4. Cuando cada par de electrones sobre el átomo central se comparte con otro átomo, la estructura molecular tiene el mismo nombre del ordenamiento de pares electrónicos.

Número de pares	Nombre del ordenamiento
2	lineal
3	trigonