

18

Ne

20.180

NEÓN

31

Ga

69.723

GALIO

32

Ge

72.64

GERMANIO

33

As

74.922

ARSENICO

34

Se

78.971

SELENIO

35

Br

79.904

BROMO

36

Kr

83.798

KRIPTÓN

49

In

114.82

INDIO

50

Sn

118.71

ESTAÑO

51

Sb

121.76

ANTIMONIO

52

Te

127.60

TELURIO

53

I

126.90

YODO

54

Xe

131.29

XENÓN

81

Tl

204.38

TALIO

82

Pb

207.2

PLOMO

83

Bi

208.98

BISMUTO

84

Po

209

POLONIO

85

At

210

ASTATO

86

Rn

222

RADÓN

101

Md

258

MENDELEVIO

102

No

259

NOBELIO

103

Lr

262

LAWRENCIO

13

B

10.81

BORO

14

C

12.011

CARBONO

15

N

14.007

NITRÓGENO

16

O

15.999

OXÍGENO

17

F

18.998

FLÚOR

18

Ne

20.180

NEÓN

31

Ga

69.723

GALIO

32

Ge

72.64

GERMANIO

33

As

74.922

ARSENICO

34

Se

78.971

SELENIO

35

Br

79.904

BROMO

36

Kr

83.798

KRIPTÓN

49

In

114.82

INDIO

50

Sn

118.71

ESTAÑO

51

Sb

121.76

ANTIMONIO

52

Te

127.60

TELURIO

53

I

126.90

YODO

54

Xe

131.29

XENÓN

81

Tl

204.38

TALIO

82

Pb

207.2

PLOMO

83

Bi

208.98

BISMUTO

84

Po

209

POLONIO

85

At

210

ASTATO

86

Rn

222

RADÓN

101

Md

258

MENDELEVIO

102

No

259

NOBELIO

103

Lr

262

LAWRENCIO

13

B

10.81

BORO

14

C

12.011

CARBONO

15

N

14.007

NITRÓGENO

16

O

15.999

OXÍGENO

17

F

18.998

FLÚOR

18

Ne

20.180

NEÓN

31

Ga

69.723

GALIO

32

Ge

72.64

GERMANIO

33

As

74.922

ARSENICO

34

Se

78.971

SELENIO

35

Br

79.904

BROMO

36

Kr

83.798

KRIPTÓN

49

In

114.82

INDIO

50

Sn

118.71

ESTAÑO

51

Sb

121.76

ANTIMONIO

52

Te

127.60

TELURIO

53

I

126.90

YODO

54

Xe

131.29

XENÓN

81

Tl

204.38

TALIO

82

Pb

207.2

PLOMO

83

Bi

208.98

BISMUTO

84

Po

209

POLONIO

85

At

210

ASTATO

86

Rn

222

RADÓN

101

Md

258

MENDELEVIO

102

No

259

NOBELIO

103

Lr

262

LAWRENCIO

13

B

10.81

BORO

14

C

12.011

CARBONO

15

N

14.007

NITRÓGENO

16

O

15.999

OXÍGENO

17

F

18.998

FLÚOR

18

Ne

20.180

NEÓN

31

Ga

69.723

GALIO

32

Ge

72.64

GERMANIO

33

As

74.922

ARSENICO

34

Se

78.971

SELENIO

35

Br

79.904

BROMO

36

Kr

83.798

KRIPTÓN

49

In

114.82

INDIO

50

Sn

118.71

ESTAÑO

51

Sb

121.76

ANTIMONIO

52

Te

127.60

TELURIO

53

I

126.90

YODO

54

Xe

131.29

XENÓN

81

Tl

204.38

TALIO

82

Pb

207.2

PLOMO

83

Bi

208.98

BISMUTO

84

Po

209

POLONIO

85

At

210

ASTATO

86

Rn

222

RADÓN

101

Md

258

MENDELEVIO

102

No

259

NOBELIO

103

Lr

262

LAWRENCIO

13

B

10.81

BORO

14

C

12.011

CARBONO

15

N

14.007

NITRÓGENO

16

O

15.999

OXÍGENO

17

F

18.998

FLÚOR

18

Ne

20.180

NEÓN

31

Ga

69.723

GALIO

32

Ge

72.64

GERMANIO

33

As

74.922

ARSENICO

34

Se

78.971

SELENIO

35

Br

79.904

BROMO

36

Kr

83.798

KRIPTÓN

49

In

114.82

INDIO

50

Sn

118.71

ESTAÑO

51

Sb

121.76

ANTIMONIO

52

Te

127.60

TELURIO

53

I

126.90

YODO

54

Xe

131.29

XENÓN

81

Tl

204.38

TALIO

82

Pb

207.2

PLOMO

83

Bi

208.98

BISMUTO

84

Po

209

POLONIO

85

At

210

ASTATO

86

Rn

222

RADÓN

101

Md

258

MENDELEVIO

102

No

259

NOBELIO

103

Lr

262

LAWRENCIO

13

B

10.81

BORO

14

C

12.011

CARBONO

15

N

14.007

NITRÓGENO

16

O

15.999

OXÍGENO

17

F

18.998

FLÚOR

18

Ne

20.180

NEÓN

31

Ga

69.723

GALIO

32

Ge

72.64

GERMANIO

33

As

74.922

ARSENICO

34

Se

78.971

SELENIO

35

Br

79.904

BROMO

36

Kr

83.798

KRIPTÓN

49

In

114.82

INDIO

50

Sn

118.71

ESTAÑO

51

Sb

121.76

ANTIMONIO

52

Te

127.60

TELURIO

53

I

126.90

YODO

54

Xe

131.29

XENÓN

81

Tl

204.38

TALIO

82

Pb

207.2

PLOMO

83

Bi

208.98

BISMUTO

84

Po

209

POLONIO

85

At

210

ASTATO

86

Rn

222

RADÓN

101

Md

258

MENDELEVIO

102

No

259

NOBELIO

103

Lr

262

LAWRENCIO

13

B

10.81

BORO

14

C

12.011

CARBONO

15

N

14.007

NITRÓGENO

16

O

15.999

OXÍGENO

17

F

18.998

FLÚOR

18

Ne

20.180

NEÓN

31

Ga

69.723

GALIO

32

Ge

72.64

GERMANIO

33

As

74.922

Copyright © 2017 Eni Generali



www.periodni.com

(1) Atomic weights of the elements 2013.
Pure Appl. Chem., 88, 265-291 (2016)

Tabla periódica de los elementos

Números de oxidación y elementos de interés en el presente curso

NOMBRE	SÍMBOLO	NÚMEROS DE OXIDACIÓN
Hidrógeno	H	-1; +1
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
Cromo	Cr	+2; +3; +6
Manganeso	Mn	+2; +3; +4; +6; +7
Hierro	Fe	+2; +3
Cobalto	Co	+2; +3
Níquel	Ni	+2; +3
Cobre	Cu	+1; +2
Plata	Ag	+1
Oro	Au	+1; +3
Cinc	Zn	+2
Cadmio	Cd	+2
Mercurio	Hg	+1; +2
Boro	B	+3
Aluminio	Al	+3
Galio	Ga	+3
Indio	In	+3
Talio	Tl	+1; +3
Carbono	C	-4; +2; +4
Silicio	Si	+4
Estaño	Sn	+2; +4
Plomo	Pb	+2; +4
Nitrógeno	N	-3; +3; +5
Fósforo	P	-3; +3; +5
Arsénico	As	-3; +3; +5
Antimonio	Sb	-3; +3; +5
Bismuto	Bi	+3; +5
Oxígeno	O	-2
Azufre	S	-2; +4; +6
Flúor	F	-1
Cloro	Cl	-1; +1; +3; +5; +7
Bromo	Br	-1; +1; +3; +5; +7
Iodo	I	-1; +1; +3; +5; +7
Helio	He	0
Neón	Ne	0
Argón	Ar	0
Kriptón	Kr	0
Xenón	Xe	0
Radón	Rn	0

CAPÍTULO 1

Materia. Materia y energía. Propiedades de la materia. ESTADOS DE AGREGACION DE LA MATERIA. SISTEMAS MATERIALES. SOLUCIONES. Unidades físicas de concentración. Solubilidad.

¿Qué es la Química?

La química es una rama de las ciencias naturales que estudia la materia, sus propiedades, estructura, transformaciones, y leyes que rigen dichas transformaciones. El problema de la energía liberada o absorbida por estos cambios también se incluye en el campo de la química (Figura 1.1).

La química, debido a su gran amplitud y desarrollo, puede dividirse en:



Figura 1.1. Ramas generales de la química

La materia

Como mencionamos, la química estudia la materia, concepto que podemos definir de forma muy general y concreta como todo aquello que tiene masa e inercia y ocupa un lugar en el espacio. Ahora bien, para poder comprender esta definición debemos además dar el concepto de los términos, masa e inercia:

masa: es la cantidad de materia contenida en un objeto y es invariable.

inercia: es la propiedad por la cual un objeto tiende a seguir en el estado en que se encuentra.

Todos los cuerpos están formados por materia, cualquiera sea su forma, tamaño o estado. Pero no todos ellos están formados por el mismo tipo de materia, sino que están compuestos de sustancias diferentes. Para examinar la sustancia de la que está compuesto un cuerpo cualquiera, éste puede dividirse hasta llegar a las moléculas que lo componen. Estas partículas tan pequeñas son invisibles a nuestros ojos, sin embargo, mantienen todas las propiedades del cuerpo completo. A su vez, las moléculas pueden dividirse en los elementos simples que la forman, llamados átomos.

Cuerpo y sustancia

La definición de materia como algo que ocupa un lugar en el espacio es muy amplia. Para permitir un estudio detallado es necesaria una subdivisión de los objetos que ocupan un lugar en el espacio, así surgen los conceptos de *cuerpo* y *sustancia*.

Cuando se estudia la materia es conveniente usar una porción o muestra de la misma, o lo que es lo mismo un cuerpo. Es decir que un *cuerpo* es una porción limitada de materia.

Todo cuerpo tiene límites reales y peso. Si tenemos varios cuerpos de igual forma y tamaño, estamos en presencia de porciones limitadas de materia.

Pero además son clases de materia que se diferencian entre sí, estamos en presencia de varias sustancias.

Definimos entonces *sustancia* como una clase de materia. Una sustancia determinada presenta siempre las mismas propiedades físicas y químicas bajo idénticas condiciones de observación.

Materia y energía

El universo está constituido por materia y energía. La energía adopta diversas formas y sufre constantes transformaciones.

Cuando se producen cambios químicos casi siempre van acompañados por absorción o desprendimiento de energía.

La energía se puede definir como la capacidad para realizar trabajo, cuando un cuerpo posee energía puede realizar trabajo sobre otros

Como la energía puede transferirse de un cuerpo a otro en forma de trabajo, las unidades de trabajo y energía son iguales.

Existen dos clases de energía mecánica:

Energía cinética (E_c): se la define como la energía intrínseca de un cuerpo que se mueve.

La cantidad de trabajo que un cuerpo en movimiento puede realizar depende de la masa y la velocidad que posee.

Energía potencial (E_p): es la energía intrínseca almacenada en un cuerpo, por su posición respecto a otro cuerpo, cuando entre ellos existe una interacción.

La energía potencial que poseen las sustancias químicas, puede liberarse mediante reacciones químicas. La cantidad total de energía que posee un cuerpo es igual a la suma de la E_c y E_p .

La ley de la conservación de la energía es considerada una de una de las leyes fundamentales de la física y constituye el primer principio de la termodinámica. Plantea que la energía total de un sistema aislado permanece constante o que la energía no se crea ni se destruye, únicamente se transforma lo que implica que en ciertas condiciones la masa se puede considerar como una forma de energía.

La ley de conservación de la energía afirma que no existe ni puede existir nada capaz de generar energía, no existe ni puede existir nada capaz de hacer desaparecer la energía y por último si se observa que la cantidad de energía varía, siempre será posible atribuir dicha variación a un intercambio de energía con algún otro cuerpo o con el medio circundante

A principio del siglo pasado Albert Einstein estableció que la materia y la energía son manifestaciones de una misma entidad física. La materia puede convertirse en energía y viceversa, de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$E = m \cdot c^2 \quad (4)$$

donde E es la cantidad de energía equivalente a una masa m , siendo c la velocidad de la luz en el vacío (300000 km/s)

Estados de agregación de la materia

La materia puede encontrarse en tres estados físicos diferentes (Figura 1.2). Los estados de agregación que presenta la materia son:

Sólido, posee forma y volumen propio

Líquido, posee volumen propio y adopta la forma del recipiente que lo contiene

Gaseoso, posee la forma y el volumen del recipiente que lo contiene.

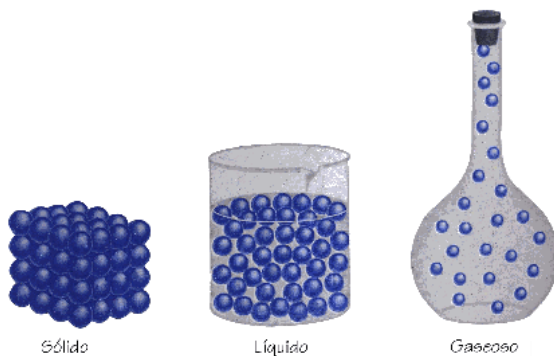


Figura 1.2. Estados de agregación de la materia

El comportamiento macroscópico de los distintos estados de agregación puede interpretarse a través del ordenamiento de la estructura microscópica de cada uno de ellos.

En el estado sólido las unidades de materia (partículas) que lo constituyen se unen entre sí por fuerzas de atracción, encontrándose altamente ordenadas, ocupando posiciones fijas.

En contraste con ello, las partículas en el estado gaseoso se encuentran en un gran desorden (caos) y las fuerzas entre ellas son prácticamente despreciables, de modo que pueden moverse con facilidad.

El estado líquido puede ser considerado como un estado intermedio entre los dos anteriores.

Las variables que determinan el estado de agregación inicial de un sistema son: temperatura, presión. Al modificarse alguna/s de estas variables en condiciones adecuadas se produce un cambio de estado (Figura 1.3), apareciendo un nuevo estado de agregación.

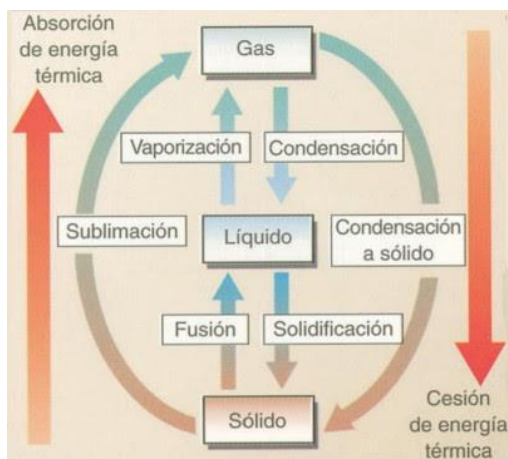


Figura 1.3. Cambios de estado de la materia

Al **plasma** se le llama a veces “el cuarto estado de la materia”, agregándolo a los tres “clásicos”, vistos anteriormente. Es un gas en el que los átomos se han roto. Está formado por electrones negativos y por iones positivos (átomos que han perdido electrones y que están moviéndose libremente).

En la baja atmósfera, cualquier átomo que pierde un electrón, lo recupera pronto o atrapa otro. Pero a altas temperaturas, como en el sol, es muy diferente. Cuanto más caliente está el gas, más rápido se mueven sus moléculas y átomos, y a muy altas temperaturas las colisiones entre estos átomos, moviéndose muy rápido, son suficientemente violentas para liberar los electrones. En la atmósfera solar, una gran parte de los átomos están permanentemente “ionizados” por estas colisiones y el gas se comporta como un plasma.

Propiedades de la materia

Extensivas e intensivas

Las propiedades generales las presentan los sistemas materiales básicos sin distinción y por tal motivo no permiten diferenciar una sustancia de otra. Algunas de las propiedades generales se les da el nombre de **extensivas**, pues su valor depende de la cantidad de materia, tal es el caso de la masa, el peso, volumen. Otras, las que no dependen de la cantidad de materia sino de la sustancia de que se trate, se llaman **intensivas**. No son aditivas y, por lo general, resultan de la composición de dos

propiedades extensivas. El ejemplo perfecto lo proporciona la densidad, que relaciona la masa con el volumen. Es el caso también del punto de fusión, del punto de ebullición, etc.

Físicas y químicas

Físicas: se manifiestan ante estímulos que no cambian la composición de la sustancia. Son las cualidades de una sustancia, tales como color, olor, sabor, dureza, punto de ebullición, punto de fusión etc. Cuando un cubo de hielo se derrite, tenemos un cambio físico. La sustancia no ha cambiado químicamente, pero su forma física es distinta.

Químicas: en las mismas condiciones de estímulos, cambian las sustancias su composición. Las propiedades químicas nos dicen como una sustancia cambia en presencia de otro material. **Ejemplo:** hierro reacciona con oxígeno para producir óxido férrico. La nueva sustancia formada tiene sus propias propiedades químicas que son diferentes de las propiedades de las sustancias originales (hierro y oxígeno).

Sistema material

Se denomina **sistema material** a la parte del universo que es objeto de nuestro estudio. Dicho sistema se separa del resto del universo, ya sea en forma real o imaginaria para estudiarlo.

Sistema material: porción de materia separada del medio circundante con fines de estudio

Existen distintos criterios para clasificar a los sistemas materiales:

■ Según el intercambio de energía

Cuando se observa un sistema material debe prestarse atención al medio que lo rodea, sin olvidar que entre ambos existe una superficie de contacto que en algunos casos es visible y en otros no. Si consideramos su relación con el medio que lo rodea podemos clasificar los sistemas en:

Abiertos: aquellos donde hay transferencia de masa y energía entre el sistema y el medio. **Ejemplo:** agua hirviendo en un jarro sin tapa.

Cerrados: sistema donde solo hay intercambio de energía entre el sistema y el medio. **Ejemplo:** agua hirviendo en un jarro herméticamente tapado.

Aislados: donde no hay intercambio ni de masa ni de energía del sistema al medio o viceversa. **Ejemplo:** vaso térmico.

Según las partes visibles que lo componen

Si consideramos el sistema “agua-arena” se observa la existencia de dos partes, el agua y la arena. En cambio, en el sistema “agua”, se visualiza solamente una. Cada una de esas partes se denomina **FASES**.

***Fase:** es una parte del todo que presenta la misma composición y el mismo estado de agregación. **Ejemplo:** agua líquida.*

Por lo tanto, la observación macroscópica (Figura 1. 4) nos permite otro criterio para clasificar los sistemas materiales en:

Sistema material homogéneo: aquellos que están formados por una sola fase. Posee las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos. **Ejemplo:** agua; aire dentro de una botella etc.

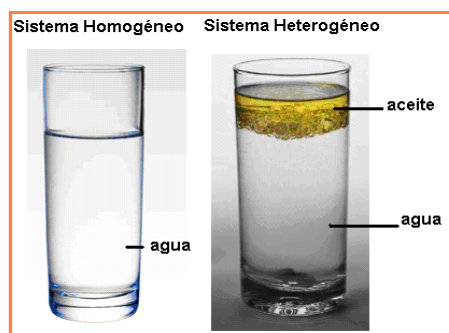


Figura 1. 4. Sistemas materiales

Sistema material heterogéneo: aquellos que están formados por más de una fase. Presentan distintas propiedades intensivas en por lo menos dos puntos. **Ejemplo:** sal de cocina-arena finamente dividida, agua con cubitos de hielo etc.

Existen algunos sistemas materiales donde una sola clase de materia se presenta en los tres estados de agregación. **Ejemplo:** el sistema agua a 0° C y 1 atmósfera de presión. Allí tenemos, hielo (fase sólida), agua (fase líquida) y vapor de agua (fase gaseosa). Es evidente que en este sistema hay TRES FASES y UNA SOLA CLASE DE MATERIA, agua (Figura 1.5).

Esto nos permite definir el concepto de componente como:

Componente es cada clase de materia que forma un sistema material. El número de componentes es el menor número de sustancias necesarias para definir las fases del sistema material.

Resumiendo, podemos decir que:

Según el nº de fases \ Según el nº de componentes	Según el nº de componentes	Según el nº de fases
	Sustancia Pura 1 sólo componente	Mezcla 2 o más componentes
Sistema homogéneo	Agua, hierro, sal, etc	Sal + agua
Sistema Heterogéneo	Agua + hielo	Arena + agua

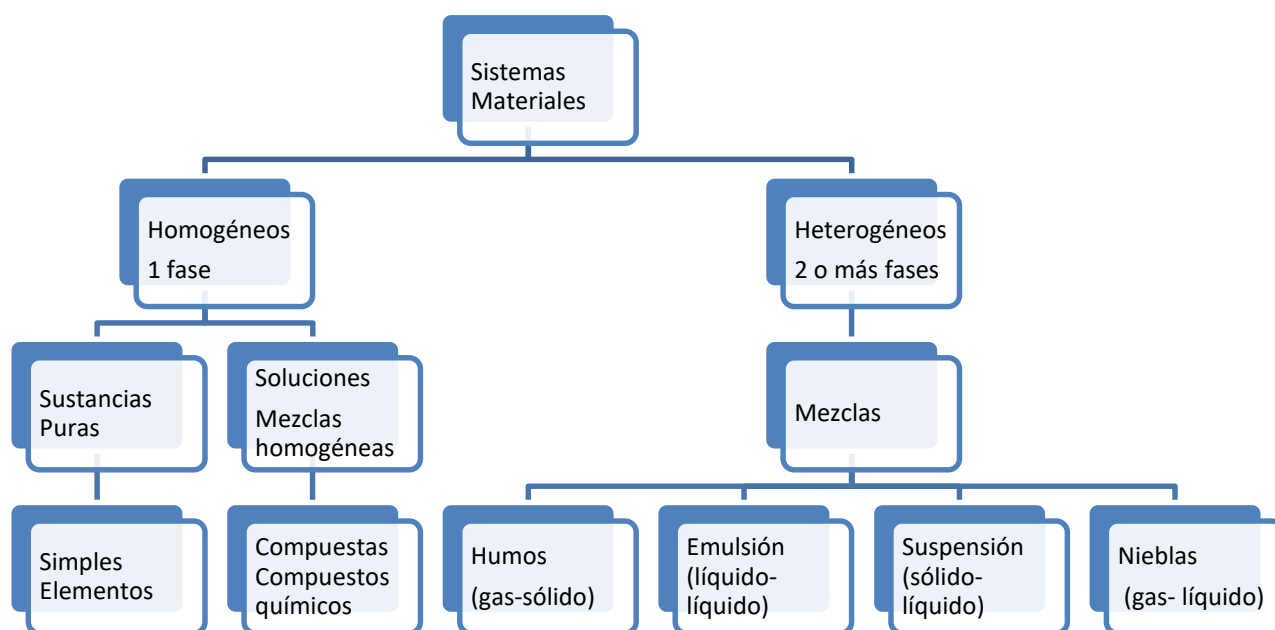


Figura 1.5. Mapa conceptual de sistemas materiales

SOLUCIONES

Hasta ahora, hemos hablado de sustancias al estado “puro” por ejemplo, agua, etanol, cloruro de sodio, etc. Sin embargo, muy pocas veces las sustancias se encuentran como tales en la naturaleza, por lo general las encontramos mezcladas.

Las soluciones son mezclas homogéneas presentando propiedades uniformes en todas partes. Están formadas por dos o más sustancias puras.

Al hablar de soluciones debemos definir dos términos: disolvente y soluto.

Disolvente, es la sustancia que está presente en mayor proporción en una solución.

Soluto, a todas las otras sustancias presentes en la solución.

En las soluciones que contienen agua se considera como disolvente al agua, aunque esté presente en pequeña proporción. **Ejemplo:** ácido sulfúrico al 96 % quiere decir que tiene ácido en mayor proporción que el agua sin embargo se considera como disolvente al agua.

Tipos de soluciones.

En la figura 1.6 observamos un mapa conceptual con los distintos tipos de soluciones.

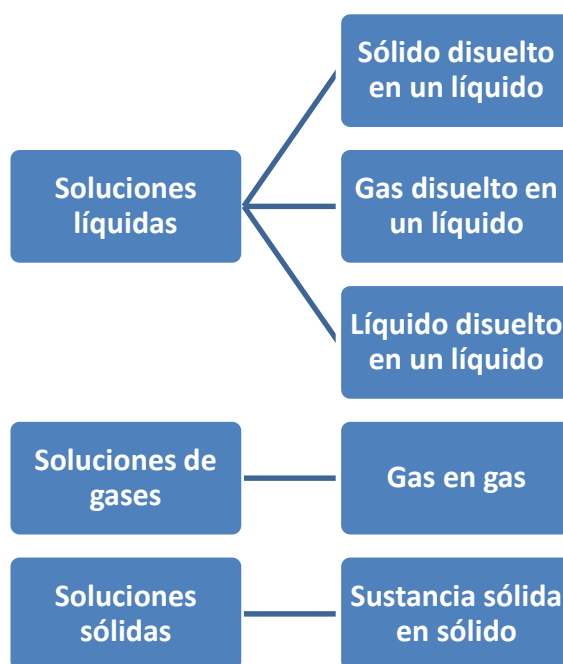


Figura 1.6. Mapa conceptual de distintos tipos de soluciones

CONCENTRACIÓN

Cualitativamente podemos hablar de:

Soluciones saturadas: tiene tanta cantidad de soluto como es capaz de retener.

Soluciones insaturadas: cuando contiene menor cantidad de soluto de lo que corresponde a la saturación.

Soluciones sobresaturadas: cuando contiene mayor cantidad de soluto de lo que corresponde a la saturación.

También, cuando queremos hablar de las proporciones relativas de soluto y disolvente (Figura 1.7) podemos encontrar los términos de:

Soluciones diluidas: cuando tiene poco soluto en solución.

Soluciones concentradas: cuando tiene mucho soluto en solución.

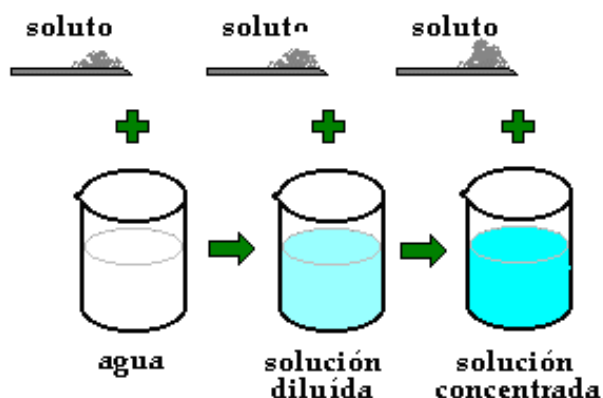


Figura 1.7. Concentración en base a proporciones relativas de soluto y disolvente

Estos términos tienen sentido si están relacionados ya que puedo decir que una solución de cloruro de sodio al 15 % es más concentrada que otra al 10 % y a su vez es más diluida que una solución al 20 %.

Los términos de “saturadas e insaturadas” de ninguna manera están relacionados directamente con “concentrados y diluidos”. **Ejemplo:** una solución saturada de nitrato de sodio se logra colocando 130 gramos de la sal en 100 mL de agua a una temperatura determinada. Si en lugar de colocar 130 gramos, colocamos 125 tenemos una solución insaturada sin embargo sigue siendo concentrada.

Cuantitativamente al hablar de concentración nos debemos referir a:

$$\frac{\text{Cantidad de soluto en determinada cantidad de disolvente}}{\text{Cantidad de soluto en determinada cantidad de solución}}$$

Unidades físicas de concentración

% P/P: por ciento peso en peso. Esta concentración nos indica los gramos de soluto que están contenidos en 100 gramos de solución.

Ejemplo: una solución de cloruro de sodio al 20 % P/P contiene 20 gramos de la sal por cada 100 gramos de solución.

% P/V: por ciento peso en volumen. Esta concentración nos indica los gramos de soluto que están presentes en 100 mL de solución.

Ejemplo: una solución de cloruro de sodio al 20 % P/V contiene 20 gramos de la sal por cada 100 mililitros de solución.

% V/V: por ciento volumen en volumen. Esta concentración nos indica el volumen de soluto que está presente en 100 mL de solución.

Ejemplo: una solución de metanol al 20 % V/V en etanol, contiene 20 mililitros de metanol por cada 100 mililitros de solución.

En todas estas expresiones puede reemplazarse solución por disolvente obteniéndose otras formas de expresar la concentración, pero las mismas son poco utilizadas.

SOLUBILIDAD

Solubilidad es la cantidad en gramos de una sustancia necesaria para preparar una solución saturada con 100 gramos o 100 mL de agua, a una determinada temperatura.

Los factores que afectan a la solubilidad de una sustancia son:

- Naturaleza del disolvente.
- Naturaleza del soluto.
- Temperatura.

Ejercicios

Ejercicios de Sistemas Materiales

1. Explique lo que entiende por materia.
2. ¿Qué diferencia hay entre cuerpo y sustancia?
3. Discuta la validez de las siguientes afirmaciones.
 - a) Todo cuerpo es material.
 - b) Cuerpos iguales están constituidos por igual clase de materia.
 - c) Cuerpos diferentes están constituidos por diferente clase de materia.
 - d) La misma clase de materia puede constituir cuerpos iguales o diferentes.
4. ¿Qué entiende por propiedades intensivas y extensivas? Ejemplifique.
5. ¿Puede existir un sistema homogéneo formado por más de una sustancia pura? Ejemplifique.
6. Dé un ejemplo de un sistema heterogéneo formado por una sola sustancia pura.
7. Clasificar en soluciones y sustancias puras los siguientes sistemas homogéneos:
 - a) hierro
 - b) oxígeno
 - c) aire
 - d) agua mineral
8. Clasificar en homogéneos o heterogéneos los siguientes sistemas:
 - a) gas dentro de un cilindro
 - b) azúcar, agua y carbón
 - c) granito
 - d) agua destilada
 - e) humo
 - f) niebla
 - g) carbón y kerosene
 - h) sangre
9. Indique cuál de las opciones es la adecuada para describir un sistema formado por: vapor de agua, agua y carbón en polvo.
 - a) dos fases y tres componentes
 - b) tres fases y tres componentes
 - c) tres fases y dos componentes
 - d) dos fases y dos componentes

10. Se dispone de las siguientes sustancias: sal (NaCl), agua, vinagre, alcohol etílico, hielo seco (CO_2), un trozo de cobre y arena. Proponga sistemas que cumplan con las siguientes condiciones:
- a) 3 fases y 3 componentes
 - b) 3 fases y 5 componentes
 - c) 2 fases y 4 componentes
11. Ud. dispone de los siguientes materiales: un trozo de madera, sal, aceite, hielo, agua, dióxido de carbono. Construya sistemas materiales con las siguientes características:
- a) dos fases y dos componentes
 - b) dos fases y tres componentes
 - c) tres fases y cuatro componentes
 - d) dos fases y un componente

Ejercicios de Concentración física de soluciones

1. Determine la cantidad de soluto necesario para preparar 150 gramos de una solución al 4% P/P. (Rta: 6 g)
2. Determine la cantidad de soluto necesario para preparar 200 mL de una solución al 10% P/V. (Rta: 20 g)
3. Determine el volumen de soluto necesario para preparar 250 mL de una solución al 30% V/V. (Rta: 75 mL)
4. Determine la cantidad de soluto necesario para preparar 230 mL de una solución al 10% P/V. (Rta: 23 g)
5. ¿Cuál es el volumen de soluto necesario para preparar 1000 mL de una solución al 30% V/V? (Rta: 300 mL)
6. Determine en que volumen de solución salina al 3,5% P/V están contenidos 30 gramos de sal. (Rta: 857,1 mL)
7. Determine en que volumen de solución oftálmica al 0,5% V/V están contenidos 0,01 mL de soluto. (Rta: 2 mL)
8. ¿En qué peso de solución de ácido nítrico al 20% P/P están contenidos 150 gramos del ácido puro? (Rta: 750 g)
9. En medio litro de solución salina están presentes 25,5 gramos de sal. Calcule la concentración de dicha solución expresada en % P/V. (Rta: 5,1 % P/V)
10. Determine la concentración % V/V de una solución alcohólica que resulta de disolver 15,5 mL de alcohol en agua. Volumen final 0,25 litros de solución. (Rta: 6,2 % V/V)

Bibliografía

- “Química”; Raymond Chang; Ed. McGraw-Hill, 10ª Edición, México, 2010.
- “Química y reactividad química”; John C. Kotz, Paul M. Treichel, Gabriela Weaver, Ed. CENGAGE Learning, 6ª Edición, México, 2008.
- “Principios de Química – Los caminos del descubrimiento”; Peter Atkins & Loretta Jones; Ed. Médica Panamericana, 3ª Edición, Buenos Aires, 2005.
- Química 10a. Ed. Kenneth Whitten, Raymond E. Davis, Larry Peck y George G. Stanley Published on Oct 22, 2014.
- “Guía de elementos de matemática, física y química”. 2012. Lic. en Enfermería. UNSL. Castro Pedro, Augsburguer Susana.

CAPÍTULO 2

El átomo. Isótopos. Peso atómico relativo, mol, molécula, peso molecular. Elementos químicos. Tabla periódica

EL ÁTOMO COMO UNIDAD DE LA MATERIA. CONSTITUCIÓN

Si analizamos una sustancia química encontramos que está formada por elementos. Así, por ejemplo, el análisis elemental de carbonato de calcio nos demuestra que está formado por carbono, oxígeno y calcio; el análisis de un carbohidrato nos demuestra que está formado por carbono, oxígeno e hidrógeno, el aire tiene nitrógeno y oxígeno; etc. Por lo tanto, los elementos son las especies más simples que constituyen la materia discontinua. La unidad más pequeña de un elemento capaz de participar en Reacciones Químicas se denomina ÁTOMO.

El átomo (Figura 2. 1) está constituido por el núcleo y la nube electrónica.

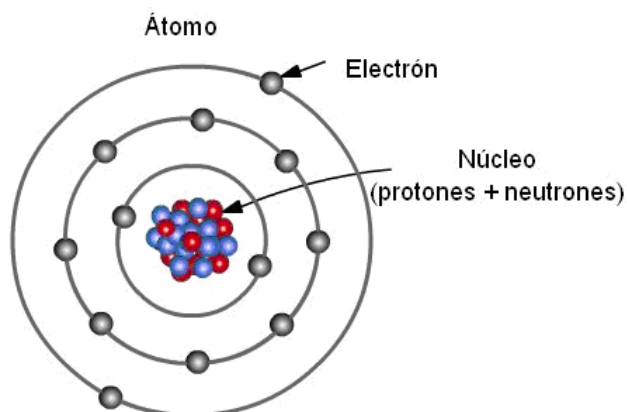


Figura 2. 1. Estructura del átomo

Núcleo atómico

El núcleo de un átomo es el responsable de sus propiedades físicas, en él se concentra la mayor parte de la masa del átomo y produce las reacciones nucleares y fenómenos de radiactividad.

El núcleo atómico contiene prácticamente toda la masa del átomo en un volumen muy pequeño. El núcleo es por lo tanto muy denso. La relación de tamaño del núcleo en relación a todo el átomo es similar a colocar una pelotita de ping-pong en el centro de una cancha de fútbol.

Está constituido por dos partículas subatómicas principales de masas semejantes, denominadas protón y neutrón:

Partícula	carga	masa (umas)	gramos
Protón (Z)	+	1,008145	$1,67 \times 10^{-24}$
Neutrón (N)	0	1,008987	$1,67 \times 10^{-24}$

La suma de protones Z y de neutrones N nos da el número másico A (número entero más aproximado a la masa atómica relativa del átomo) (Figura 2.2):

$$A = Z + N$$

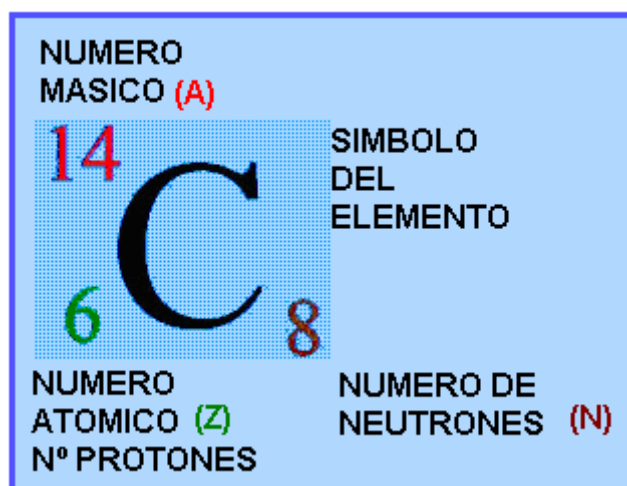


Figura 2. 2. Representación de un elemento en la tabla periódica

Los átomos de un mismo elemento pueden contener distinta cantidad de neutrones, pero siempre la misma cantidad de protones Z en su núcleo. Por lo tanto, el valor de Z, que se define como Número Atómico, es el que caracteriza a un elemento químico.

Se denominan ISOTOPOS los átomos de un mismo elemento que tienen igual Z pero distinto N y por lo tanto distinto A

Ejemplo: ^1H (protio), ^2H (deuterio), ^3H (tritio), son isótopos del hidrógeno; ^{12}C , ^{13}C y ^{14}C son isótopos del carbono; ^{235}U , ^{238}U son isótopos del uranio y ^{59}Co , ^{60}Co son isótopos del cobalto.

Existen isótopos estables y radiactivos. **Ejemplo:** cobalto entre sus isótopos tiene el ^{59}Co que es estable, mientras que el isótopo ^{60}Co es radiactivo y es utilizado en la bomba de cobalto en radioterapia contra el cáncer. El ^{131}I es un isótopo radiactivo de yodo utilizado en estudios de la glándula tiroides.

Existe un considerable número de isótopos radiactivos utilizados con fines diagnósticos y terapia en medicina.

Como vimos anteriormente el valor de Z , que se define como Número Atómico, es el que caracteriza a un elemento químico. Por lo tanto, podemos definirlo ahora de la manera siguiente:

ELEMENTO QUIMICO: especie que queda caracterizada por su número atómico Z ya sea en forma atómica o iónica.

Generalmente los Elementos Químicos son encontrados en la naturaleza como mezcla de sus isótopos estables. Así, cada vez que tengamos algún compuesto con el elemento hidrógeno como agua, hidrógeno gas, cloruro de hidrógeno, hidruro de litio, metano, etc. tendremos 99,985% de protio y 0,015% de deuterio. Tritio no se considera porque es radiactivo.

Nube electrónica

Las distintas formas de distribución de la nube electrónica, con una energía determinada, identificadas por los números cuánticos n , l , m , s se llaman ORBITALES ATOMICAS.

Esta nube está formada por electrones, de carga negativa y con una masa muy pequeña, que resulta ser aproximadamente 1800 veces menor que la del protón o neutrón. En la nube podemos diferenciar dos zonas:

ELECTRONES DEL CORAZON

Electrones internos

ELECTRONES DE VALENCIA

Electrones externos

Los electrones del “corazón” sólo tienen importancia en algunos fenómenos físicos, como la emisión de Rx (utilizados por ejemplo en radiografía). Los electrones de valencia son los responsables de las uniones o combinaciones químicas, (número de oxidación) (Figura 2.3.).

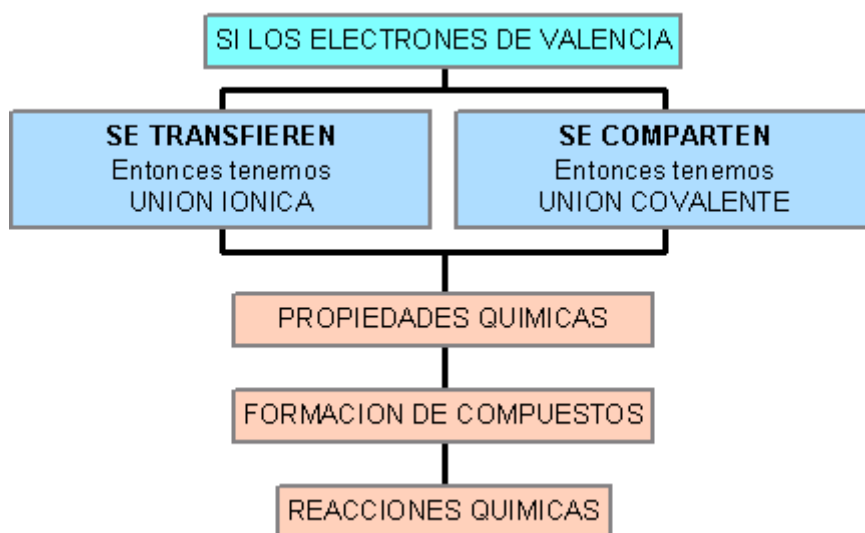


Figura 2.3. Propiedades de la nueva electrónica.

PESO ATOMICO RELATIVO

Siendo los átomos partículas tan pequeñas, del orden de 10^{-24} gramos, (es decir, 0,000000000000000000000001 gramos) se hace indispensable para un mejor manejo utilizar determinadas convenciones de expresión de la masa (peso), definiendo unidades de referencia y expresadas en forma relativa.

Se definió una unidad convencional, **uma** (unidad de masa atómica) como la doceava parte del átomo de carbono 12 (^{12}C)

$$1 \text{ uma} = \text{doceava parte del carbono 12 } (^{12}\text{C})$$

Si decimos que el átomo de sodio tiene un Peso Atómico Relativo de 23 umas, significa que tiene una masa 23 veces mayor que la 12 ava parte del átomo de carbono 12.

Si decimos que oxígeno tiene un Peso Atómico Relativo de 16 umas significa que tiene una masa 16 veces mayor que la 12 ava parte del carbono 12.

Para calcular el Peso Atómico de un elemento, se tiene en cuenta la abundancia relativa de sus isótopos estables en la naturaleza. Este número, calculado de esta manera, es el que aparece en la Tabla Periódica y que habitualmente utilizaremos como Peso Atómico de un elemento. Este número expresado en gramos será 1 MOL del elemento.

En la práctica, en lugar de umas utilizaremos gramos. Si se hace para todos los átomos, la relación entre ellos será la misma. Entonces, si 1 uma de hidrógeno se relaciona con 23 umas de sodio, podemos decir que 1 gramo de hidrógeno se relaciona con 23 gramos de sodio o sea que, la relación es la misma, solo cambia la cantidad de masa final.

MOL

El **mol** es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia, una de las siete magnitudes físicas fundamentales del SI.

Dada cualquier sustancia y considerando a la vez un cierto tipo de entidades elementales que la componen, se define como un mol a la cantidad de esa sustancia que contiene tantas entidades elementales del tipo considerado, como átomos hay en 12 gramos de carbono-12.

Los Pesos Atómicos Relativos expresados en gramos se los define como 1 **mol** y contienen un número determinado de unidades denominado NUMERO DE AVOGADRO que resulta $6,023 \times 10^{23}$.

Se dispone ahora de una unidad más grande (MOL) que resulta muy útil para los químicos.

Ejemplo:

1 gramo de hidrógeno	1 mol	$6,023 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno
23 gramos de sodio	1 mol	$6,023 \times 10^{23}$ átomos de sodio
16 gramos de oxígeno	1 mol	$6,023 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno

MOL es la cantidad de materia que contiene el número de Avogadro de unidades

El concepto de MOL es aplicable a cualquier tipo de especies como iones, átomos, moléculas, etc. Entonces podemos decir que:

- 1 mol de átomos de oxígeno pesan 16 gramos y contiene $6,023 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno
- 1 mol de moléculas de oxígeno pesan 32 gramos y contienen $6,023 \times 10^{23}$ moléculas de O_2
- 1mol de iones cloruros pesan 35,45 gramos y contienen $6,023 \times 10^{23}$ iones cloruros.

Y este concepto podríamos usarlo para otras entidades así, $6,023 \times 10^{23}$ bolitas constituyen 1 mol de bolitas, o que $6,023 \times 10^{23}$ lápices constituyen 1 mol de lápices.

MOLÉCULA

LA MOLECULA resulta la unidad de una sustancia pura para la cual se cumplen las propiedades del todo. Así la molécula de agua será la mínima expresión que mantiene las propiedades del agua. La molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno de allí que su formulación sea H_2O .

Por lo tanto, se define MOLECULA como:

“La menor porción de sustancia que se encuentra al estado libre, es eléctricamente neutra y conserva las propiedades del todo.”

Peso molecular

El Peso Molecular de un compuesto resulta de la sumatoria de los Pesos Atómicos de los átomos constituyentes de la molécula afectados por su atomicidad. Atomicidad es el número de átomos de cada elemento presentes en la molécula.

Ejemplo: el agua cuya fórmula es H_2O tendrá un Peso Molecular igual a:

$$2 \times 1 \text{ gramo} + 1 \times 16 \text{ gramos} = 18 \text{ gramos}$$

El concepto de MOL es utilizado en cualquier cálculo de masas en las reacciones químicas.

Ejemplo: ¿Cuántos gramos de óxido férrico se obtendrán por oxidación de 5 gramos de hierro metálico?:



Vemos que, 4 moles de hierro producen 2 moles de óxido férrico; como el peso de 1 mol de hierro es 56 gramos, entonces el peso total de hierro reaccionante es $4 \times 56 = 224$ gramos.

Para calcular el producto formado: 1 mol de óxido férrico es $2 \text{ Fe} + 3 \text{ O} = 2 \times 56 + 3 \times 16 = 160$ gramos, como tenemos 2 moles el peso total del producto es 320 gramos.

Luego aplicando regla de tres simples:

$$224 \text{ g Fe} \text{ — } 320 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

$$5 \text{ g Fe} \text{ — } X = 5 \text{ g Fe} \times 320 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 / 224 \text{ g Fe} = \mathbf{7,14 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}$$

TABLA PERIÓDICA

Todos los elementos han sido organizados de manera de facilitar el estudio de sus propiedades, y el resultado de esta organización dio origen a lo que llamamos Tabla Periódica

La Tabla Periódica contiene información muy útil para los químicos como son Número Atómico, Pesos Atómicos Relativos, composición y estructura de los átomos, etc. A partir del conocimiento de la Tabla podremos predecir en función de la ubicación de un determinado elemento, cuáles serán sus propiedades y qué tipo de compuestos formarán; permite incluso relacionar el comportamiento de elementos vecinos.

**En la Tabla Periódica moderna, los elementos están ordenados según sus
Números Atómicos (Z) crecientes.**

Actualmente se han identificado 112 elementos a los cuales se les ha asignado un nombre y un símbolo.

SIMBOLOS QUÍMICOS. NOMBRE DE LOS ELEMENTOS

Los nombres de los elementos derivan generalmente de nombres griegos, latinos y franceses. A cada elemento se le asigna un símbolo que lo identifica. Los símbolos que se utilizan actualmente fueron introducidos por Berzelius en el siglo XIX.

El símbolo de cada elemento se representa con una letra mayúscula imprenta que corresponde a la primera letra de su nombre original. Cuando el nombre de dos o más elementos comienza con la misma letra, se le agrega una segunda letra minúscula que corresponde, generalmente, a la segunda letra del nombre.

Ejemplo:

Hidrógeno	H	Antimonio (<i>Stibium</i>)	Sb
Níquel	Ni	Cobre (<i>Cuprum</i>)	Cu
Nitrógeno	N	Hierro (<i>Ferrum</i>)	Fe
Silicio	Si	Plata (<i>Argentum</i>)	Ag
Aluminio	Al	Plomo (<i>Plumbum</i>)	Pb

Existen tres criterios para clasificar los elementos de la Tabla Periódica:

1. Metales, semimetales y no metales
2. Períodos y Grupos
3. Elementos representativos y elementos de transición.

Analizaremos cada uno de estos modos de clasificar los elementos.

1. Metales, semimetales y no metales

Observe su Tabla Periódica y verá que está dividida por una línea escalonada que comienza en boro (B) y termina en astatinio (At). Los elementos que se ubican a la izquierda de esta línea se denominan metales (con excepción de hidrógeno), los de la derecha no metales y algunos de los que se encuentran a ambos lados de la línea escalonada son los llamados semimetales.

Definimos como metal a aquellos elementos que son sólidos (a excepción de mercurio que es el único metal líquido a temperatura ambiente) y que presentan propiedades características como por ejemplo ser buenos conductores del calor y la electricidad. Estas propiedades las presentan elementos como aluminio, hierro, magnesio, oro entre otros.

Todos los elementos metálicos se presentan como moléculas monoatómicas: Al, Fe, Mg, Au.

Definimos como no-metal a aquellos elementos que son malos conductores de la corriente eléctrica y del calor. A temperatura ambiente la mayoría de ellos son gases (oxígeno, nitrógeno, cloro, etc.) algunos son sólidos (azufre, fósforo, yodo, etc.) y bromo es líquido. No todos son monoatómicos: C, O₂, N₂, Cl₂, P₄

De acuerdo a esta clasificación podemos decir que:

Las propiedades metálicas de los elementos decrecen de izquierda a derecha para un período cualquiera.

2. Períodos y grupos

Las líneas horizontales de la Tabla Periódica son llamadas Períodos y se identifican con números arábigos del 1 al 7 (Figura 2.4). El primer periodo está formado por 2 elementos: hidrógeno y helio; el segundo y el tercer periodo poseen 8 elementos cada uno, el cuarto tiene 18 elementos y así sucesivamente como puede comprobarse analizando la tabla.

Las columnas verticales son llamadas Grupos y los elementos que las constituyen tienen propiedades químicas similares. Los grupos se identifican con una numeración corrida del 1 al 18 según la sugerencia de la IUPAC (año 1985). Algunos grupos han recibido nombres que los caracterizan, por **Ejemplo:** los elementos del grupo 1 son los metales alcalinos: litio (Li), sodio (Na), potasio (K), rubidio (Rb), cesio (Cs) y francio (Fr).

Todos ellos son muy reactivos (reaccionan muy fácilmente con oxígeno y con el agua) y forman especies cargadas positivamente, como M^+ , cuando reaccionan con un no-metal.

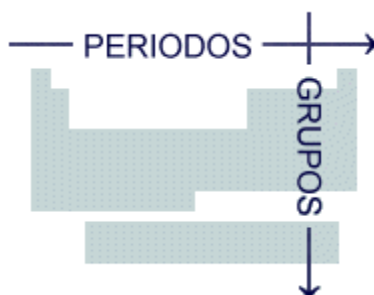


Figura 2.4. Tabla periódica, periodos y grupos.

Los miembros del grupo 2 (ver Figura 2. 5) son llamados alcalino-térreos y forman especies cargadas positivamente, como Mg^{2+} , cuando reaccionan con no metales.

Los calcógenos son los elementos del grupo 16 nombre que significa mineral dado que la mayoría de los elementos se encontraban bajo la forma de óxidos y sulfuros.

Los halógenos, elementos del grupo 17, forman moléculas diatómicas y son muy reactivos reaccionando con metales formando sales que contienen las especies cargadas negativamente X^- .

Los miembros del grupo 18 son conocidos como los gases nobles ya que poseen una muy baja reactividad y forman moléculas monoatómicas.



Importante

Los elementos de un mismo grupo presentan propiedades químicas similares

3. Elementos representativos elementos de transición

Llamamos elementos representativos a los elementos pertenecientes a los grupos 1, 2 y desde el 13 al 18 según la nomenclatura sugerida por IUPAC (Figura 2.5) . Los elementos que pertenecen a los grupos 3 al 12 son llamados elementos de transición. Todos son metales.

Los elementos con $Z = 58$ al 71 y 90 al 103 se llaman lantánidos y actínidos respectivamente y constituyen los elementos de transición interna. La causa de su ubicación (debajo de la tabla) será comprendida cuando se avance en el estudio de orbitales y configuraciones electrónicas.

	1																	18
1																		
2																		
3			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12						
4																		
5																		
6																		
7																		

Figura 2.5. Verde: elementos representativos; amarillo: elementos de transición; azul: gases nobles; gris: elementos de transición interna.

Ejercicios

Ejercicios de los temas átomo, molécula, mol y peso molecular

- Identifique los siguientes elementos: a) ${}_{23}\text{X}$ b) ${}_{11}\text{X}$ c) ${}_{53}\text{X}$ d) ${}_{18}\text{X}$
- Calcule el número de protones y de neutrones en el núcleo de cada uno de los siguientes átomos:
a) ${}^{238}\text{Pu}$ b) ${}^{65}\text{Cu}$ c) ${}^{52}\text{Cr}$ d) ${}^4\text{He}$
- Para los siguientes núclidos, ${}^{13}\text{C}$, ${}^{16}\text{O}$, ${}^{64}\text{Zn}$, ${}^{132}\text{Cs}$, indique, el número de protones y neutrones. El número de electrones correspondientes al átomo neutro.
- Calcule el número de protones y electrones presentes en el núcleo de los siguientes iones:
a) Cl^- b) Mg^{2+} c) S^{2-} d) Co^{2+}
- Cuántos electrones tendrá cada uno de los átomos de los siguientes elementos:
a) N b) Mg c) K
- Escriba el nombre del elemento cuyo átomo contiene:
a) 26 electrones b) 9 protones c) 83 protones
- Calcule cuántos moles hay en un trozo de hierro de 5 gramos. (Rta: 0,09 moles)
- Utilizando la Tabla Periódica busque cuántos gramos contiene un mol de:
a) Ba (bario) b) S (azufre) c) P (fósforo) d) Cl (cloro)
- Calcule la masa en una muestra de 2,5 moles de benceno (C_6H_6). (Rta: 195 g)
- El peso atómico del potasio es de 39,10 g. ¿Cuántos moles hay contenidos en 14,71 g de dicho elemento? (Rta: 0,37 moles)
- Determine a cuántos gramos equivalen 1 mol de:
a) KOH (hidróxido de potasio) (Rta: 56,1 g) b) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (hidróxido de magnesio) (Rta: 58,3 g)
- ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , contendrán 6 moles? (Rta: 588 g)
- Calcular el peso molecular de:
a) hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (Rta: 74,1 g/mol)
b) bicarbonato de sodio NaHCO_3 (Rta: 84 g/mol)
- ¿Cuál es el peso en gramos de 3,2 moles de gas propano (C_3H_8)? (Rta: 140,8 g)

Ejercicios relacionados con Tabla Periódica

1. Utilizando la Tabla Periódica, busque y escriba los números atómicos de:

hidrógeno

helio

litio

sodio

aluminio

flúor

bromo

hierro

¿Cuál es el significado que tiene dicho número?

2. Complete la siguiente tabla

NOMBRE DEL ELEMENTO	SÍMBOLO	GRUPO	PERIODO	METAL/NO METAL
	Na			
	K			
Litio				
Calcio				
	Ba			
Aluminio				
Hierro				
	Cu			
	C			
Nitrógeno				
Fósforo				
Flúor				
	Cl			
	Mn			

3. Consultando la Tabla Periódica escriba:

a) El símbolo correspondiente a los siguientes elementos.

potasio

magnesio

nitrógeno

helio

cobalto

aluminio

b) De el nombre de los elementos correspondientes a los siguientes símbolos.

Ba

Au

Mn

Pt

Si

Mo

Zn

Sb

Y

Hg

4. Escriba los símbolos/nombres de los siguientes elementos:

Ca	iodo
S	plomo
H	estroncio
Cr	bismuto
Hg	fósforo

5. Indicar símbolo y nombre para los elementos cuyos números atómicos figuran a continuación:

21 56 87 26 61 12

6. Escriba los símbolos de los elementos cuyas moléculas son diatómicas. ¿En qué estado de agregación aparecen en CNPT (condiciones normales de presión y temperatura)?

Bibliografía

- “Química”; Raymond Chang; Ed. McGraw-Hill, 10ª Edición, México, 2010.
- “Química y reactividad química”; John C. Kotz, Paul M. Treichel, Gabriela Weaver, Ed. CENGAGE Learning, 6ª Edición, México, 2008.
- “Principios de Química – Los caminos del descubrimiento”; Peter Atkins & Loretta Jones; Ed. Médica Panamericana, 3ª Edición, Buenos Aires, 2005.
- Química 10a. Ed. Kenneth Whitten, Raymond E. Davis, Larry Peck y George G. Stanley Published on Oct 22, 2014.
- “Guía de elementos de matemática, física y química”. 2012. Lic. en Enfermería. UNSL. Castro Pedro, Augsburger Susana.
- “Módulo de Química” Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia. UNSL. Zamora Miguel, Salonia José, Luconi Marta. 2016.

CAPÍTULO 3

Enlaces químicos. Teoría del octeto. Compuestos inorgánicos, nomenclatura y formulación. Compuestos binarios. Compuestos ternarios. Acidez- basicidad- pH. Neutralización. Ejercicios de aplicación.

LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS

Uniones químicas

En el módulo anterior tratamos la idea del átomo y concluimos que el núcleo es el responsable del comportamiento físico del mismo, mientras que los electrones de valencia (electrones externos) tienen que ver con su comportamiento químico.

En este módulo estudiaremos cómo los átomos “interaccionan” entre sí para formar agrupaciones llamadas moléculas, es decir analizaremos la naturaleza de la unión química y su relación con la nube electrónica externa de los átomos (responsable directa de la unión entre ellos).

Cabría formularse una pregunta: ¿Por qué se unen los átomos entre sí?

Diremos que lo hacen “porque les conviene” dado que logran una situación de mínima energía (más estable); en otras palabras, cuando dos átomos se unen para formar un enlace, se libera cierta cantidad de energía llamada energía de enlace. Esto significa que tenemos un nuevo sistema más estable que el que corresponde para los átomos separados. Si quisiéramos destruir este sistema, deberíamos suministrarle exactamente la misma cantidad de energía que se requirió para formarlo.

Los átomos se enlazan entre sí formando una gran diversidad de sustancias. Dichas sustancias poseen diferentes propiedades, que dependen, en parte, de las diferentes maneras en que se enlazan los átomos. Los enlaces permiten agrupar las sustancias en covalentes, iónicas o metálicas. Además de las uniones químicas entre átomos también existen fuerzas intermoleculares, que como su nombre lo indica, mantienen unidas las moléculas.

TEORIA DEL OCTETO

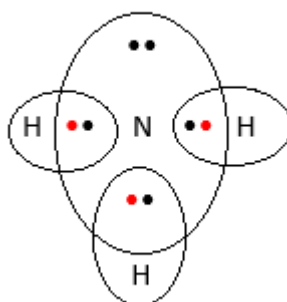
Se denomina enlace químico a la fuerza que mantiene unidos a los átomos o a los iones formando las distintas sustancias. A principios del siglo XX, se consideraba que los gases nobles se diferenciaban del resto por que no formaban compuestos. Luego se relacionó la baja reactividad de dichos gases con la estructura electrónica de sus átomos llegando a la conclusión de que debido a su estructura estable los átomos de los gases nobles no se unen a otros átomos y forman moléculas monoatómicas.

Sobre estas ideas se propuso la “teoría del Octeto” en la que se establece que en las uniones químicas entre los átomos intervienen los electrones de la capa externa

Cuando un compuesto se forma por enlace covalente los átomos comparten electrones de tal forma que cada uno de ellos posea 8 (salvo hidrógeno que debe completar 2 electrones) y se asemejen al gas noble más cercano (Teoría del Octeto). Estos compuestos no se disocian en iones. Todos los gases nobles, salvo el Helio (dos electrones), tienen en su capa más externa ocho electrones.

Todos los átomos manifiestan tendencia a completar un octeto de electrones en su nivel más externo, como el gas noble más próximo, situación que los torna sumamente estables

Ejemplo:



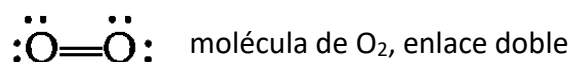
Amoníaco (NH_3)

Si buscan en la tabla periódica nitrógeno se encuentra en el Grupo 5 por lo tanto, tiene 5 electrones en su capa más externa, el hidrógeno posee 1 electrón. Obsérvese que,

una vez que forman la molécula de amoníaco, nitrógeno completa 8 electrones y cada átomo de hidrógeno completa 2 electrones (RECUERDEN: Hidrógeno es el único átomo que debe completar sólo 2 electrones).

En esta unión existen únicamente enlaces simples (un solo par de electrones compartidos). También existen enlaces dobles, en los cuales se comparten dos pares de electrones y enlaces triples que corresponden a tres pares de electrones compartidos.

Ejemplo:



En compuestos orgánicos y biológicos como alcoholes, aminoácidos, proteínas, aceites, grasas y muchas otras sustancias aparecen los dobles y triples enlaces.

Enlace iónico

El **enlace iónico** se produce cuando átomos de elementos metálicos (especialmente los situados más a la izquierda en la tabla periódica, grupos 1 y 2) se encuentran o forman un compuesto con átomos no metálicos (los elementos situados a la derecha en la tabla periódica, especialmente nitrógeno, oxígeno y elementos del grupo 17 (Halógenos)). Los átomos del metal ceden electrones a los átomos del no metal, transformándose en iones positivos y negativos, respectivamente. Al formarse iones de carga opuesta éstos se atraen por fuerzas eléctricas intensas, quedando fuertemente unidos y dando lugar a un compuesto iónico. Estas fuerzas eléctricas las llamamos enlaces iónicos.

ENLACE IÓNICO cuando hay TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

Enlace covalente

Los **enlaces covalentes** son las fuerzas que mantienen unidos entre sí los átomos no metálicos (elementos situados a la derecha en la tabla periódica como C, O, F, Cl).

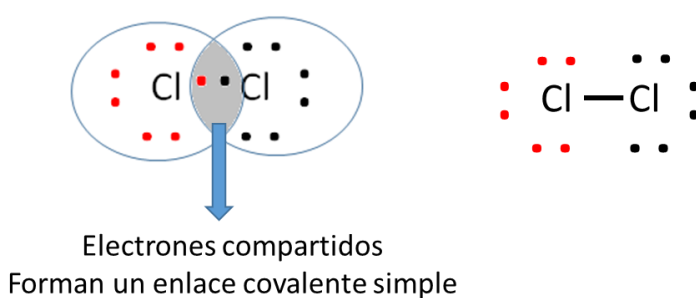
Estos átomos tienen muchos electrones en su nivel más externo (*electrones de valencia*) y tienen tendencia a ganar electrones más que a cederlos, para adquirir la

estabilidad de la estructura electrónica de gas noble. Por tanto, los átomos no metálicos no pueden cederse electrones entre sí para formar iones de signo opuesto.

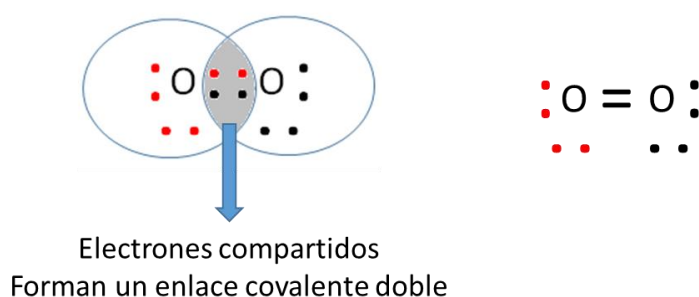
En este caso el enlace se forma al compartir un par de electrones entre los dos átomos, uno procedente de cada átomo. El par de electrones compartido es común a los dos átomos y los mantiene unidos, de manera que ambos adquieren la estructura electrónica de gas noble. Se forman así habitualmente moléculas: pequeños grupos de átomos unidos entre sí por enlaces covalentes.

Ejemplo:

El gas cloro (Cl_2), está formado por moléculas en las que dos átomos de cloro se hallan unidos por un enlace covalente simple, comparten un par de electrones, uno de cada átomo de cloro.

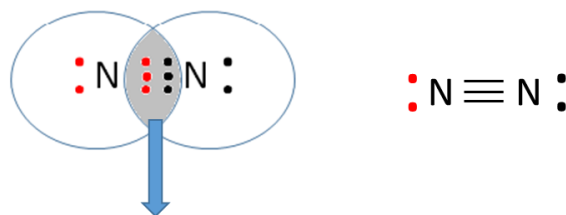


Un enlace covalente doble es aquel donde se comparten dos pares de electrones. Por ejemplo, la molécula de oxígeno (O_2) donde cada átomo de oxígeno posee 6 electrones de valencia y deben “compartir” 4 electrones, 2 de cada átomo. De ésta manera, cada átomo de oxígeno completa la regla del octeto.



Y así, también tenemos el enlace triple, como es el caso de la molécula de nitrógeno, donde 2 átomos de nitrógeno se unen compartiendo 3 pares de electrones, dado que cada

uno posee 5 electrones en su capa más externa y ambos necesitan 3 electrones más para completar el octeto.

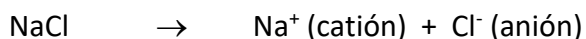


Electrones compartidos
Forman un enlace covalente triple

ENLACE COVALENTE cuando se COMPARTEN ELECTRONES

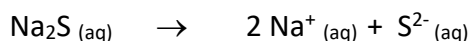
Aniones y cationes

Cuando un compuesto se forma por enlace iónico puede dissociarse en especies cargadas denominadas iones. Los iones positivos se denominan cationes y los negativos aniones. Si pudiéramos ver la estructura del cloruro de sodio no vemos átomos sino una sucesión alternada de cationes sodio y de aniones cloruros.



Aquí sodio le transfiere un electrón (carga negativa) al cloro y por lo tanto al perder éste electrón, queda con carga positiva (catión), mientras que el cloro ha ganado un electrón y queda con carga negativa (anión). Ambos iones adoptan la configuración de octeto completo del gas noble más cercano.

Estos compuestos iónicos son solubles en agua y pueden representarse por equilibrios de disociación.



¿Por qué algunos átomos se unen por unión iónica y otros por unión covalente? Esto puede determinarse por el concepto de **Electronegatividad** que se define como **la capacidad relativa que tiene un átomo para atraer los electrones de una unión química**, en otras

palabras, el átomo más electronegativo que participa en un enlace químico "tira" hacia sí los electrones del enlace, pero sin llegar a romperlo. Los átomos más electronegativos tienen tendencia a ganar electrones y los menos electronegativos tienen tendencia a perder electrones.

¿Cómo se mide esta tendencia? Pauling en 1930 propuso una escala arbitraria en la que adjudica valor 4 para el elemento flúor (el más electronegativo) y los demás se establecen respecto a este elemento (Figura 3.1).

Observando la tabla periódica, podemos ver que la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba hasta flúor con máxima electronegatividad.

Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre dos elementos, más tendencia a dar unión iónica. Esa diferencia debe ser mayor o igual a 1,8. Y si las electronegatividades son semejantes tendrán tendencia a dar unión covalente.

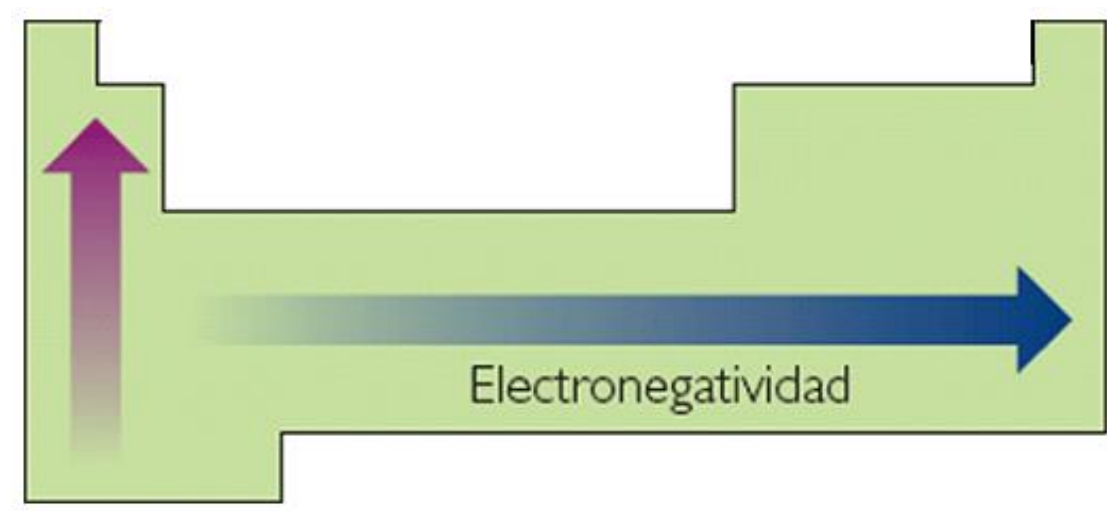


Figura 3.1. Dirección de electronegatividad en la tabla periódica.

Cationes

Los elementos metálicos tienen tendencia a perder sus electrones más externos para formar iones con carga positiva llamados cationes (Figura 3.2).

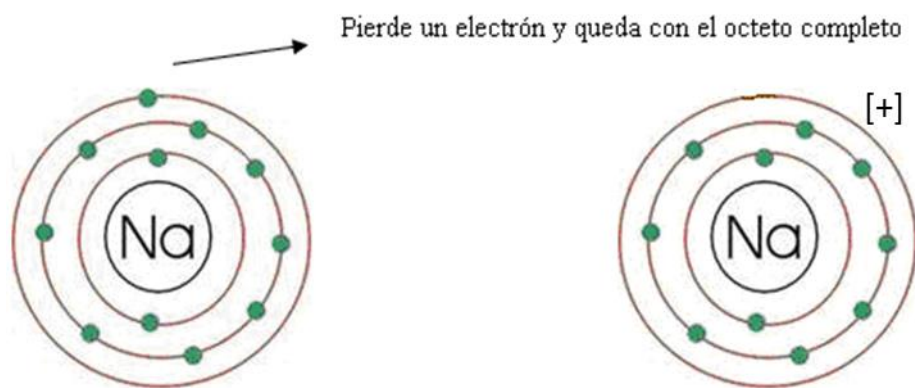


Figura 3.2. El átomo de sodio que se transforma en ion sodio Na^+ (catión)

* Monovalentes (pierden 1 electrón)

H^+ , Li^+ , Na^+ , K^+ , Cs^+ , Tl^+ , Ag^+

* Divalentes (pierden 2 electrones)

Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Fe^{2+} , Co^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} , Hg^{2+} , Pb^{2+}

* Trivalentes (pierden 3 electrones)

Fe^{3+} , Co^{3+} , Al^{3+} , In^{3+} , Tl^{3+} , Bi^{3+}

* Tetravalentes (pierden 4 electrones)

Sn^{4+} , Pb^{4+}

Aniones

Los elementos no metálicos tienen tendencia a ganar electrones y así, formar iones con carga negativa llamados aniones (Figura 3.3).

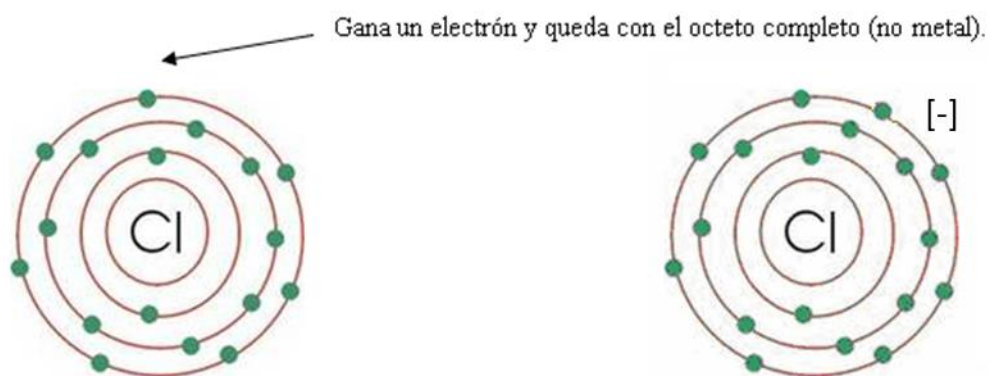


Figura 3.3. El átomo de cloro que se transforma en ion cloruro Cl^- (anión)

De la misma manera se comportarán bromo, iodo, formando Br^- y I^- . En el caso de oxígeno y azufre formarán O^{2-} y S^{2-} (con carga 2- porque estos elementos ganaron dos electrones para completar el octeto).

* Haluros: F^- , Cl^- , Br^- , I^-
 * Calcogenuros: O^{2-} , S^{2-}
 * Otros: H^- (hidruro), N^{3-} (nitruro)
 * Oxoaniones
 - Monovalentes: NO_3^- (nitrato), NO_2^- (nitrito),
 - Polivalentes: CO_3^{2-} (carbonato)
 PO_4^{3-} (ortofosfato)
 SO_3^{2-} (sulfito) SO_4^{2-} (sulfato)

* Oxometalatos
 CrO_4^{2-} (cromato), $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (dicromato),
 MnO_4^{2-} (manganato), MnO_4^- (permanganato)
 * Oxoaniones de los halógenos
 ClO^- (hipoclorito) ClO_2^- (clorito) ClO_3^- (clorato) ClO_4^- (perclorato)
 Idem para bromo y yodo

Número de oxidación

El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto determinado. Sus valores se encuentran entre -4 y +7.

El número de oxidación es positivo si el átomo pierde electrones, o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos. Y será negativo cuando el átomo gane electrones, o los comparta con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

Existen elementos que pueden presentar más de un número de oxidación positivo o negativo; esto dependerá de la electronegatividad del elemento al cual esté unido.

Ejemplo: en el caso de cloro para dos compuestos diferentes como HCl y Cl_2O

HCl (cloruro de hidrógeno). Cloro presenta mayor electronegatividad que hidrógeno, por lo tanto, su número de oxidación será (-1).

Cl_2O (anhídrido hipocloroso). En este caso como oxígeno es más electronegativo que cloro (ver tabla periódica), entonces este último tendrá en este compuesto número de oxidación (+1).

Reglas para la asignación de Números de Oxidación

A veces la asignación de números de oxidación puede ser difícil, por lo que aplicaremos un conjunto de reglas para establecer con facilidad los números de oxidación de los distintos elementos en compuestos.

1. A los elementos y sustancias elementales LIBRES se les asigna número de oxidación cero (0). **Ejemplo:** metales como Fe, Li, Na, Al; no metales O_2 , Cl_2 , N_2

2. a) Para compuestos neutros, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos involucrados, multiplicados por el número de cada átomo que constituye la molécula debe ser igual a cero. **PRINCIPIO DE NEUTRALIDAD**

b) Para iones, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos involucrados, multiplicados por el número de cada átomo debe ser igual a la carga neta del ion.

3. El número de oxidación del hidrógeno combinado es +1, excepto en los hidruros metálicos, donde su número de oxidación es -1. **Ejemplo:** HF, HCl, HNO₃, H₂SO₄ (número de oxidación +1); y LiH, CaH₂, AlH₃ (número de oxidación -1)

4. El número de oxidación del oxígeno combinado es -2, excepto en los peróxidos, donde su número de oxidación es -1. **Ejemplo:** MgO, K₂O, Na₂SO₃ (-2); Na₂O₂, H₂O₂ (-1).

5. Los elementos del grupo 1 de la tabla periódica presentan en todos sus compuestos número de oxidación +1. **Ejemplo:** NaBr, CsCl, K₂SO₄.

6. Los elementos del grupo 2 de la tabla periódica presentan en todos sus compuestos número de oxidación +2. **Ejemplo:** CaO, BaSO₄, SrO.

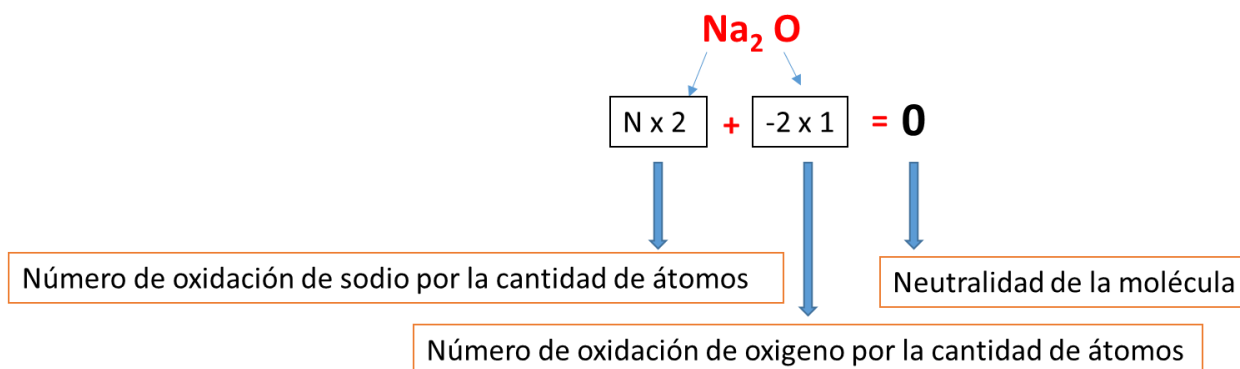
7. Los elementos del grupo 17 (halógenos) presentan números de oxidación -1, +1, +3, +5 y +7 con excepción del elemento flúor que presenta únicamente número de oxidación -1.

Ejemplo: a continuación aplicaremos las reglas para asignar números de oxidación,

1. Na₂O (óxido de sodio)

Según la regla 4, el número de oxidación para oxígeno es -2.

Principio de Neutralidad: la suma total debe ser cero, por lo tanto:

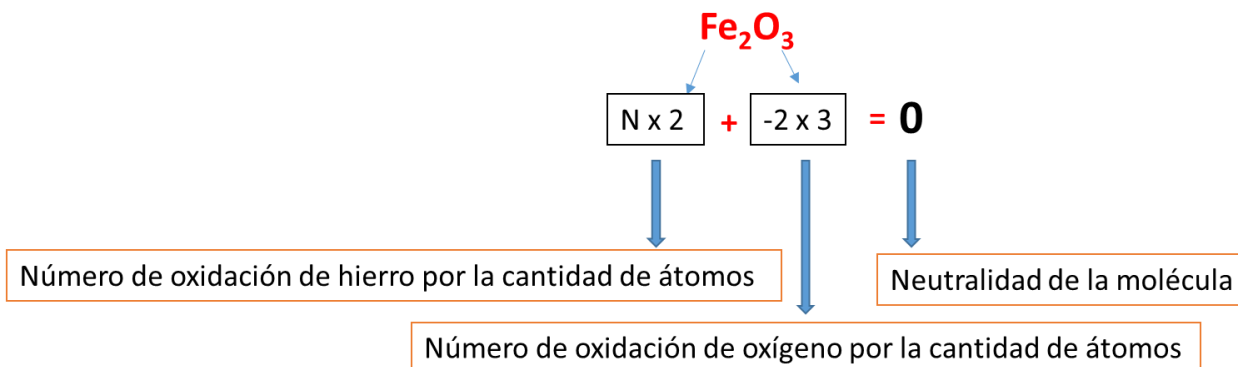


Despejando N de la ecuación:

El número de oxidación de sodio es +12. Fe_2O_3 (óxido férrico)

Según la regla 4, el número de oxidación para oxígeno es -2.

Principio de neutralidad: la suma total debe ser cero, entonces:

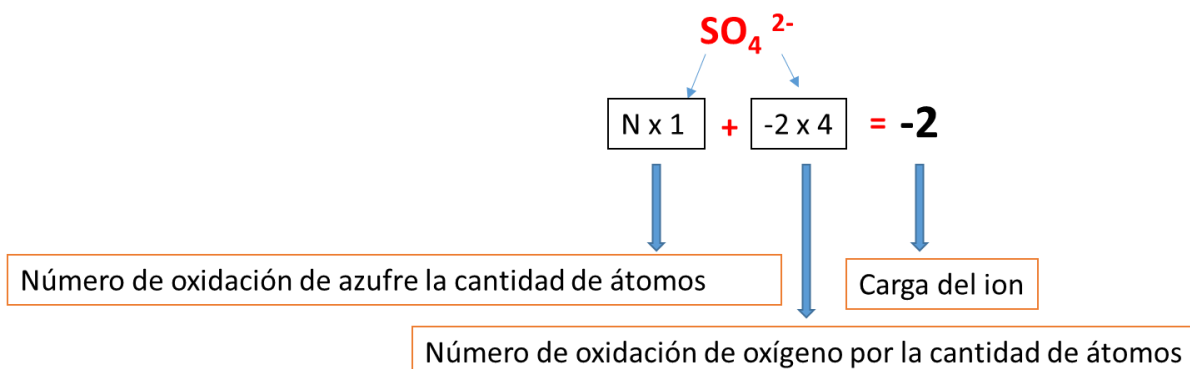


Despejando N de la ecuación:

El número de oxidación de hierro es +33. SO_4^{2-} (anión sulfato)

Según la regla 4, el número de oxidación de oxígeno es -2.

Según la regla 2b para iones, la suma total debe ser -2, entonces:



Despejando N de la ecuación:

El número de oxidación de azufre es +6

La comprensión del concepto de número de oxidación y la forma de asignarlos en los distintos casos es fundamental para la formulación de compuestos.

FORMULACION DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

A los efectos de nombrar la gran variedad de compuestos químicos inorgánicos, es necesario agruparlos en categorías de compuestos. Una de ellas los clasifica de acuerdo al número de elementos que forman el compuesto, distinguiéndose así: los compuestos binarios, compuestos ternarios y cuaternarios.

La fórmula química es la representación de los elementos que forman un compuesto y la proporción en que se encuentran, o del número de átomos que forman una molécula.

Para escribir las fórmulas químicas de todos los compuestos anteriores utilizaremos el método del número de oxidación cruzado. Es importante aclarar que las fórmulas por sí mismas, no dan información sobre la naturaleza de las interacciones que mantienen unidos a los elementos, y sólo nos brindan la relación mínima entre ellos. Cada tipo de compuesto tiene reglas de nomenclatura particulares.

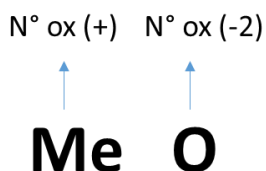
COMPUESTOS BINARIOS

Llamamos compuestos binarios a aquellos formados por átomos de dos elementos distintos.

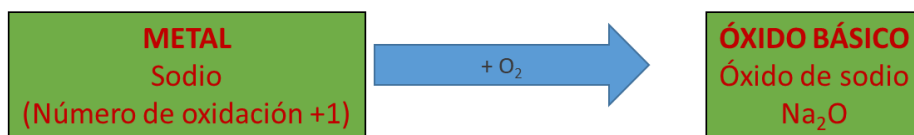
OXIDOS

Óxidos básicos

Su fórmula contiene metal y oxígeno.



Se coloca primero el metal porque es más electropositivo que el oxígeno.



Formulación y nomenclatura

Aplicando el método del número de oxidación cruzado en la formulación de compuestos binarios debemos deducir primero qué elementos lo constituyen conociendo el nombre del compuesto.

Se nombran de la manera siguiente:

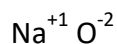
a) Si el metal tiene **un solo número de oxidación** se denominan **óxido de + nombre del metal**

Ejemplo: óxido de sodio, óxido de calcio, óxido de aluminio.

Ejemplo: para óxido de sodio, como su nombre lo indica, está constituido por oxígeno y sodio. Escribimos los símbolos de los elementos



le colocamos a cada uno el respectivo número de oxidación



el paso siguiente consiste en colocar como subíndice de cada átomo el número de oxidación del otro sin carga



cuando aparece el subíndice uno se debe omitir, en consecuencia, la fórmula química que representa al compuesto óxido de sodio es:



Evidentemente utilizando este tipo de formulación, expresamos la electroneutralidad del compuesto ya que $2 \times (+1) + 1 \times (-2) = 0$ (principio de neutralidad).

b) Si el metal tiene **dos números de oxidación** hay tres formas posibles de nombrarlos:

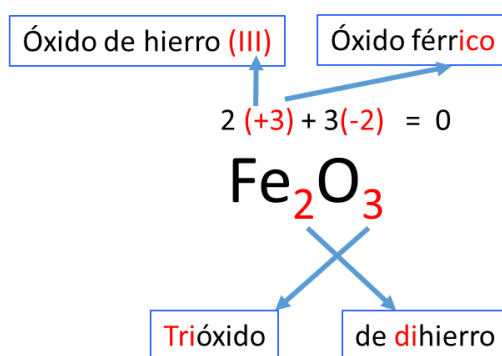
Tradicional, óxido + nombre del metal se le coloca la terminación **oso** para el menor número de oxidación e **ico** para el mayor estado de oxidación. **Ejemplo:** óxido ferroso y óxido férrico.

Stokes o moderna, óxido de + nombre del metal y entre paréntesis y números romanos al número de oxidación del metal. **Ejemplo:** óxido de hierro (II) y óxido de hierro (III).

Estequiométrica, de acuerdo a los subíndices con prefijos griegos mono, bi, tri, tetra, penta, etc.. **Ejemplo:** monóxido de hierro y trióxido de dihierro.

Así el compuesto visto anteriormente SnO_2 puede nombrarse según la nomenclatura que se utilice:

Ejemplo: óxido de hierro (III).

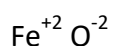


Para éste compuesto vemos las tres nomenclaturas:

- **Óxido férrico:** (terminación **ico**) porque hierro actúa con el mayor número de oxidación.
- **Óxido de hierro (III):** el número (III) indica el número de oxidación del metal.
- **Trióxido de dihierro:** los prefijos se utilizan para indicar la cantidad de cada clase de átomo que conforman la molécula.

Ejemplos de aplicación

1. Óxido de hierro (II), sus componentes serán hierro y oxígeno



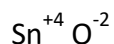
entonces: Fe_2O_2

Como la fórmula que representa un compuesto deberá contener el menor número de átomos que permitan la neutralidad siempre que sea posible debemos simplificar los subíndices salvo excepciones debidas a problemas estructurales.

Por lo tanto, óxido de hierro(II) se escribe **FeO**

Nomenclaturas: óxido ferroso, óxido de hierro (II) y monóxido de hierro.

2. Óxido de estaño (IV), el número romano (nomenclatura de Stock) está indicando el número de oxidación del elemento metálico por lo tanto el estaño está actuando en este compuesto con dicho número:



entonces:

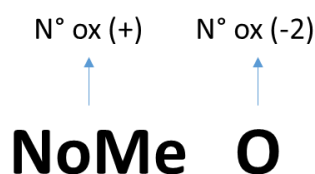


podemos simplificar y el óxido de estaño (IV) se debe escribir **SnO₂**.

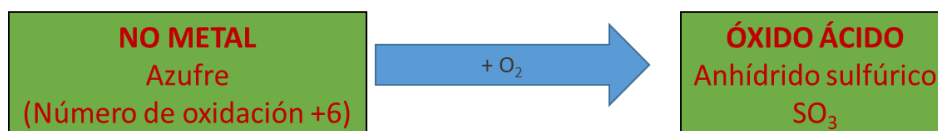
Nomenclaturas: óxido estánnico, óxido de estaño (IV), y dióxido de estaño.

Óxidos ácidos (anhídridos):

Su fórmula contiene no metal + oxígeno.



Se coloca primero el no metal porque es más electropositivo que el oxígeno.



Formulación y nomenclatura

Para construir la fórmula se hace de la misma manera que los óxidos básicos y se nombran de la manera siguiente:

a) Si el no metal tiene **un solo número de oxidación** se denomina “anhídrido de nombre del no metal terminado en **ico**”. **Ejemplo:** anhídrido carbónico, anhídrido bórico. Estos compuestos pueden nombrarse también con prefijos griegos: dióxido de carbono, trióxido de diboro.

b) Si el no metal tiene **dos números de oxidación** hay tres formas posibles de nombrarlos:

 **Tradicional**, se nombran como anhídridos. Terminación **oso** para el menor número de oxidación e **ico** para el mayor estado de oxidación. **Ejemplo:** anhídrido sulfuroso y anhídrido sulfúrico.

 **Stokes**, es poco usada en anhídridos.

 **Estequiométrica**, de acuerdo a los subíndices con prefijos griegos mono, bi, tri, tetra, penta, etc. **Ejemplo:** dióxido de azufre y trióxido de azufre.

3. Si el no metal tiene **más de dos números de oxidación** (caso de los halógenos cloro, bromo, yodo), se usan los términos **hipo** no metal **oso**; no metal **oso**; no metal **ico**; **per** no metal **ico**, de menor a mayor número de oxidación respectivamente.

Ejemplo: para los anhídridos de cloro los nombres correspondientes son:

- anhídrido hipocloroso (número de oxidación de cloro +1), Cl_2O
- anhídrido cloroso (número de oxidación de cloro +3), Cl_2O_3
- anhídrido clórico (número de oxidación de cloro +5), Cl_2O_5
- anhídrido perclórico (número de oxidación de cloro +7), Cl_2O_7

También pueden denominarse por la forma de subíndices: monóxido de dicloro, trióxido de dicloro, pentóxido de dicloro y heptóxido de dicloro, respectivamente.

Excepciones:

1. **Cromo:** el cromo posee tres números de oxidación: +2, +3 y +6.

Con **+2 y +3** se comporta como metal (formando óxidos básicos y luego sus hidróxidos correspondientes).

Cr O (óxido cromoso, óxido de cromo (II) o monóxido de cromo)

Cr_2O_3 (óxido crómico, óxido de cromo (III) o trióxido de dicromo)

Con número de oxidación **+6** se comporta como no metal, formando el anhídrido crómico, CrO_3 .

2. **Manganeso:** manganeso posee cinco números de oxidación: +2, +3, +4, +6, +7.

Con **+2 y +3** se comporta como metal (formando óxidos básicos y luego sus hidróxidos correspondientes).

Con número de oxidación **+4** se comporta como anfótero y solo vamos a decir que forma el óxido de cromo (IV) CrO_2 .

Con **+6 y +7** se comporta como no metal formando anhídridos y luego los ácidos oxácidos correspondientes).

CrO_3 (anhídrido crómico, óxido de cromo (VI), trióxido de cromo).

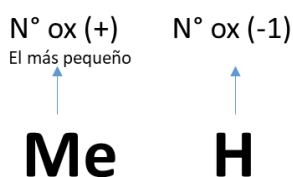
Terminación **ico** porque es un numero de oxidación grande.

Cr_2O_7 (anhídrido percrómico, óxido de cromo (VII) y heptóxido de dicromo). **Per.....ico** porque es el mayor de los números de oxidación.

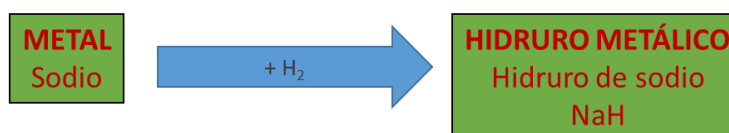
HIDRUROS

Hidruros metálicos:

Su fórmula contiene metal + hidrógeno.



Se coloca primero en metal porque es más electropositivo.



Formulación y nomenclatura

El metal se combina con el hidrógeno. Es el único caso en que el hidrógeno actúa número de oxidación -1 . El metal forma hidruros sólo con su número de oxidación más pequeño. Por lo tanto, sólo hay una nomenclatura. Se nombran **“hidruro de + nombre del metal”**.

Ejemplo: hidruro de litio

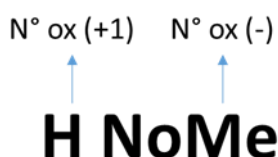


Si aplicamos la regla de números de oxidación cruzada, queda formulado:

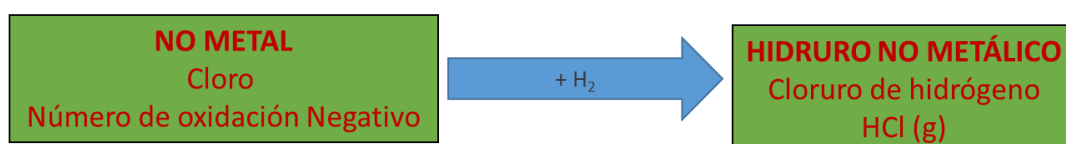


Hidruros no metálicos

Su fórmula contiene hidrógeno + no metal.



En este caso se coloca primero el hidrógeno porque es más electropositivo que el no metal.



Formulación y nomenclatura

El no metal utiliza su número de oxidación más pequeño y negativo. El hidrógeno tiene número de oxidación $+1$. Se nombran **“no metal +uro de hidrógeno (g)”**. Se coloca entre paréntesis g (g), que significa que se encuentra en estado gaseoso.

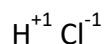
Ejemplo: sulfuro de hidrógeno



entonces su fórmula es:



Ejemplo: cloruro de hidrógeno



entonces su fórmula es:



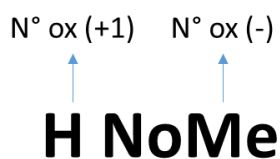
Excepciones: existen compuestos que no siguen estas reglas para su nomenclatura. Y es importante que sepan su nombre y formulación.

- **H₂O:** agua
- **NH₃:** amoníaco
- **PH₃:** fosfina
- **SbH₃:** estibina
- **CH₄:** metano
- **SiH₄:** silano

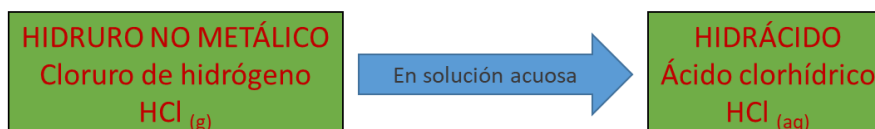
ÁCIDOS HIDRÁCIDOS

Ácidos hidrácidos:

Su fórmula contiene hidrógeno + no metal.



Son los hidruros no metálicos disueltos en agua, tienen la misma fórmula, pero se encuentran en estado acuoso (aq). Si la fórmula no especifica en qué estado se encuentra, se sobreentiende que está al estado acuoso.



Formulación y escritura

Los ácidos hidrácidos se forman a partir de los hidruros no metálicos de los elementos del grupo 17 o el azufre, al disolverse en agua, ya que en ese momento los mismos presentan propiedades ácidas, se nombran "**ácido** no metal**hídrico**".

HIDRUROS NO METÁLICOS

Fluoruro de hidrógeno HF(g)

Cloruro de hidrógeno HCl(g)

Bromuro de hidrógeno HBr(g)

Yoduro de hidrógeno HI(g)

Sulfuro de hidrógeno HS₂(g)**ÁCIDOS HIDRACIDOS**

ácido fluorhídrico HF(aq) o HF

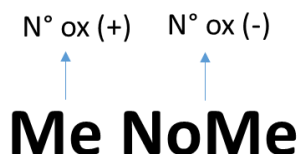
ácido clorhídrico HCl(aq) o HCl

ácido bromhídrico HBr(aq) o HBr

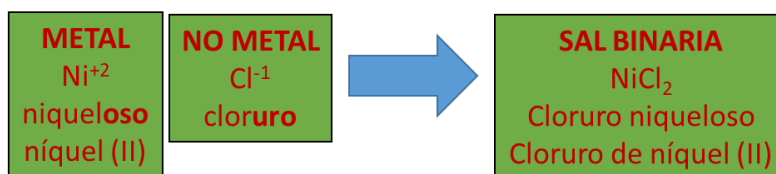
ácido yodhídrico HI(aq) o HI

ácido sulfhídrico H₂S (aq) o H₂S**SALES BINARIAS**

Su fórmula contiene metal + no metal.



El metal con cualquiera de sus números de oxidación (recordemos que, los metales sólo tienen números de oxidación positivos) y el no metal con su número de oxidación negativo.

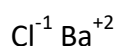
**Formulación y nomenclatura**

Las sales binarias se forman con un metal y el anión del ácido hidrácido (anión es cuando el ácido pierde los hidrógenos ácidos y queda con tantas cargas negativas como hidrógenos haya perdido). Se nombran siempre con la terminación "uro". Así, tenemos F⁻ (fluoruro), Cl⁻ (cloruro), Br⁻ (bromuro), I⁻ (ioduro), S⁻² (sulfuro).

 **Tradicional**, no metal **uro** + nombre del metal con terminación **oso** para el menor número de oxidación o **ico** para el mayor número estado de oxidación. **Ejemplo:** cloruro ferroso (FeCl_2) y cloruro férrico (FeCl_3), para hierro con +2 y +3 respectivamente.

 **Stokes o moderna**, no metal **uro** + nombre del metal y entre paréntesis y números romanos al número de oxidación del metal. **Ejemplo:** cloruro de hierro (II) y cloruro de hierro (III).

Ejemplo: cloruro de bario (como bario tiene un solo número de oxidación, no se debe aclarar, porque es algo que se sobreentiende)



entonces su fórmula es:



Ejemplo:

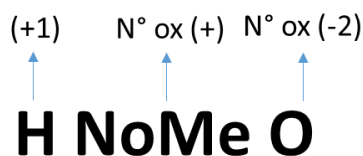
CuI ioduro cuproso o ioduro de cobre (I)

CuI_2 ioduro cúprico o ioduro de cobre (II)

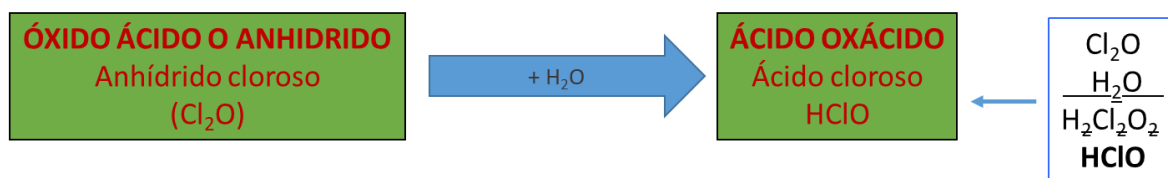
COMPUESTOS TERNARIOS

ÁCIDOS OXÁCIDOS

Su fórmula contiene hidrógeno, no metal y oxígeno.



Se obtiene de la suma de un anhídrido más agua

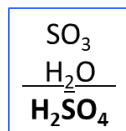


Formulación y escritura

Para formar estos compuestos se suma el anhídrido más agua y se cambia la palabra anhídrido por ácido.

Ejemplo: ácido sulfúrico

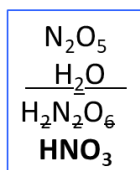
Primero, formulamos el anhídrido sulfúrico (SO_3), luego le sumamos una molécula de agua. Por último, si se puede se simplifica, siempre teniendo en cuenta que se deben simplificar los tres elementos que intervienen en la fórmula.



Entonces el ácido sulfúrico queda formulado: H_2SO_4

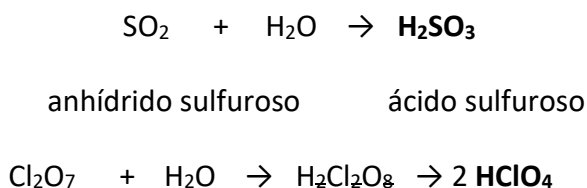
Ejemplo: ácido nítrico.

Formulamos en anhídrido nítrico (N_2O_5), le sumamos una molécula de agua y si se puede se simplifica.



Entonces el ácido nítrico queda formulado: HNO_3 .

Otra manera de obtener la fórmula es escribiendo la ecuación correspondiente, al anhídrido más agua.



anhídrido perclórico

ácido perclórico



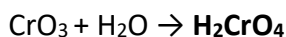
anhídrido carbónico

ácido carbónico

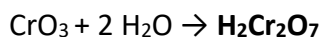
Excepciones:

1. **Cromo:** el cromo como no metal forma el anhídrido crómico CrO_3 , el cual puede formar dos ácidos.

- **Ácido crómico:** una molécula de anhídrido + una molécula de agua

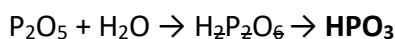


- **Ácido dicrómico:** una molécula de anhídrido + dos moléculas de agua

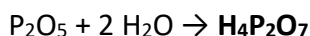


2. **Fósforo:** vamos a ver el ejemplo del anhídrido fosfórico P_2O_5 . Puede formar tres ácidos distintos, de acuerdo a la cantidad de moléculas de agua que se sumen, así tenemos:

- **Ácido metafosfórico:** anhídrido fosfórico + una molécula de agua



- **Ácido pirofosfórico:** anhídrido fosfórico + dos moléculas de agua



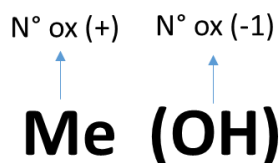
- **Ácido fosfórico u ortofosfórico:** anhídrido fosfórico + tres moléculas de agua



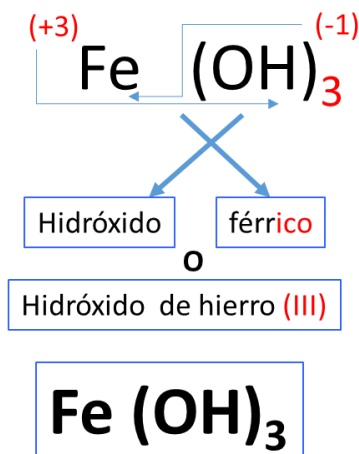
Se aplica lo mismo para el anhídrido fosforoso, formando los tres ácidos correspondientes: ácido metafosforoso, ácido pirofosforoso y ácido fosforoso o ácido ortofosforoso.

HIDRÓXIDOS

Su fórmula contiene metal + (ion oxhidrilo). El ion oxhidrilo es $(\text{OH})^{-1}$.



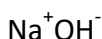
En este caso utilizamos la regla de número de oxidación cruzada y tomamos el oxhidrilo como un ion con número de oxidación -1.



Para escribir la fórmula de estos compuestos, tenemos que recordar el listado de iones positivos frecuentes y sus nomenclaturas. Consideremos la carga del ion OH^- (oxhidrilo) con su número de oxidación (-1) y aplicamos el método del número de oxidación cruzado.

Ejemplo: hidróxido de sodio

Escribimos el ion oxhidrilo con su carga OH^- y el ion Na^+ entonces:



Aquí consideramos al ion $(\text{OH})^-$ como una unidad y su carga como un número de oxidación (-1). Entonces aplicando el método del número de oxidación cruzado, hidróxido de sodio se escribe:



Cuando el paréntesis tiene como subíndice el número uno se omite. Tener en cuenta que ese subíndice es para el oxígeno y el hidrógeno, por lo tanto, cuando es distinto de 1 debe colocarse el paréntesis para los dos átomos.

Formulación y nomenclatura

Para escribir la fórmula de estos compuestos, tenemos que recordar el listado de iones positivos frecuentes y sus nomenclaturas. Consideremos la carga del ion OH^- (oxhidrilo) con su número de oxidación -1 , ($\text{O}^{-2}\text{H}^{+1}$, por lo tanto $(\text{OH})^{-1}$) y aplicamos el método del número de oxidación cruzado.

Se nombran de la manera siguiente:

a) Si el metal tiene **un solo número de oxidación** se denomina “hidróxido de nombre del metal”. **Ejemplo:** hidróxido de sodio NaOH , hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

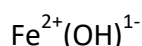
b) Si el metal tiene **dos números de oxidación** hay dos formas de nombrarlos:

 **Tradicional**, se nombran como hidróxido de metal terminado en **oso** para el menor número de oxidación o **ico** para el mayor número de oxidación. **Ejemplo:** hidróxido cobaltoso $\text{Co}(\text{OH})_2$ e hidróxido cobáltico $\text{Co}(\text{OH})_3$, para cobalto $+2$ y $+3$ respectivamente.

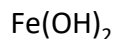
 **Stokes**, hidróxido de metal y entre paréntesis y números romanos el número de oxidación del metal. Ejemplo: hidróxido de cobalto (II) $\text{Co}(\text{OH})_2$ e hidróxido de cobalto (III) $\text{Co}(\text{OH})_3$, para $+2$ y $+3$ respectivamente.

Ejemplo:

Hidróxido ferroso: la terminación oso indica que el metal actúa con su menor número de oxidación:

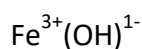


Entonces, aplicando la regla de número de oxidación cruzado:

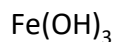


Otra manera de nombrarlo: hidróxido de hierro (II)

Hidróxido férrico: la terminación ico indica que el elemento actúa con su mayor número de oxidación:



Entonces, aplicando la regla de números de oxidación cruzados:

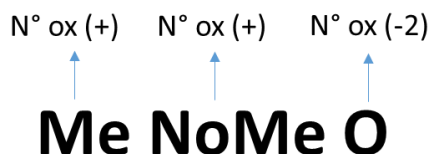


Otra manera de nombrarlo: hidróxido de hierro (III).

Recuerden que entre paréntesis y números romanos se coloca el número de oxidación del elemento que estamos nombrando, en este caso e metal.

SALES NEUTRAS DERIVADAS DE OXÁCIDOS

Son compuestos cuya fórmula posee metal, no metal y oxígeno.



Su fórmula se obtiene por la combinación de un catión (Metal con carga positiva) y el anión que resulta del oxácido correspondiente por la pérdida de los hidrógenos ácidos (recordemos que los oxácidos están formados por “H NoMe O”). Una vez que sabemos cuál es el catión y el anión, utilizamos el método del número de oxidación cruzado.

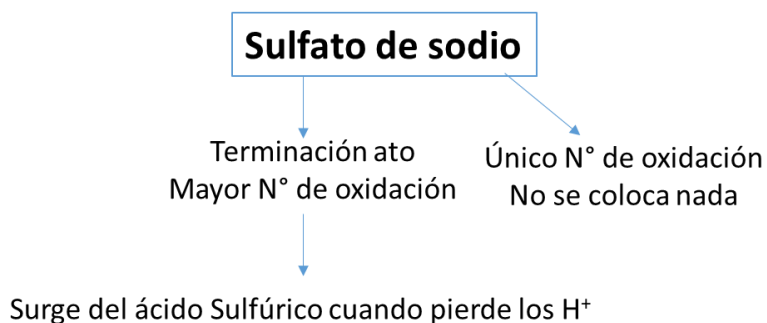
Formulación y escritura

La nomenclatura está compuesta por dos partes:

- **La que corresponde al No metal:** con la terminación “**ito**” para el número de oxidación más pequeño y la terminación “**ato**” para el número de oxidación mayor (se utiliza la misma nomenclatura tanto para la nomenclatura clásica como moderna). Si el no metal sólo posee un número de oxidación su usa la terminación “**ato**”.

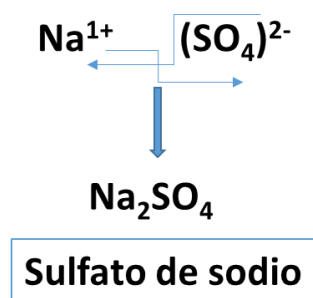
- **La que corresponde al Metal:** si el metal tiene un único número de oxidación se nombra “**de nombre del metal**”. Si tiene dos números de oxidación volvemos a utilizar la terminación “**oso**” para el más pequeño o “**ico**” para el más grande, en la nomenclatura clásica. Para la nomenclatura moderna se usa el nombre del metal y entre paréntesis y números romanos el número de oxidación.

Ejemplo: Sulfato de sodio

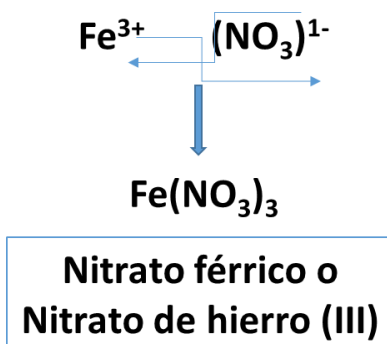


Tenemos que recordar cómo formular el ácido sulfúrico (VER ACIDOS OXÁCIDOS), su fórmula es H₂SO₄, pierde los 2 H⁺, entonces queda (SO₄)⁻², anión sulfato. Tiene tantas cargas negativas como H⁺ pierda. Y ahora si, utilizamos la regla del número de oxidación cruzada.

- a) Metales con **un número de oxidación**: Sulfato de sodio, la nomenclatura clásica es igual a la nomenclatura moderna o de Stokes.



- b) Metales con **dos números de oxidación**: nitrato férrico (nomenclatura clásica) o nitrato de hierro (III) (nomenclatura moderna o de Stokes).



Es importante recordar:

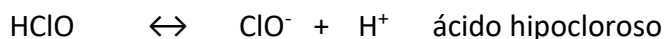
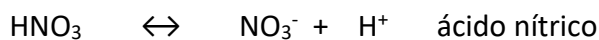
Al escribir la fórmula de un compuesto siempre se coloca primero el elemento más electropositivo (mayor número de oxidación) y luego el anión.

ACIDEZ-BASICIDAD-pH

ÁCIDOS

Según Arrhenius

 Los *ácidos* son sustancias que (al disolverse en agua) producen iones H^+ (protones).

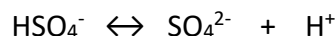


Los ácidos que con dos hidrógenos tienen dos procesos de disociación:

Ácido carbónico



Ácido sulfúrico



Podemos observar que en ambos casos aparecen dos oxoaniones intermedios HCO_3^- y HSO_4^- denominados carbonato ácido o bicarbonato y sulfato ácido o bisulfato respectivamente. Estos oxoaniones producen las que se denominan **Sales Ácidas** como por ejemplo $NaHCO_3$ (bicarbonato de sodio).

BASES

Según Arrhenius

 Las *bases* son compuestos que (al disolverse en agua) originan iones $(OH)^-$.



Podemos observar que, aunque es muy útil, esta teoría es bastante restringida, sólo se contemplan disoluciones acuosas. Existen otras teorías para definir ácidos y bases, pero no son el objetivo de este curso.

NEUTRALIZACIÓN

La neutralización puede interpretarse de la siguiente manera: un ácido neutraliza a una base o hidróxido produciendo una sal y agua.

Ejemplo:



ácido sulfúrico + hidróxido de sodio $\rightarrow$ sulfato de sodio + agua

El agua es una sustancia neutra, porque si bien se disocia muy poco, produce iones protones (hidronios) y oxhidrilos:



Puede demostrarse que para el agua la cantidad de protones y oxhidrilos disociados es la misma: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$.

Escala de pH

Para poder medir si una sustancia es neutra, ácida o alcalina se ha establecido una escala denominada pH en función de la concentración de protones presentes en un medio y que se define como:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Si el agua tiene una $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ su pH es 7 y es neutra; si el pH de una solución o sustancia es menor que 7, la sustancia es ácida y si es mayor que 7 es alcalina (Figura 3.4).



Figura 3.4. Escala de pH.

Ejercicios

1. COMPUESTOS BINARIOS

1.A. Óxidos básicos

CuO

Cu₂O.....

FeO.....

Fe₂O₃.....

CaO

Óxido de mercurio (II).....

Óxido de litio.....

Monóxido de manganeso

Óxido de bario

1.B. Óxidos ácidos (Anhídridos)

CO₂

I₂O₅.....

SO₂.....

Cl₂O₇

SO₃.....

Trióxido de dicloro

Anhídrido Brómico.....

1.C. Hidruros metálicos

KH.....

NiH₂.....

NaH

FeH₂

MgH₂.....

Hidruro de cesio.....

1.D. Hidruros no metálicos

PH₃

HI(g).....

NH₃.....

SiH₄.....

HBr(aq).....

Ácido clorhídrico.....

Metano.....

Bromuro de hidrógeno.....

1.E. Sales binarias

SnCl₄.....

Al₂S₃

NaCl.....

KI

FeBr₂.....

Ioduro de magnesio.....

Cloruro de níquel (III).....

Fluoruro de calcio

Sulfuro de bario.....

2. COMPUESTOS TERNARIOS

2.A. Hidróxidos

Cu (OH)₂

Pb (OH)₂

NaOH.....

Ni(OH)₃.....

HgOH.....

Hidróxido de aluminio.....

Hidróxido de potasio

Hidróxido de cobalto (II).....

Hidróxido de bario.....

2.B. Oxoácidos

H₂SO₄.....

HIO

HClO₃

H₃PO₄.....

H₂CO₃

Ácido Nitroso.....

Ácido periódico

Ácido hipobromoso.....

2.C. Oxosales

Na₂SO₄.....

Hg (NO₃)₂
MnCO₃.....
Fe (NO₂)₃.....
K₂Cr₂O₇.....
Permanganato de potasio.....
Sulfito férrico.....
Sulfato ferroso.....
Nitrato de litio.....

3. COMPUESTOS BINARIOS Y TERNARIOS (EJERCICIOS COMPLEMENTARIOS)

3.A. Formula las siguientes sustancias:

1. Óxido de bario.....
2. Óxido de sodio
3. Óxido de plata
4. Óxido de aluminio.....
5. Óxido de níquel (III).....
6. Óxido de cloro (VII)
7. Óxido nitroso
8. Hidruro de litio
9. Cloruro de cobalto (III).....
10. Hidruro de plata.....
11. Ácido bromhídrico
12. Ácido sulfhídrico.....
13. Amoníaco
14. Ácido clorhídrico.....
15. Peróxido de hidrógeno

16. Hidruro de calcio
17. Bicarbonato de sodio.....
18. Óxido de estroncio
19. Ácido clorhídrico.....
20. Cloruro de sodio.....
21. Fluoruro de calcio.....
22. Yoduro de plomo (II).....
23. Bromuro de potasio
24. Fosfina
25. Sulfuro de bario.....
26. Fosfato de sodio.....
27. Óxido de Aluminio.....
28. Sulfuro de hierro (II)
29. Ácido nítrico.....
30. Ácido carbónico.....
31. Ácido perclórico.....
32. Ácido ortofosfórico.....
33. Ácido nitroso.....
34. Ácido sulfhídrico.....
35. Ácido sulfúrico.....
36. Ácido hipiodoso.....
37. Hidruro de magnesio
38. Ácido sulfuroso.....
39. Hidróxido de calcio.....
40. Hidróxido de hierro (III)

41. Ácido nítrico.....
42. Hidróxido de aluminio.....
43. Bromuro de cobalto (II).....
44. Hidróxido de potasio.....
45. Sulfato de calcio.....
46. Cloruro de cobalto (III).....
47. Nitrito de litio.....
48. Carbonato de sodio

3.B. Nombrar los siguientes compuestos:

1. BaO.....
2. Na₂O.....
3. SO₂.....
4. CaO.....
5. Ag₂O.....
6. NiO.....
7. Cl₂O₇.....
8. P₂O₅.....
9. LiH.....
10. CaO.....
11. AgH
12. HBr(g).....
13. H₂S(aq).....
14. NH₃
15. HCl(g)
16. BaO.....

17. CaH_2
18. Na_2S
19. PH_3
20. Cs_2O
21. PbI_2
22. KBr
23. AsH_3
24. BaS
25. AlCl_3
26. Al_2S_3
27. Li_2O
28. FeS
29. HNO_3
30. H_2CO_3
31. HClO_4
32. H_3PO_4
33. HIO
34. $\text{H}_2\text{S(g)}$
35. MgH_2
36. Ca(OH)_2
37. Fe(OH)_3
38. HNO_2
39. Al(OH)_3
40. Na_2SO_4
41. CoCl_2

42. LiNO_2
43. Na_2CO_3
44. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
45. NaHCO_3
46. ZnCl_2

Bibliografía

- “Módulo de Química” Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia. UNSL. Zamora Miguel, Salonia José, Luconi Marta. 2016.
- “Química”; Raymond Chang; Ed. McGraw-Hill, 10ª Edición, México, 2010.
- “Química y reactividad química”; John C. Kotz, Paul M. Treichel, Gabriela Weaver, Ed. CENGAGE Learning, 6ª Edición, México, 2008.
- “Principios de Química – Los caminos del descubrimiento”; Peter Atkins & Loretta Jones; Ed. Médica Panamericana, 3ª Edición, Buenos Aires, 2005.
- “Guía de elementos de matemática, física y química”. 2012. Lic. en Enfermería. UNSL. Castro Pedro, Augsburguer Susana.

CAPITULO 4

Reacciones químicas. Ecuaciones químicas. Balance de reacciones. Clasificación. Ejercicios de aplicación.

REACCIONES QUÍMICAS

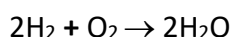
Proceso en el cual los reactivos se transforman, cambiando su estructura molecular y sus enlaces, en otras sustancias llamadas productos. También llamada cambio químico o fenómeno químico.

ECUACIONES QUÍMICAS

Las ecuaciones químicas son el modo de representar a las reacciones químicas.

Reactivos → Productos

Por ejemplo, el hidrógeno gas (H_2) puede reaccionar con oxígeno gas (O_2) para dar agua (H_2O). La ecuación química para esta reacción se escribe:



El "+" se lee como "reacciona con".

La flecha "→" significa "produce".

Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha representan los reactivos. A la derecha de la flecha están las formulas químicas de las sustancias producidas denominadas productos.

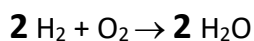
Los números al lado de las formulas son los coeficientes estequiométricos (el coeficiente 1 se omite).

BALANCE DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Método de ensayo y error: es una aplicación de la Ley de Lavoisier o de Conservación de la Materia; *"En un sistema cerrado en el que se produce una reacción química, la masa total se mantiene constante"*.

Se debe cumplir que el número de cada clase de átomo, debe ser igual a la izquierda (Reactivos) y a la derecha (Productos) de la flecha de la ecuación química. Esto se debe lograr por el método de ensayo y error: uso de coeficientes (números enteros) que no modifiquen la fórmula química de la sustancia.

Ejemplo:

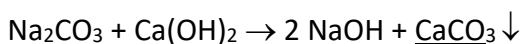
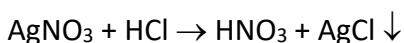
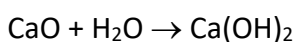


TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS:

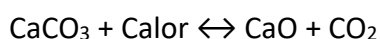
- a. Reacciones irreversibles
- b. Reacciones reversibles
- c. Reacciones exotérmicas
- d. Reacciones endotérmicas
- e. Reacciones de combinación
- f. Reacciones de descomposición
- g. Reacciones de desplazamiento
- h. Reacciones de doble desplazamiento
- i. Reacciones de neutralización
- j. Reacciones de óxido-reducción

NOTA: una misma reacción química puede pertenecer a varios tipos simultáneamente.

Reacciones irreversibles. Transcurren en un solo sentido con consumo total de al menos uno de los reactivos. Se indica con una sola flecha ($\rightarrow$) en la ecuación química.

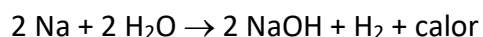
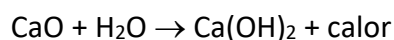


Reacciones reversibles. Por reacción de, el o los productos obtenidos, se vuelven a formar las sustancias originales, alcanzándose el equilibrio. Se indica con doble flecha ($\leftrightarrow$) en la ecuación química.

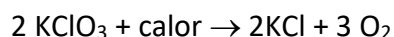
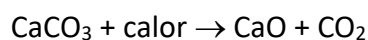


Sistema cerrado

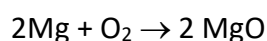
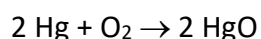
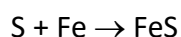
Reacciones exotérmicas. Transcurren con desprendimiento o liberación de calor.

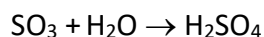
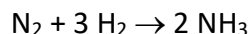


Reacciones endotérmicas. Transcurren con absorción de calor, necesitan calor.

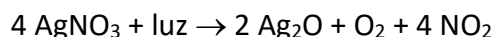
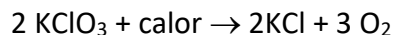


Reacciones de combinación. Cuando dos o más reactivos dan un solo producto.





Reacciones de descomposición. A partir de un solo reactivo se obtiene dos o más productos.



Reacciones de desplazamiento. Una sustancia simple (elemento metálico) reacciona con un compuesto (ácido o sal) desplazando uno de los componentes (hidrógeno del ácido o metal de la sal) y uniéndose al resto. La tabla 4.1 muestra como la dirección en que aumentan los potenciales de oxidación de los elementos con los que trabajaremos en clases.

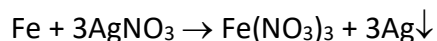
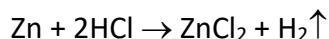
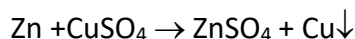


Tabla 4.1. Dirección de los potenciales de oxidación.

Potenciales de oxidación ↑	Li	Para que la reacción sea factible es necesario que el elemento desplazante se encuentre por encima del desplazado en la tabla de potenciales de oxidación de los elementos. A los fines prácticos el alumno puede manejarse recordando solamente los elementos que se encuentran por debajo del hidrógeno en esta tabla. Estos elementos siempre deben ser desplazados, por lo tanto, quedarán en la reacción como productos. H, Cu, Hg, Ag, Au.
	K	
	Ca	
	Na	
	Mg	
	Al	
	Zn	
	Cr	
	Fe	
	Ni	
	Sn	
	H	
	Cu	
	Hg	
	Ag	
	Au	

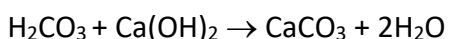
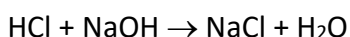
Reacciones de doble desplazamiento. Dos sustancias reaccionan para dar otras dos sustancias de estructura similar. Podemos tener tres clases de reacciones de doble desplazamiento:

- Sal 1 + sal 2 → sal 3 + sal 4
- Sal 1 + base 1 → sal 2 + base 2
- Sal 1 + base 1 → sal 2 + base 2

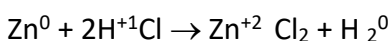
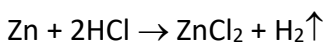
Consideraciones generales para determinar si las reacciones son factibles:

- Al menos una sal del producto debe ser más insoluble que las sales de los reactivos
- El ácido del producto debe ser menos volátil que el ácido del reactivo
- La base de los productos debe ser más insoluble o más volátil que la base del reactivo.

Reacciones de neutralización. La neutralización consiste en la unión del H^+ del ácido con OH^- de la base para producir H_2O (son casos particulares de reacciones ácido + base)



Reacciones de óxido-reducción. Son aquellas en las que se produce una transferencia de electrones entre los reactivos. Una especie pierde electrones y se oxida, mientras que la especie que gana electrones se reduce. En una reacción redox se producen cambios en el número de oxidación de al menos 2 átomos de la o las especies reaccionantes.



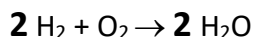
Clasificación de reacciones químicas

En la figura 4.1 se observa un diagrama de clasificación de las reacciones químicas.



Figura 4.1. Clasificación de reacciones

RECORDAR: reacción química, puede pertenecer a más de una clase. Por ejemplo:



Esta reacción es: irreversible, de combinación y óxido reducción o redox.

- Irreversible, por su dirección,
- Combinación, por su formación y,
- Óxido reducción, por el cambio en los números de oxidación de 2 átomos de los reactivos a productos.

Ejercicios

Balancear y clasificar las siguientes reacciones químicas

1. $\text{H}_2 + \text{Li} \rightarrow \text{LiH}$
2. $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{O}_2 + \text{NO}_2$
3. $\text{H}_2 + \text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2$
4. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$
5. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
6. $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
7. $\text{CaCO}_3 + \text{calor} \leftrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
8. $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
9. $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$
10. $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH}$
11. $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
12. $\text{AgCl} + \text{H}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{Ag}$
13. $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu(OH)}_2$
14. $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
15. $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Formular y balancear las siguientes reacciones

1. Nitrógeno + Hidrógeno $\rightarrow$ Amoníaco
2. Hidrógeno + Oxígeno $\rightarrow$ Agua
3. Sulfato de sodio + Cloruro de bario $\rightarrow$ Sulfato de bario + Cloruro de sodio
4. Ácido clorhídrico + Hidróxido de sodio $\rightarrow$ Cloruro de sodio + Agua
5. Anhídrido perclórico + Agua $\rightarrow$ Ácido perclórico

Bibliografía

- “Módulo de Química” Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia. UNSL. Zamora Miguel, Salonia José, Luconi Marta. 2016.

CAPITULO 5

Conceptos básicos de compuestos orgánicos. Hidrocarburos. Grupo funcional y radical orgánico. Alcoholes. Éteres. Aminas. Aldehídos. Cetonas. Ácidos carboxílicos. Ésteres. Amidas. Biomoléculas: lípidos, hidratos de carbono, proteínas. Ejercicios de aplicación.

CONCEPTOS BASICOS DE MOLECULAS ORGANICAS INTRODUCCION

Un compuesto orgánico es todo aquel que tiene como base el átomo de carbono, quien forma su estructura o “esqueleto” principal. La abundancia y complejidad de los compuestos orgánicos y biológicos es debido a su diversidad estructural y su estabilidad. La diversidad estructural se debe a que para completar su octeto (nivel energético externo con ocho electrones para alcanzar estabilidad), el átomo de carbono puede compartir sus cuatro electrones de valencia de múltiples formas, generando así enlaces simples, dobles y triples. A su vez pueden generarse isómeros (moléculas con la misma cantidad de átomos, pero distinta orientación espacial), lo que es muy interesante a la hora del estudio de los sistemas biológicos.

HIDROCARBUROS

Los compuestos donde los átomos de carbono se enlazan entre sí y a su vez se unen a átomos de hidrógeno, se denominan **hidrocarburos**. Pueden ser de tres tipos: (Figura 5.1)

- 1) que todos los carbonos tengan enlaces simples (alcanos),
- 2) que presenten por lo menos un enlace doble (alquenos), y
- 3) que por lo menos presenten un enlace triple (alquinos).

Tabla 5.1. Clasificación, características y ejemplos de hidrocarburos

Tipo de hidrocarburo	Características	Ejemplos
Alcanos	Enlaces Simples C-C Todos los átomos de C están rodeados por 4 enlaces simples	CH ₄ metano, C ₂ H ₆ etano, C ₃ H ₈ propano
Cicloalcanos	Enlaces Simples C-C Todos los átomos de C están rodeados por 4 enlaces simples	C ₆ H ₁₂ ciclohexano
Alquenos	Al menos un doble enlace C=C	C ₂ H ₄ eteno o etileno
Alquinos	Al menos un triple enlace C≡C	C ₂ H ₂ etino o acetileno

Las **fórmulas desarrolladas** de los ejemplos de la tabla se observan en la figura 5.1.

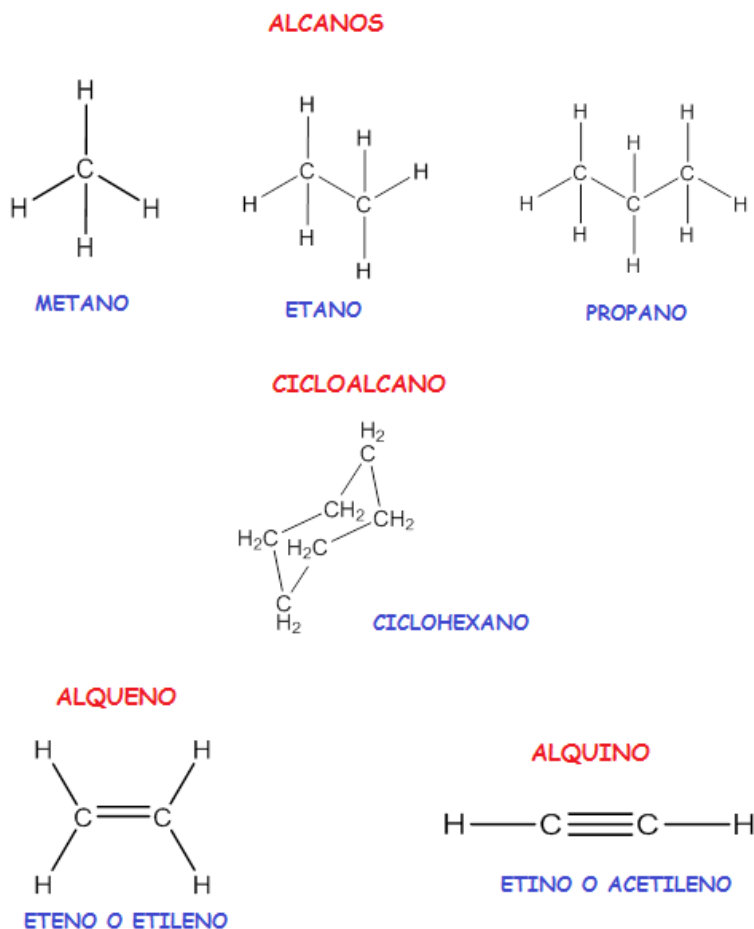


Figura 5.1. Fórmulas de algunos hidrocarburos.

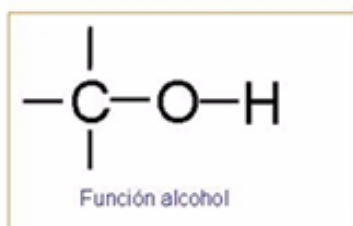
Una característica de estos compuestos es que a medida que aumenta su complejidad, pasan desde un estado gaseoso (metano), a un estado líquido (distintos hexanos), e incluso al estado sólido cuando en su estructura aumenta mucho la cantidad de carbonos involucrados (18 carbonos o más). A su vez cada uno de ellos puede formar estructuras lineales, ramificadas o cíclicas.

Por último, cabe señalar que se denomina carbono primario al que está unido a tres o cuatro hidrógenos, carbono secundario al que está unido a dos hidrógenos, carbono terciario al que está unido a un solo hidrógeno y carbono cuaternario al que no está unido a ningún hidrógeno.

GRUPO FUNCIONAL Y RADICAL ORGÁNICO

En Química Orgánica se conoce como **GRUPO FUNCIONAL** al átomo, o grupo de átomos, que define la estructura de una familia particular de compuestos orgánicos y al mismo tiempo determina sus propiedades. Una cadena lateral en química orgánica es un sustituyente o grupo químico unido a un grupo funcional o a la cadena principal de una molécula orgánica que se simboliza con la letra **R** (radical orgánico)

ALCOHOLES



Los **ALCOHOLES** se caracterizan por poseer el grupo funcional **-OH (HIDROXILO)** reemplazando a un hidrógeno en la estructura orgánica. **Ejemplo:** si al metano (CH_4) le reemplazamos un hidrógeno por un grupo hidroxilo, obtenemos el metanol (Figura 5.2) o alcohol metílico: CH_3OH .

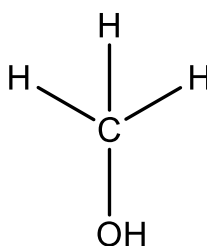
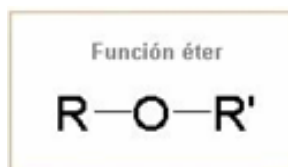


Figura 5.2. Metanol (CH_3OH)

ETERES



Cuando el alcohol se deshidrata (pierde H_2O) por acción del calor y/o un agente deshidratante se obtienen los **ÉTERES**, por ejemplo, el éter dimetílico (CH_3OCH_3) mostrado en la figura 5.3.

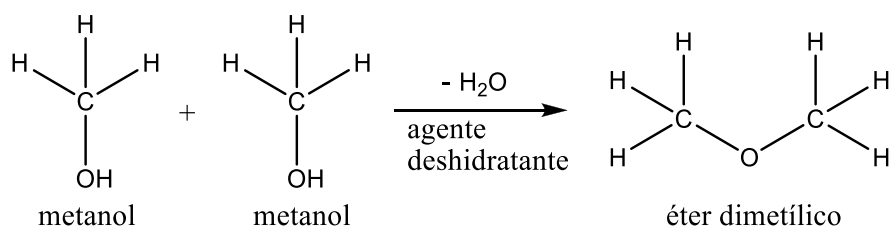
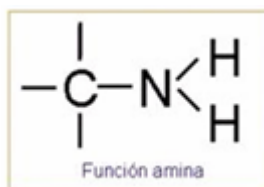


Figura 5.3. Obtención de éter dimetílico.

AMINAS



Las **AMINAS** son compuestos orgánicos donde el grupo amino ($-\text{NH}_2$) reemplaza uno, dos o tres hidrógenos (a su vez, los H de grupo amino pueden ser reemplazados por distintos sustituyentes, R), en la figura 5.4 vemos dos ejemplos.

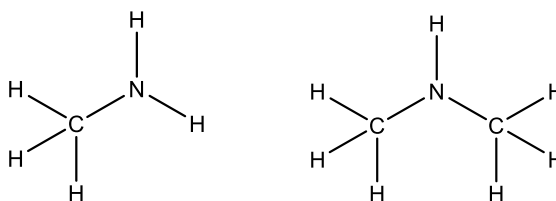
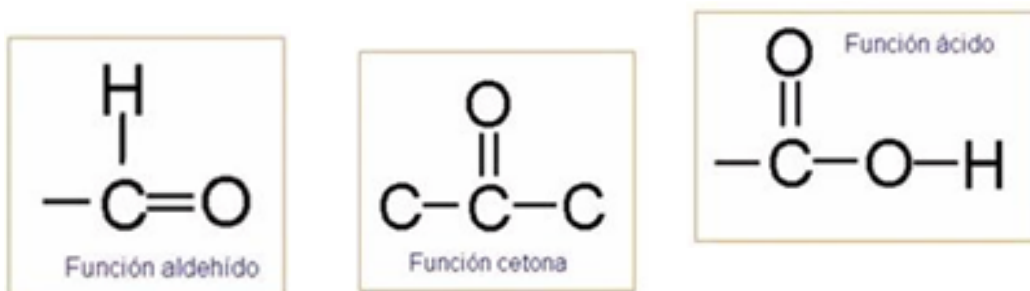


Figura 5.4. Metilamina y dimetilamina

Estos compuestos presentan un olor bastante desagradable y son en parte responsables de los aromas de sistemas biológicos en descomposición.

Nitrógeno también forma parte de compuestos aromáticos y forma enlaces simples, dobles y triples con carbono. Dentro de los compuestos aromáticos que contienen nitrógeno encontramos una serie muy importante de moléculas con importantes roles biológicos como la base nitrogenada adenosina, que forma parte de la estructura del ADN o el ARN.

COMPUESTOS CON GRUPOS CARBONILO:**ALDEHÍDOS, CETONAS, ÁCIDOS CARBOXÍLICOS**

Los carbonos de los alcoholes pueden oxidarse generando un grupo funcional característico denominado **carbonilo (C=O)** donde el carbono se une a un oxígeno por un doble enlace.

Un alcohol primario (el C se une a un solo átomo de C) se puede oxidar por etapas; en una primera etapa generando **ALDEHÍDOS**; y en una segunda etapa de oxidación, **ÁCIDOS CARBOXÍLICOS** (Figura 5.5). O bien se oxida en una sola etapa a ácido carboxílico.

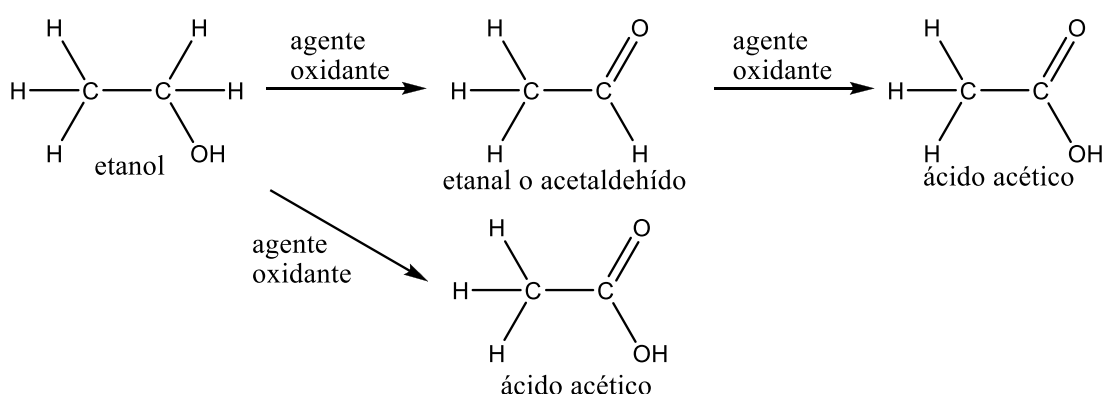


Figura 5.5. Oxidación de un alcohol primario: etanol.

Un alcohol secundario (el C se une a dos átomos de C), como podemos observar en la figura 5.6 solo puede oxidarse en una sola etapa, obteniendo así las **CETONAS**.

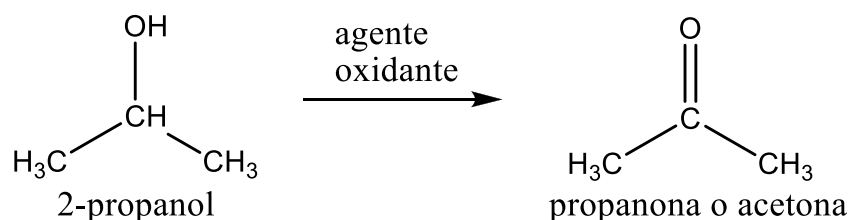
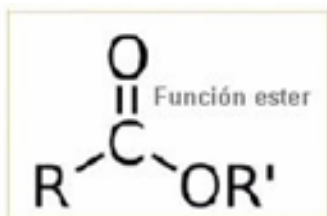


Figura 5.6. Oxidación de un alcohol secundario: 2-propanol

Otro ejemplo ilustrativo es cuando el metanol ($\text{H}_3\text{C}-\text{OH}$) se oxida a acetaldehído ($\text{H}_2\text{C}=\text{O}$) (formaldehído o formol, utilizado como desinfectante o para conservar durante mucho tiempo muestras de origen biológico) y a su mayor expresión el ácido fórmico (HCOOH) (o ácido metanoico secretado por las hormigas).

ÉSTERES



Los **ÉSTERES** surgen de la deshidratación de un alcohol con un ácido carboxílico (Figura 5.7).

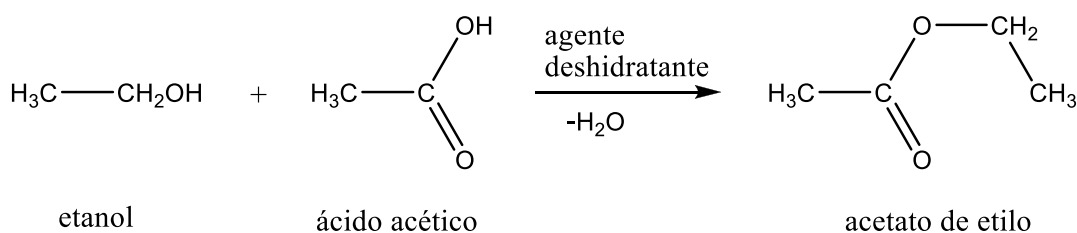
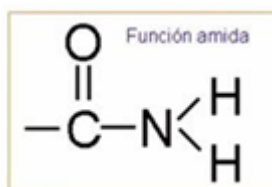


Figura 5.7. Síntesis de un éster.

La mayoría de los ésteres son componentes principales de aromas y fragancias. El acetato de etilo es el componente principal del quitaesmalte de uñas. En general cuando se ingieren o aspiran en gran cantidad son muy tóxicos y son carcinogénicos

AMIDAS



Las **AMIDAS** (Figura 5.8) se obtienen por deshidratación cuando se combina un ácido carboxílico con una amina.

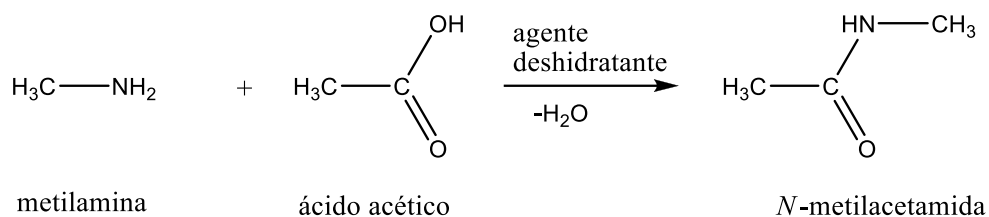


Figura 5.8. Obtención de una amida.

BIOMOLÉCULAS

LÍPIDOS

Es importante destacar que existen ácidos carboxílicos con cadenas carbonadas muy largas, que pueden o no presentar dobles enlaces u otros grupos funcionales, constituyendo los denominados ácidos grasos, que son parte fundamental de los **lípidos** (triglicéridos, fosfolípidos, etc) y aceites. Tan importante es este grupo de compuestos que son el constituyente primario de la doble membrana lipídica de células y organelas. También son de gran importancia en la conducción nerviosa como es el caso de los fosfolípidos.

Existen otro grupo de compuestos de naturaleza lipídica, cuyas estructuras son más complejas, como son aquellos que derivan del anillo ciclopentanoperhidrofenantreno, compuesto cíclico base de numerosas **hormonas esteroideas** y de otro constituyente importante de la membrana celular como lo es el **colesterol**.

HIDRATOS DE CARBONO (CARBOHIDRATOS, AZÚCARES)

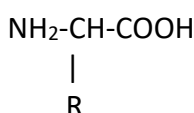
Son compuestos orgánicos formados por carbono, hidrógeno, y oxígeno. El más simple es un tipo de azúcar llamado **monosacárido**. Ejemplos comunes de estos son glucosa y fructosa. Dos moléculas de monosacáridos pueden unirse para formar un **disacárido**. Cuando la glucosa y la fructosa se combinan en una reacción de condensación, se forma una molécula de sacarosa. La sacarosa es el azúcar común.

Las moléculas más grandes de carbohidratos son los **polisacáridos**, polímeros compuestos de muchas unidades de monosacáridos. El almidón, la celulosa y el glucógeno son ejemplos de polisacáridos. Los almidones, son cadenas muy ramificadas de unidades de glucosa, utilizados como azúcar de reserva en los vegetales. Los animales almacenan

alimento en forma de **glucógeno**, otro polímero de la glucosa similar al almidón, pero mucho más ramificado.

PROTEÍNAS

Las proteínas son esenciales para toda la vida. Ellas construyen estructuras y llevan a cabo el metabolismo de la célula. Una **proteína** es un polímero grande, compuesto de carbono, hidrogeno, oxígeno, nitrógeno y azufre. Las unidades básicas de las proteínas se llaman **aminoácidos**. Estas unidades son moléculas mixtas ya que tiene dos grupos funcionales: amino (-NH₂) y ácido carboxílico (-COOH). En su estructura encontramos un carbono α, ubicado entre los dos grupos funcionales, además se observa un grupo distintivo representado por la letra “R” el cual esta enlazado al carbono α:



Los aminoácidos se unen entre ellos por **uniones peptídicas**. La unión peptídica se efectúa entre el **grupo amino** de un aminoácido y el **grupo carboxilo** de otro aminoácido con pérdida de una molécula de agua, como se observa en la figura 5.9.

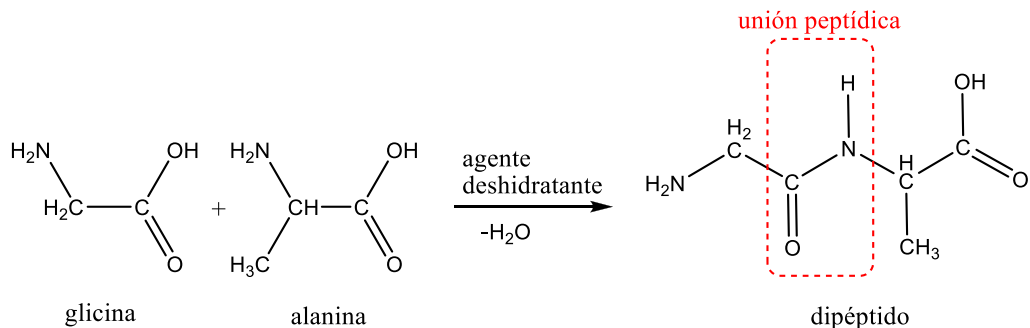


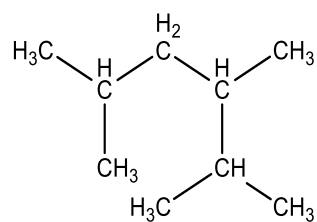
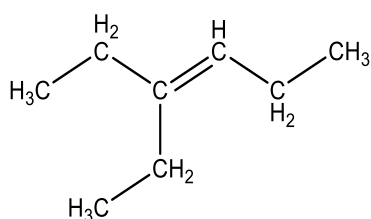
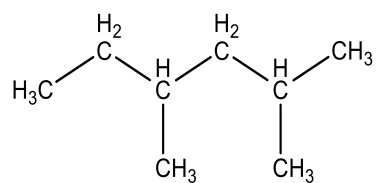
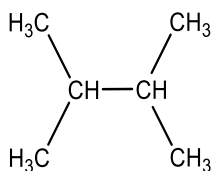
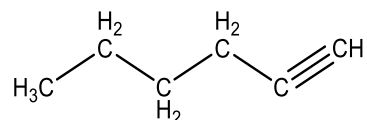
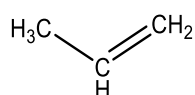
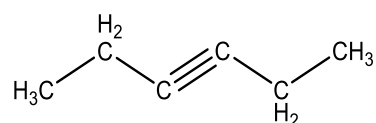
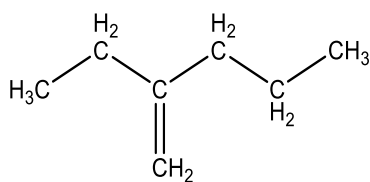
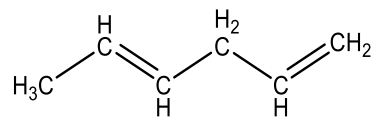
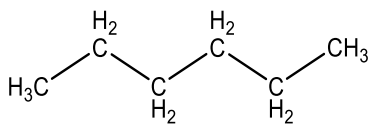
Figura 5.9. Reacción formación de una unión peptídica.

Hay veinte aminoácidos comunes. Dado que hay veinte unidades básicas, las proteínas pueden tomar una gran variedad de formas y tamaños. De hecho, las proteínas varían en estructura más que cualquier otro tipo de moléculas orgánicas.

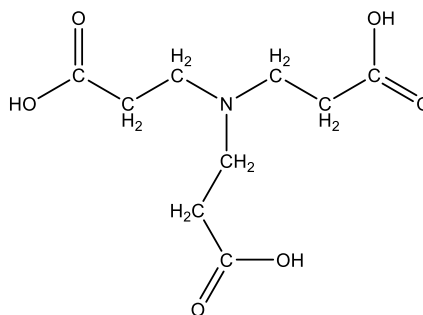
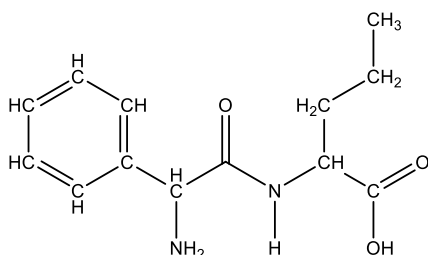
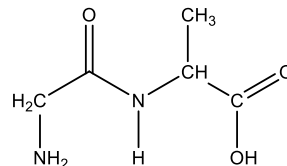
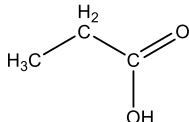
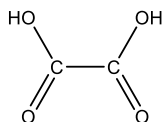
Las proteínas tienen múltiples **funciones biológicas**: estructural, energética, transporte, hormonal, regulación del pH, etc. Una de tales funciones es imprescindible: la función biocatalizadores de las enzimas.

Ejercicios

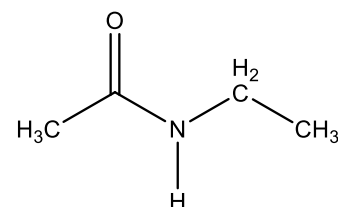
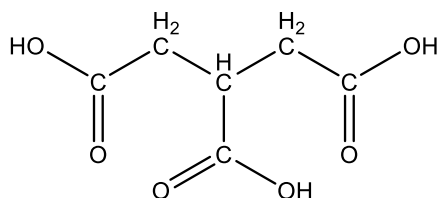
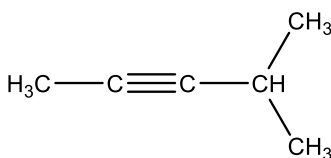
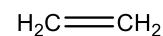
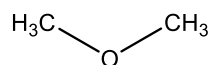
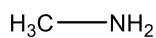
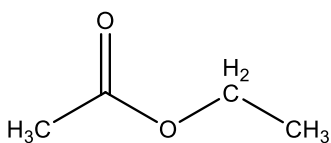
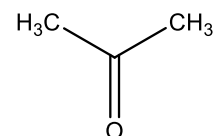
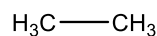
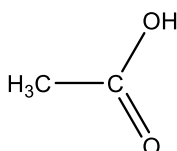
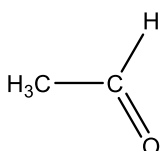
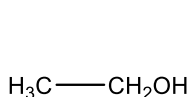
1) Indique de los siguientes compuestos cuáles son alcanos, cuáles alquenos y cuáles alquinos.

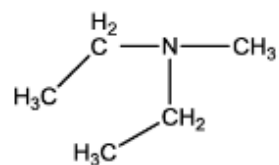
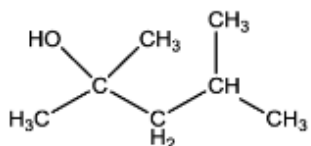
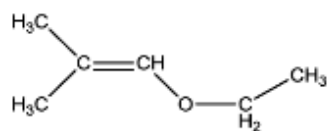
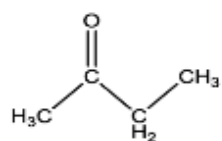
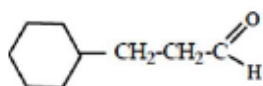
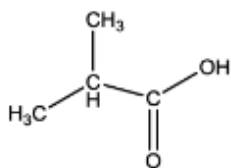
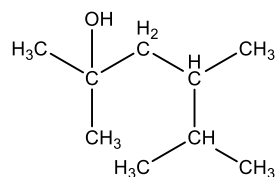
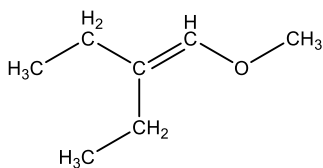
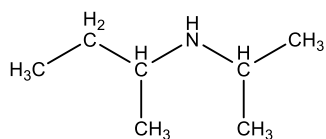
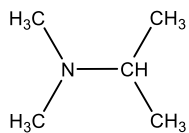
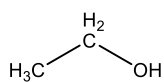
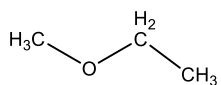
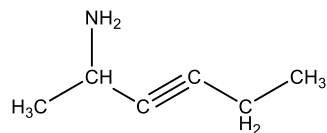
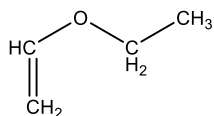
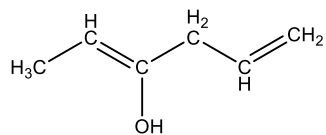
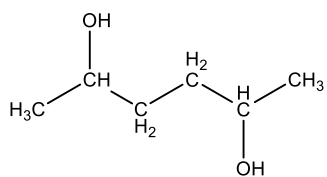


2) Identifique los compuestos que poseen grupos ácidos carboxílicos y uniones peptídicas.



3) Clasifique los siguientes compuestos de acuerdo a su grupo funcional (indicar también la presencia de alcanos, alquenos y alquinos)





Bibliografía

- “Química Orgánica”; Robert T. Morrison, Robert N. Boyd; Ed. Pearson – Addison Wesley, 5ª Edición, México, 1998.
- “Química y reactividad química”; John C. Kotz, Paul M. Treichel, Gabriela Weaver, Ed. CENGAGE Learning, 6ª Edición, México, 2008.
- “Guía de elementos de matemática, física y química”. 2012. Lic. en Enfermería. UNSL. Castro Pedro, Augsburguer Susana.

ANEXO: Elementos de Matemáticas

Medición y sistema de unidades. Unidades. Reducciones de unidades. Cifras significativas. Potencias de 10. Representación gráfica. Razones-Proporciones. Regla de tres.

MEDICIÓN Y SISTEMA DE UNIDADES

La observación de un fenómeno es en general incompleta a menos que dé lugar a una información cuantitativa. Para obtener dicha información se requiere la medición de una propiedad física.

Medir es determinar la cantidad de una magnitud por comparación con otra que se toma como unidad, o determinar la extensión o capacidad de algo.

Las observaciones cuantitativas son hechas por medición. Se necesita un dispositivo para medir llamado instrumento de medición. Por ejemplo, una regla para medir longitud, balanza para medir masa etc.

Sistema internacional de unidades (SI)

El Sistema internacional de Unidades es una forma aceptada internacionalmente de utilización de las unidades de medida de las magnitudes físicas de los cuerpos.

En el Sistema Internacional de unidades existen 3 clases de unidades: unidades básicas o fundamentales; unidades derivadas y unidades suplementarias.

Existe un número reducido de **unidades básicas** que se definen arbitrariamente, las cuales también tienen una unidad arbitraria, a partir de las cuales se definen todas las otras unidades, que, por lo tanto, son llamadas **unidades derivadas**.

Una vez establecida arbitrariamente la unidad longitud denominada metro, que se abrevia “m” (unidad básica), la unidad de superficie resulta ser metro cuadrado “m²” (unidad derivada).

En la tabla de unidades básicas, que se muestran a continuación, podemos observar los nombres y símbolos de las unidades que utilizaremos durante el curso.

A continuación, la tabla de múltiplos y submúltiplos, nos sirve para la conversión de unidades, esta tabla se utiliza para todas las unidades, metro, litro, gramo, etc.

Tabla de unidades básicas del SI

Nombre de la unidad	Cantidad física (Dimensión)	Símbolo para la unidad
metro	longitud	m
kilogramo	masa	Kg
segundo	tiempo	s
ampere	Intensidad de corriente	A
kelvin	temperatura	K
candela	Intensidad luminosa	Cd
mol	sustancia	Mol
litro	volumen	L

Tabla de múltiplos y submúltiplos (más usados)

Múltiplo o submúltiplo	Prefijo	Símbolo
10^{12}	tera	T(unidad)
10^9	giga	G(unidad)
10^6	mega	M(unidad)
10^3	kilo	k(unidad)
10^2	hecto	h(unidad)
10^1	deca	da(unidad)
1	(unidad)	gramo, litro, metro, etc
10^{-1}	deci	d(unidad)
10^{-2}	centi	c(unidad)
10^{-3}	mili	m(unidad)
10^{-6}	micro	μ (unidad)
10^{-9}	nano	n(unidad)
10^{-12}	pico	p(unidad)

Unidades derivadas

Las unidades SI derivadas se definen de forma que sean coherentes con las unidades básicas y suplementarias, es decir, se definen por expresiones algebraicas bajo la forma de productos de potencias de las unidades SI básicas y/o suplementarias con un factor numérico igual 1. *Ejemplo:* m^2 que es la unidad de superficie; el m^3 que es la unidad de volumen.

Se da un nombre especial a la milésima parte de un metro cúbico, “litro” cuyo símbolo es **L**. Su uso es aceptado en el Sistema Internacional de Unidades (SI), aunque ya no pertenece estrictamente a él. Normalmente es utilizado para medir líquidos o sólidos granulares.

El litro puede ser usado con cualquier prefijo del SI. El más frecuentemente usado es el mililitro, definido como la milésima parte del litro (un centímetro cúbico).

Algunas unidades derivadas poseen nombres especiales que se han dado en honor a científicos. En tales casos el nombre de la unidad siempre se escribe con minúscula, mientras que el símbolo o la abreviatura se indican con mayúscula. Por ejemplo, el newton (en honor a Isaac Newton 1642-1727) y su símbolo es **N**. A continuación, se ofrece una tabla de algunas unidades derivadas (SI).

Tabla de unidades derivadas.

Nombre de la unidad	Cantidad física (Dimensión)	Símbolo de la unidad	Definición en unidades básicas
newton	Fuerza	N	kg m s^{-2}
pascal	Presión	Pa	N m^{-2}
joule	Energía	J	$\text{kg m}^2 \text{s}^{-2}$
watt	Potencia	W	J s^{-1}
hertz	Frecuencia	Hz	s^{-1} (ciclos por segundos)
coulombio	Carga eléctrica	C	A s

Tabla. Unidades derivadas expresadas a partir de unidades básicas y suplementarias

Nombre	Magnitud	Símbolo
Metro cuadrado	Superficie	m ²
Metro cúbico	Volumen	m ³
Metro por segundo	Velocidad	m s ⁻¹
Metro por segundo cuadrado	Aceleración	m s ⁻²
Kilogramo por metro cúbico	Masa en volumen (densidad)	Kg m ⁻³

Al leer la última columna de la tabla es importante advertir que los exponentes negativos representan “división” por dicha unidad a la potencia indicada pero positiva.

Ejemplo: $s^{-2} = 1/s^2$

Existen otras unidades que se utilizan con frecuencia y no corresponden al Sistema Internacional y que podemos definir en términos SI. Algunos ejemplos son:

Tabla de ejemplos de unidades fuera del SI.

Nombre de la unidad	Cantidad física	Símbolo de la unidad	Equivalencia a unidades SI
Pulgada	Longitud	pulg	2,54 10 ⁻² m
Atmósfera	Presión	atm	760 mmHg
mm de mercurio	Presión	mm Hg	0,13332 N/m ² (Pa)
Caloría	Energía	cal	4,184 J

PESO Y MASA

Peso y masa son dos conceptos y magnitudes físicas bien diferenciadas, aunque aún en nuestros días, en el habla cotidiana, el término "peso" se utiliza a menudo erróneamente como sinónimo de masa.

La masa de un cuerpo es una propiedad intrínseca del mismo, la cantidad de materia, independiente de la intensidad del campo gravitatorio y de cualquier otro efecto. Representa la inercia o resistencia del cuerpo a la aceleración, además de hacerla sensible a los efectos de los campos gravitatorios.

El **peso** de un cuerpo, en cambio, no es una propiedad intrínseca del mismo, ya que depende de la intensidad del campo gravitatorio en el lugar del espacio ocupado por el cuerpo.

Ejemplo: una persona de 60 kg de masa, pesa 588,34 N (60 kgf) en la superficie de la tierra; pero, la misma persona, en la superficie de la luna pesaría sólo unos 98,05N (10 kgf); sin embargo, su masa seguirá siendo de 60 kg.

Podemos afirmar que:

El término “PESO” se refiere a la fuerza con que un objeto es atraído por la tierra.

El término “MASA” es la cantidad de materia con que está constituido dicho cuerpo.

Es una magnitud EXTENSIVA, ya que depende de la cantidad de materia.

Cuando se quiere determinar el peso de un cuerpo, lo que se hace es “pesar” el mismo. Pesar significa comparar el peso de un objeto con el peso de otro cuya “masa” se ha tomado como unidad. El aparato que se utiliza para esta operación se llama balanza.

Existe una relación de proporcionalidad entre peso y masa

$$P = m g$$

Donde,

P= peso;

m= masa y;

g = aceleración de la gravedad y actúa como constante de proporcionalidad (varía ligeramente de un lugar a otro de la tierra).

Obsérvese que PESO y MASA conceptualmente SON DISTINTOS, si bien se hallan estrechamente vinculados por la constante “g”. Por lo tanto:

*Cuando 1 kg masa es atraído por la fuerza de la gravedad normal 9,8 m/s²
tenemos por definición 1 kg fuerza (peso) que es lo medible.*

TEMPERATURA

Calor y temperatura tienen relación, pero se trata de conceptos diferentes.

 **Calor:** el calor es una forma de energía que hace aumentar la temperatura.

 **Temperatura:** es una magnitud física que expresa el nivel de calor.

Una misma cantidad de calor calentará mucho más un cuerpo pequeño que un cuerpo grande, o sea, la variación de temperatura es proporcional a la cantidad de calor suministrada o transferida.

Ejemplo: La temperatura de un vaso de agua puede ser la misma que la temperatura de un cubo de agua, pero el cubo, al ser más grande, tiene más calor porque tiene más agua y por lo tanto más energía térmica total.

Escalas

Para medir la temperatura se han desarrollado varias escalas termométricas. La más empleada en la Europa continental y Latinoamérica es la escala centígrada o Celsius, inventada por el astrónomo sueco Anders Celsius. En esta escala, el agua se congela a 0°C y entra en ebullición a 100°C.

La escala Kelvin o absoluta es la misma escala centígrada pero desplazada -273°. Así que para pasar de la escala centígrada a la escala Kelvin, bastará con sumar 273 a la temperatura obtenida en la escala Celsius.

$$K = C + 273$$

Para pasar a la escala Celsius a partir de la escala Kelvin sólo tendremos que restar a ésta 273.

$$C = K - 273$$

Medida de la temperatura

La medida de la temperatura se realiza mediante termómetros. Estos llevan un indicador y una escala. Se ponen en contacto con el cuerpo cuya temperatura se desea conocer y, tras unos instantes, se mira la escala.

El termómetro más habitual es el de mercurio (por ejemplo, los termómetros clínicos son de mercurio) que consisten en un tubo delgado que contiene el metal. Al calentarse o enfriarse, el mercurio se dilata o se contrae ascendiendo o descendiendo por el tubo. El nivel que alcance indica la temperatura deseada.

DENSIDAD

Aunque toda la materia posee masa y volumen, la misma masa de sustancias diferentes, ocupa distintos volúmenes; así notamos que el hierro o el hormigón son

pesados, mientras que la misma cantidad de goma de borrar o plástico son ligeras. La propiedad que nos permite medir la ligereza o pesadez de una sustancia recibe el nombre de **densidad (δ)**. Cuanto mayor sea la densidad de un cuerpo, más pesado nos parecerá:

$$\delta = m/v$$

La **densidad** es la magnitud que expresa la relación entre la **masa** de un cuerpo y el **volumen** que ocupa.

La unidad de medida en el SI de unidades es kg/m^3 , también se utiliza frecuentemente la unidad g/cm^3 .

CIFRAS SIGNIFICATIVAS

Las **cifras significativas** son los dígitos de un número que consideramos no nulos. Las cifras significativas representan el uso de una escala de incertidumbre en determinadas aproximaciones.

Si consideramos una longitud de 3,48 m, las cifras significativas son 3, 4 y 8, por lo que el número de cifras significativas es tres. El último dígito de las cifras significativas es incierto.

Ejemplo: Si una balanza tiene una precisión de 0,001 g, el resultado de una determinación de masa de 2,483 g tiene 4 cifras significativas y la última cifra, que es 3, es incierta. Esto quiere decir que el valor verdadero debe encontrarse con certeza entre 2,482 y 2,484.

Imprecisión (error de precisión) se define como el grado de concordancia entre dos o más mediciones de una misma cantidad.

Inexactitud indica cuán cerca está una medición del valor real de la cantidad medida u observada.

La imprecisión se reduce por rediseño del instrumento o por medición de la magnitud con otro instrumento, mientras que la inexactitud se minimiza por calibración del instrumento y por capacitación del operador.

La imprecisión de una medición es indicada por el número de cifras significativas del resultado de la medición o valor medido. *Ejemplo:* Se indica que la precisión de una balanza es de 0,001 g, esto quiere decir que la imprecisión de la balanza es del orden de 0,001 g.

Guías para el uso de cifras significativas

Cualquier cifra diferente de 0 es significativa. *Ejemplo:* 842 tiene tres cifras significativas y 1,258 tiene cuatro.

Los ceros ubicados entre dígitos distintos de 0 son significativos. En el caso de 105 las cifras significativas son tres y para 20108 son cinco.

Los ceros a la izquierda del primer dígito diferente de 0 no son significativos.

Ejemplo: 0,000243 tiene tres cifras significativas y 0,8 una.

Si un número es mayor que 1, todos los ceros escritos a la derecha de la coma cuentan como cifras significativas y si es menor que 1, solamente los ceros que están al final del número o entre dígitos diferentes de cero son significativos. 2,0 tiene dos cifras significativas; 40,062 tiene cinco y 0,090 dos.

Para números sin coma (números enteros), los ceros que están después del último dígito diferente de cero, pueden ser o no significativos. Si consideramos 400 puede tener una, dos o tres cifras significativas. Para evitar esta ambigüedad se usa la notación científica. Entonces 4×10^2 tiene una cifra significativa, $4,0 \times 10^2$ tiene dos y $4,00 \times 10^2$ tiene tres.

En la adición y la sustracción en la cantidad resultante el número de cifras significativas a la derecha de la coma está determinado por el número mínimo de cifras significativas a la derecha de la coma en cualquiera de los números originales.

Ejemplo: $41,842 + 0,1 = 41,942$; el número mínimo de cifras significativas después de la coma es uno, se redondea a 41,9.

Para redondear se usa el siguiente procedimiento:

Si el número que sigue al último dígito es <5 el último dígito se conserva.

Si el número que lo sigue es >5 el último dígito se aumenta en uno.

Ejemplo: el número 2,85 con dos cifras significativas se escribe 2,9; si fuera 1,84 con dos cifras significativas se escribe 1,8 y en el caso de 4,56 con dos cifras significativas se escribe 4,6.

En la Declaración de Valor Energético y Nutrientes del etiquetado nutricional es muy importante el papel que juegan las cifras significativas. En el artículo 3 del Código Alimentario Argentino (CAC), se expresa en concordancia con REGLAMENTO TÉCNICO MERCOSUR SOBRE EL ROTULADO NUTRICIONAL DE ALIMENTOS ENVASADOS que:

“El Valor Energético y el porcentaje de valores diarios (%VD) deberán ser declarados en números enteros. Los nutrientes serán declarados de acuerdo a lo establecido en la siguiente tabla y las cifras deberán ser expresadas en las unidades indicadas en el Anexo A: Valores mayores o iguales a 100: se declararán en números enteros con tres cifras; Valores menores a 100 y mayores o iguales a 10: se declararán en números enteros con dos cifras; Valores menores a 10 y mayores o iguales a 1: se declarará con una cifra decimal; Valores menores a 1: se declarará para las vitaminas y minerales con dos cifras decimales y con una cifra decimal para el resto de los nutrientes”. (Fuente CAA)

Números decimales

Los números decimales nacen como una forma especial de escritura de las fracciones decimales, de manera que la coma separa la parte entera de la parte decimal. Si no hay enteros, colocamos 0 (cero) delante de la coma.

En ellos podemos distinguir la parte entera y luego de la coma la parte decimal:



Los números decimales pueden escribirse de dos maneras: como fracción o bien en notación decimal.

Ejemplo: $25 / 10$ (fracción) = 2,5 (notación decimal).

Los números decimales pueden sumarse, restarse, multiplicarse y dividirse.

Notación científica

La notación científica es un modo de representar un conjunto de números mediante potencias de base diez. Esta notación es utilizada en números demasiado grandes o demasiado pequeños. La notación científica es utilizada para reducir cantidades muy grandes, y que podamos manejar con más facilidad.

Escribir un número en notación científica es expresarlo como el producto de un número mayor o igual que 1 y menor que 10, y una potencia de 10.

Ejemplo: $1.000.000 = 10^6$.

Además, 10 elevado a una potencia entera negativa $-n$ es igual a $1/10^n$; es decir $10^{-3} = 1/10^3$, lo que es lo mismo que $1/1.000 = 0,001$.

Para expresar un número en notación científica debe expresarse en forma tal que contenga un dígito (el más significativo) en el lugar de las unidades, todos los demás dígitos irán entonces después del separador decimal multiplicado por el exponente de 10 respectivo.

Ejemplo: $238.294.360.000 = 2,3829436 \times 10^{11}$ y $0,000312459 = 3,12459 \times 10^{-4}$

Sin embargo, teniendo en cuenta cuantas cifras significativas se precisan, si se quiere escribir el número como notación científica y luego de la coma quedan excesivos números se deberá utilizar el redondeo visto anteriormente.

Ejemplo: $238.294.360.000 = 2,38 \times 10^{11}$ o $2,3829 \times 10^{11}$ dependiendo del cálculo y la exactitud que se necesite. Igualmente $0,000312459 = 3,12459 \times 10^{-4}$ o, $3,12 \times 10^{-4}$.

NOCIONES SOBRE LA REPRESENTACIÓN GRÁFICA

Las gráficas se emplean tanto para mostrar relaciones como para establecer comparaciones y distribuciones en un conjunto de información. Puede mostrar, por ejemplo: valores absolutos, porcentajes o índices.

La gráfica representa la variación de un parámetro en función de otro. En una gráfica es necesario mantener las líneas claras y sencillas, así como desechar los detalles innecesarios. La información se debe presentar en ejes horizontal y vertical de forma ordenada (de menor a mayor) y consistente (en unidades de medida comparables).

Tipos de gráficas



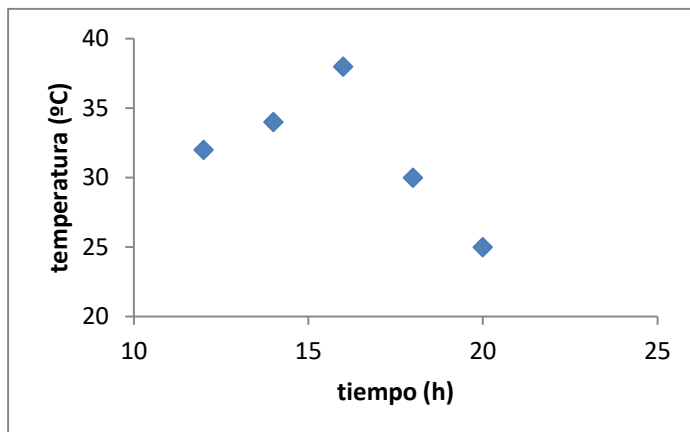
Gráficas de líneas

En este tipo de gráficas se representan los valores de los datos en dos ejes cartesianos ortogonales entre sí. Las marcas en los ejes marcan las unidades de medida; las escalas en los ejes pueden ser lineales, logarítmicas o ambas. Estos gráficos se utilizan para representar valores con grandes incrementos entre sí.

Supongamos que se quiere determinar la temperatura de una tarde de enero en una terraza de una casa. ¿Qué se debe hacer? Bastará con colocar un termómetro que funcione

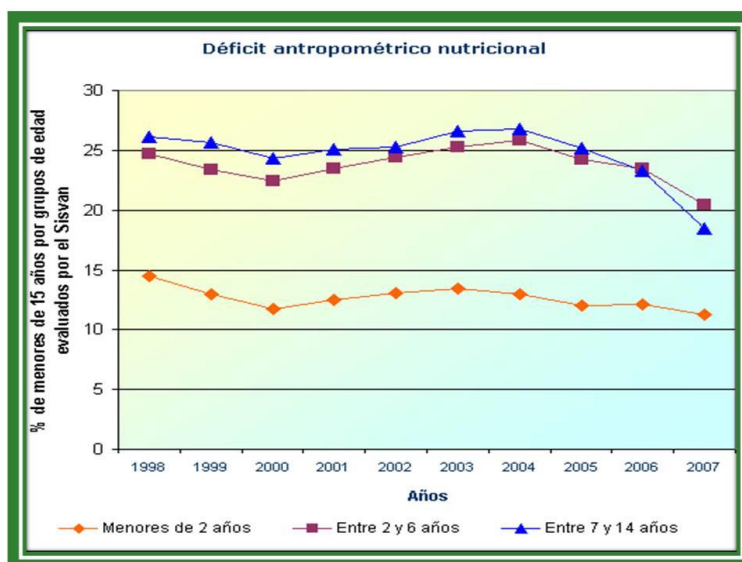
con exactitud y de vez en cuando anotar la temperatura que indica. Si éstas se hacen cada 2 horas se tiene una tabla de valores como la siguiente:

Tiempo (horas)	Temperatura (°C)
12	32
14	34
16	38
18	30
20	25



Se observa que la temperatura ha subido hasta las 16 h para luego descender.

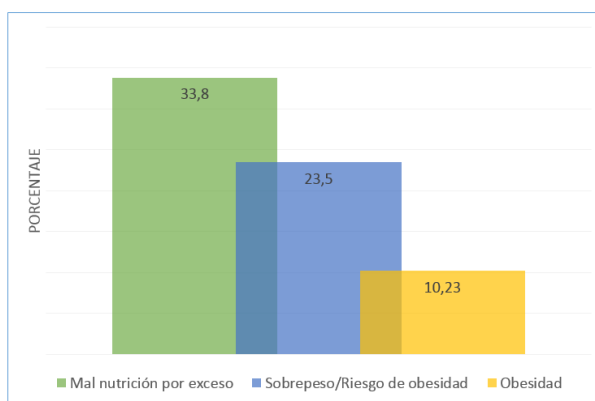
Esta tabla de valores se puede sustituir por un gráfico. Para ello se toma una hoja de papel cuadriculado, se traza una línea horizontal denominada eje “x” y una vertical llamada eje “y”. Sobre cada eje se toma un período conveniente (segmentos de igual tamaño) de manera que entren todos los valores medidos. Sobre el eje “x” se marcan las horas y sobre el eje “y” las temperaturas. Una temperatura cualquiera a un tiempo determinado puede representarse por el punto que se halla en la intersección de la vertical de la hora con la horizontal de la temperatura.



Fuente: Sistema de Vigilancia Alimentaria y Nutricional (SISVAN): Déficit antropométrico nutricional, Venezuela.

Gráficas de barras

Se emplea cuando la variable independiente es categórica. Representan valores usando trazos verticales u horizontales aislados o no unos de otros, según la variable a graficar sea discreta o continua. Cada barra sólida representa un tipo de dato.



Fuente: Encuesta Nacional de Salud (2010), Ministerio de Salud de Chile

A partir de los datos anteriores se puede concluir que, en Chile 1 de cada 3 niños o niñas menores de 6 años tiene exceso de peso.

Gráficas circulares

Denominadas también gráfica de torta o gráficas del 100%, se utilizan para mostrar porcentajes y proporciones. El número de elementos comparados dentro de un gráfico circular, no deben ser más de 5, ordenando los segmentos de mayor a menor, iniciando con el más amplio a partir de las 12 como en un reloj.

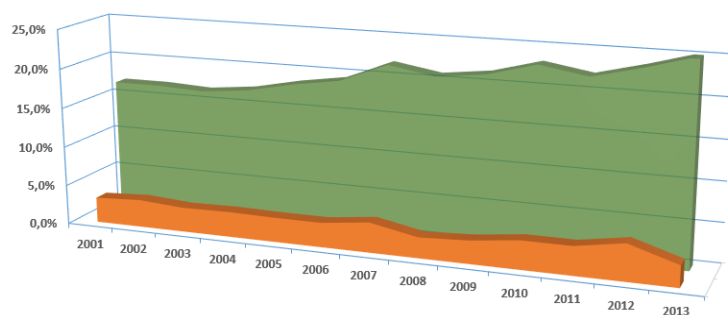


Gráfico circular o de torta

En la representación gráfica podemos apreciar la distribución aproximada que necesita un futbolista para un buen rendimiento en éste deporte.

Gráficos de áreas

En estos tipos de gráficos se busca mostrar la tendencia de la información generalmente en un período de tiempo.



	2001	2002	2003	2004	2005	2006	2007	2008	2009	2010	2011	2012	2013
Retraso Talla	3,2%	3,5%	3,1%	3,2%	3,1%	3,1%	3,8%	2,6%	2,9%	3,6%	3,6%	4,6%	2,7%
Obesidad	17,0%	17,0%	16,7%	17,3%	18,5%	19,4%	21,8%	20,8%	21,5%	23,1%	22,1%	23,6%	25,3%

Fuente: Situación nutricional de los preescolares y escolares de establecimientos municipalizados y particulares subvencionados del país (2013), JUNAEB.

En el gráfico anterior se muestra el aumento constante de la obesidad en niños y niñas de educación básica y su comparación con el Retraso de Talla el cual es un indicador de la baja de estatura como resultado de una salud o condiciones nutricionales sub-óptimas, el cual se ha mantenido constante en el mismo periodo de tiempo.

RAZONES – PROPORCIONES

Razón

Se llama razón al cociente entre dos números de diferente o similar naturaleza.

Ejemplo: si en una población de 2500 habitantes hay 645 viviendas, la razón dice cuántos habitantes hay por vivienda. Por lo tanto, la razón de habitantes por vivienda = $2500 / 625 = 4$, entonces hay 4 habitantes por vivienda.

Proporción

Se llama proporción a la igualdad de dos razones.

$$\frac{4}{2} = \frac{6}{3} \quad \rightarrow \quad \frac{a}{b} = \frac{c}{d} \quad \text{a y d se llaman extremos; b y c se llaman medios}$$

En una proporción el producto de los extremos es igual al producto de los medios:

$$a \times d = b \times c$$

Mediante la propiedad fundamental de las proporciones podemos hallar el valor de un término de la proporción conociendo los otros tres:

$$\frac{3}{12} = \frac{4}{x} \quad \rightarrow \quad 3 \cdot x = 12 \cdot 4 \quad \rightarrow \quad x = \frac{12 \cdot 4}{3} = 16$$

Una regla de tres simple es un tipo de proporción.

REGLA DE TRES SIMPLE

Consiste en una operación sencilla que nos va a permitir encontrar el cuarto término de una proporción, de la que sólo conocemos tres términos.

Los problemas en los que los elementos mantienen una relación proporcional directa o inversa se resuelven mediante la regla de tres simple. De tres, porque se conocen tres valores y se busca el restante. Simple, porque en el problema aparecen solamente dos magnitudes.

Regla de tres simple directa:

-Cuando una de las cantidades aumenta, las otras aumentan en la misma proporción.

Si un verdulero vende 12 kilos de tomate a \$36, ¿a qué precio venderá 5 kilos de tomate?

$$\begin{array}{ll} 12 \text{ kilos} & \longrightarrow \$36 \\ 5 \text{ kilos} & \longrightarrow x = (5 \times 36) / 12 \end{array} \quad x = \$15$$

El *cálculo de porcentaje*, es un ejemplo de regla de tres directa

Si en un pueblo viven 2000 habitantes y asistieron a un acto 1000 de ellos. ¿Que porcentaje ha asistido al evento?

$$\begin{array}{ll} 2500 \text{ habitantes} & \longrightarrow 100 \% \\ 1000 \text{ habitantes} & \longrightarrow x = (1000 \times 100) / 2500 \end{array} \quad x = 40\%$$

Regla de tres simple inversa:

– Al aumentar una cantidad, la otra disminuye en la misma proporción.

Si un auto tarda 2 horas en recorrer un camino a 10 km/h. ¿Cuánto tardará en realizar ese mismo recorrido a 20 km/h?

$$10 \text{ km/h} \longrightarrow 2 \text{ horas}$$

$$20 \text{ km/h} \longrightarrow x = (10 \times 2) / 20 \quad x = 1 \text{ hora}$$

Exponentes de base 10 y notación científica.

Para poder realizar estos ejercicios, el alumno deberá

- Recordar que:

$$\frac{1}{a} + \frac{1}{b} = \frac{a + b}{a \cdot b}$$

$$\frac{1}{a} \cdot \frac{1}{b} = \frac{1}{a \cdot b}$$

$$300 = 3 \times 10^2$$

$$0,03 = 3 \times 10^{-2}$$

$$10^2 = 1 \times 10^2$$

$$10^{-2} = 1 \times 10^{-2} = 1/10^2$$

La notación 10^n INDICA 1×10^n

- Recordar conversión de números decimales a exponenciales de diez (un número significativo delante de la coma afectado por un exponencial de diez).
- Aplicar la notación científica (números afectados con exponenciales de diez)
- Razonar los resultados (aproximando mentalmente los mismos).
- Recordar las reglas necesarias para despejar incógnitas de distintas ecuaciones.
- Manejar la calculadora personal en cálculos con notación científica.
- Desarrollar el criterio necesario para escribir números acotados (redondeo de cifras).

Recuerde que cuando se tiene un número decimal con más de 3 cifras significativas luego de la coma, para cálculos no rigurosos, el mismo se acota a 3 cifras. Para ello se tendrá en cuenta que el tercer decimal quedará como tal, si el siguiente (cuarta cifra decimal) es 0, 1, 2, 3, o 4; y será una unidad mayor si el siguiente es 5, 6, 7, 8, o 9.

Ejemplo: 6,02296 se acota a 6,023

1,01325 se acota a 1,013

Ejercicios

Ejercicios de unidades fundamentales, derivadas y temperatura

- Expresar las siguientes cantidades en **metros**:

a) 2 km

- b) 3,5 dam
- c) 1,8 dm
- d) 1/4 hm

(Rtas: a) 2000 m; b) 35 m; c) 0,18 m; d) 25 m)

2. Exprese las siguientes cantidades en **gramos**:

- a) 254 hg
- b) 345 dg
- c) 0,00176 kg
- d) 3,98 mg

(Rtas: a) 25400 g; b) 34,5 g; c) 1,76 g; d) 0,00398 g)

3. Exprese las siguientes cantidades en mm^2 :

- a) 15,5 dm^2
- b) 1 cm^2
- c) 3/4 dm^2
- d) 0,01 m^2

(Rtas: a) 155000 mm^2 ; b) 100 mm^2 ; c) 7500 mm^2 ; d) 10000 mm^2)

4. Exprese las siguientes cantidades en cm^3 :

- a) 1,305 m^3
- b) 425 mm^3
- c) 0,125 dam^3
- d) 2,5 dm^3

(Rtas: a) 1305000 cm^3 ; b) 0,425 cm^3 ; c) 125000000 cm^3 ; d) 2500 cm^3)

5. Exprese las siguientes cantidades en litro:

- a) 42 dm^3
- b) 428 mL

(Rtas: a) 42 L; b) 0,428 L)

6. El tiempo que tarda la luz de la estrella más cercana (aparte del sol) en llegar a la tierra es de 4 años. Exprese esta cantidad en meses, días, horas, minutos y segundos.

(Rtas: 48 m; 17520 d; 420480 h; 25228800 min; 1513728000 s)

7. Calcular los siguientes pesos específicos en g/cm^3 :

- a) 8,8 kg/L (Rta: 8,8 g/cm^3)

b) 7500 g/L (Rta: 7,5 g/cm³)

8. El punto de ebullición del nitrógeno líquido es de -195,8° C, el punto de fusión normal del helio es 2,2° C; una temperatura ambiente confortable es 295 K.

Expresar estas temperaturas en la escala Celsius o Kelvin, según el caso.

(Rtas: 77,2 K; 275,2 K; 22 °C)

Ejercicios de exponentes de base 10 y notación científica

- Expresa las siguientes cantidades en notación científica
 - 3.600.000 glóbulos rojos
 - 5.430 cm³ de agua destilada
 - 0,00000063 g de Cu
 - 0,00000000000012 cm de radio atómico
- Expresa los valores de gasto energético de la siguiente tabla en notación científica:

Gasto energético por actividad (kcal/kg min)			
Actividad cotidiana	kcal/kg min	Actividad doméstica	kcal/kg min
Dormir	0,02	Barrer	0,04
Aseo	0,05	Fregar el suelo	0,07
Estar sentado	0,03	Hacer la cama	0,06
Estar parado	0,02	Lavar la ropa	0,07
Bajar escaleras	0,10	Cocinar	0,05
Subir escaleras	0,25	Planchar	0,06
Caminar (km/h)	0,06	Lavar los platos	0,037

Nota: la tabla refleja el gasto energético para individuos del sexo masculino, el gasto energético en las mujeres es de aproximadamente del 90% del gasto de los varones.

- Resuelva los siguientes ejercicios

$$a) \frac{10^3}{10^{-5}} =$$

$$b) \frac{10^4 \times 10^2 \times 10^5}{10^3 \times 10^2 \times 10^4} =$$

(Rtas: a) 10⁸; b) 10²)

- Escribir en forma exponencial las siguientes cifras:

0,00325

0,00008

0,407

5. Escribir en forma decimal:

 $4,2 \times 10^{-5}$ $3,1 \times 10^{-11}$ $1,5 \times 10^{11}$ **Ejercicios de gráficos**

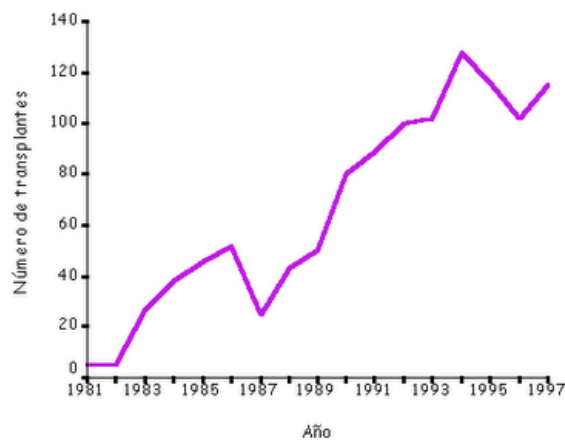
1. La libreta de Salud de un niño de tres años presenta los siguientes registros:

Edad	Recién Nacido	2 meses	6 meses	1 año	2,5 años	3 años
Peso	3 kg	5 kg	7,5 kg	10 kg	13,5 kg	15 kg

Con estos datos grafique la variación del peso del mismo (kg), con la edad (meses).

2. Analizar las siguientes gráficas: ¿Qué representa la curva y cuáles son las variables en juego?

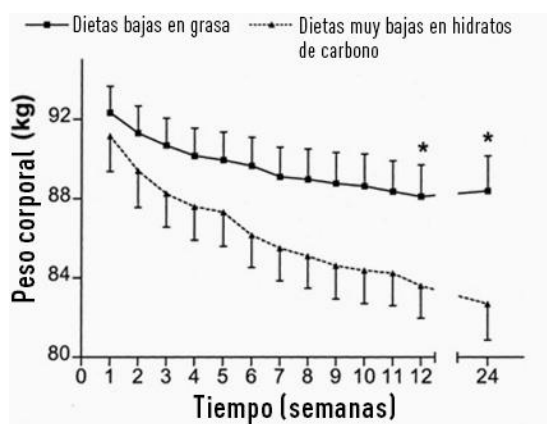
a)



Número de pacientes trasplantados renales durante el periodo 1981-1997

b) Un estudio publicado en la revista 'The Journal of Clinical Endocrinology & Metabolism' en 2003 muestra que las mujeres que consumen una dieta baja en hidratos de carbono pero alta en grasas perdieron más del doble de peso que las mujeres que seguían una dieta restringida en calorías baja en grasa. La verdad es que las dietas con alto contenido graso (pero bajas en hidratos de carbono) conducen sistemáticamente a resultados mucho mejores que las dietas altas en hidratos de carbono y bajas en grasas, según 'Authority Nutrition'. Además, no solo ayudan a perder peso, sino que también dan lugar

a grandes mejoras para reducir los principales factores de riesgo de padecer enfermedades como las de tipo cardiovascular y la diabetes.



Estudio comparativo entre dos tipos de Dietas en un periodo de 24 semanas.

3. Represente la variación de la solubilidad del bromuro de potasio en función de la temperatura.

Temperatura ° C	0	20	40	60	80
Solubilidad g/ 100mL	55	66	76	88	100

- a) ¿Cuáles son las variables que usó para realizar la curva?
 b) Determine la solubilidad de bromuro de potasio a 70° C.

4. En la siguiente tabla se observan valores de alimentos requeridos para una dieta equilibrada. A partir de los datos observados realizar un gráfico de torta.

Carbohidratos	57%
Grasas	25%
Proteína	15%
Fibra	3%

5. Según la encuesta nacional acerca de la Situación del Estado Nutricional de los Adultos Chilenos realizada por el Ministerio de Salud de Chile, el exceso de peso según el sexo es el siguiente.

Trastorno	Hombres	Mujeres
Sobrepeso	45,3 %	33,6%
Obesidad	19,2%	30,7%
Obesidad Mórbida	1,6%	3,34%

- Determinar cuál es el grupo de mayor riesgo
- Realice una gráfica de barras para los datos de la tabla

Ejercicios de razones, proporciones y regla de tres simple

- Si hay un hospital con 380 camas y tiene 120 enfermeras. Encuentre la razón de atención de enfermeras por cama. (Rta: 19/6 , 6 enfermeras cada 19 camas)
- Si una tableta contiene seis miligramos de una determinada droga, y el paciente necesita 2 miligramos de la misma, ¿qué parte de la tableta le administraría? (Rta: 1/3)
- Cuando se mezclan 40 g de azúcar con 100 g de aspirina en polvo ¿Qué parte de la mezcla total es aspirina? ¿Qué porcentaje representa? (Rta: 2/7; 28,5 %)
- Un hombre pierde el 45% de su peso después de un tratamiento contra la obesidad. Si al inicio pesaba 120kg, indique su peso actual. (Rta: 66 kg)
- Si se posee una solución con una densidad de 1,18 g/cm³, ¿qué masa de solución tendrá en 150 mL? ¿Y en 1 litro? (Rta: 177 g; 1180 g)

Bibliografía

- “Química”; Raymond Chang; Ed. McGraw-Hill, 10ª Edición, México, 2010.
- “Química y reactividad química”; John C. Kotz, Paul M. Treichel, Gabriela Weaver, Ed. CENGAGE Learning, 6ª Edición, México, 2008.
- “Principios de Química – Los caminos del descubrimiento”; Peter Atkins & Loretta Jones; Ed. Médica Panamericana, 3ª Edición, Buenos Aires, 2005.
- Química 10a. Ed. Kenneth Whitten, Raymond E. Davis, Larry Peck y George G. Stanley Published on Oct 22, 2014.

- “Guía de elementos de matemática, física y química”. 2012. Lic. en Enfermería. UNSL.
Castro Pedro, Augsburguer Susana.

PROGRAMA INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

Licenciatura en Nutrición

Año: 2021

Período: 1° bimestre

Curso	Carga horaria semanal	Carga horaria total	Correlatividades
Introducción a la Química	15	120	---

EQUIPO DOCENTE

DOCENTE	FUNCION	CARGO	DEDICACION
ALVAREZ MARIA DE LOS ANGELES	Profesor Responsable	J.T.P.	Exclusivo
DIAZ JORGE RAMON	Profesor Colaborador	J.T.P.	Exclusivo

Fundamentos

Este curso está destinado a todos los alumnos que requieran un curso básico de nivel universitario que los habilite para estudios posteriores a través de una comprensión de sus principios. El alumno podrá lograr esta comprensión, cualquiera sea su formación previa, si pone la mayor disposición para entender antes que repetir. Con este criterio además de las clases teóricas, se han programado solución de problemas destinadas a este logro. La asignatura ha sido diseñada desde un aspecto químico orientado hacia futuros nutricionistas.

Objetivos

El objetivo general será la formación integral del alumno desde una perspectiva humanista, con una preparación científica, tecnológica y técnica sólida y actualizada. Mediante el cursado y la aprobación de la materia el alumno deberá:

- Tener conceptos claros sobre la materia, las propiedades físicas y químicas en sus estados de agregación pudiendo entonces reconocer los cambios que puede sufrir y su relación con la energía y alimentación.

- Adquirir el hábito de estudio y trabajo diario desarrollando para ello actitudes de consulta, investigación, búsqueda, ordenamiento y evaluación de la información.
- Lograr una conexión adecuada entre los conocimientos básicos adquiridos en el secundario y la comprensión de las ciencias Químicas como una base sólida inicial, en el contexto de la carrera.
- Promover el estudio e investigación de problemas alimentarios y nutricionales del país, con énfasis en las problemáticas regionales y sectoriales en sus aspectos químicos, económicos, educativos y culturales, con conocimiento del método científico y en actitud científica permanente.
- Manejar bibliografía relacionada con la materia y acceder por si mismo a información complementaria.

CONTENIDOS

PROGRAMA ANALÍTICO

MÓDULO 1: ¿Qué es la química? La materia. Cuerpo y sustancia. Materia y energía. Estados de agregación de la materia. Nociones de fuerzas intermoleculares. Descripción microscópica de los estados gaseoso, líquido y sólido en relación con sus propiedades macroscópicas. Transiciones de fases. Propiedades de la materia. Sistemas homogéneos y heterogéneos. Soluciones. Concentración. Unidades físicas de concentración. Solubilidad. Ejercicios.

MÓDULO 2: El átomo como unidad de la materia. Constitución. Peso atómico relativo. Mol. Molécula. Tabla periódica. Símbolos químicos. Nombre de los elementos. Conceptos preliminares de unión química. Tipos. Electrones de valencia como responsables de la unión química. Número y estado de oxidación. Formulación de Lewis de algunas moléculas sencillas (unión covalente). Formulación de disociaciones simples (unión iónica). Ejercicios.

MÓDULO 3: Los compuestos inorgánicos. Teoría del octeto. Enlace iónico. Enlace covalente. Aniones y cationes. Número de oxidación. Reglas para la asignación del número de oxidación. Formulación de compuestos inorgánicos y nomenclatura. Compuestos binarios. Óxidos. Hidruros. Ácidos hidrácidos. Sales binarias. Compuestos ternarios. Ácidos oxácidos. Hidróxidos. Oxosales. Acidez y basicidad. El agua como ácido y como base. Significado del pH. Neutralización. Ejercicios.

MÓDULO 4: Definición de Reacciones químicas. Ecuaciones químicas. Balance de las reacciones químicas. Tipos de reacciones químicas. Cálculos estequiométricos. Ejercicios

MÓDULO 5: Conceptos básicos de moléculas orgánicas. Hidrocarburos. Concepto de radical y grupo funcional. Alkoholes. Éteres. Aminas. Compuestos con grupos carbonilo. Ésteres. Amidas. Lípidos. Hidratos de carbono. Proteínas. Ejercicios.

Régimen de aprobación de la materia

PARA APROBAR EL CURSO EL ALUMNO DEBERA CUMPLIR CON LOS SIGUIENTES REQUISITOS:

- a) Asistir al 80% de las clases teórico- prácticas.
- d) Aprobar el 100% de los exámenes parciales.

1. CLASES TEÓRICO- PRACTICAS

Las clases teórico-prácticas en introducción teórica de temas y prácticos de aula, con gran variedad de resolución de problemas.

2. EVALUACIONES PARCIALES

Para aprobar la asignatura el alumno deberá aprobar el 100% de los exámenes parciales.

CONDICION PROMOCION SIN EXAMEN FINAL: Se tomarán dos Examinaciones Parciales. Los exámenes constarán de quince preguntas. Para promocionar el alumno deberá contestar correctamente diez preguntas.

En el caso de no aprobar el alumno tiene la posibilidad de recuperar dos veces cada parcial. En el caso de no aprobar en ninguna de las instancias, el alumno automáticamente quedará en condición de LIBRE por parciales.

Dadas las características del curso con una intensiva parte práctica y considerando que se trata de una de las primeras materias de la carrera, en esta materia no puede rendirse el examen final como alumno libre.

Bibliografía

BIBLIOGRAFIA BASICA

- “Química”; Raymond Chang; Ed. McGraw-Hill, 10ª Edición, México, 2010.
- “Principios de Química – Los caminos del descubrimiento”; Peter Atkins & Loretta Jones; Ed. Médica Panamericana, 3ª Edición, Buenos Aires, 2005.

- “Guía de elementos de matemática, física y química”. 2012. Lic. en Enfermería. UNSL. Castro Pedro, Augsburger Susana.
- “Módulo de Química” Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia. UNSL. Zamora Miguel, Salonia José, Luconi Marta. 2016.
- “Química Orgánica”; Robert T. Morrison, Robert N. Boyd; Ed. Pearson – Addison Wesley, 5ª Edición, México, 1998.

BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTARIA

- “Química y reactividad química”; John C. Kotz, Paul M. Treichel, Gabriela Weaver, Ed. CENGAGE Learning, 6ª Edición, México, 2008.
- Raúl Núñez Cabello. www.ittakus.com. (Consultado: 24 de noviembre de 2010)
- Ledanois, Jean Marie; López de Ramos, Aura L.
- http://www.bipm.org/utis/common/pdf/si_brochure_8_en.pdf. (Consultado: 24 de noviembre de 2010).

Resumen de objetivos

Los objetivos a alcanzar por el alumno durante el curso consisten en a) incorporar conocimientos e información sobre diferentes temas básicos b) adquirir destrezas en la resolución de problemas-pensando en cómo abordarlos y que información obtener para resolverlos, aprendiendo a razonar y a organizar sus reflexiones.

Programa sintético

MÓDULO 1: Estados de la materia. Concentración de soluciones.

MÓDULO 2: Átomo y molécula.

MÓDULO 3: Introducción a compuestos orgánicos.

MODULO 4: reacciones químicas. Estequiometría.

MODULO 5: Compuestos inorgánicos. Acidez y basicidad

Imprevistos

De acuerdo a lo establecido por el Gobierno Nacional en el DECNU-520/2020 de distanciamiento social, obligatorio y preventivo, y ante la necesidad de reajustar el dictado de la materia, se establece que el dictado de la materia sea de manera virtual.

A los efectos de que se impartan todos los contenidos y se respete el crédito horario establecido en el Plan de estudios de la carrera para esta asignatura, se establece que se den teorías, prácticos de aula y consultas, hasta completar las 120 hs.

La metodología de la asignatura tiene las siguientes características:

- Videos explicativos de los temas a desarrollar.
- El dictado de las clases será mediante videoconferencias en plataformas tipo Zoom, Google Meet, y en lo posible con aulas virtuales con la plataforma MOODLE.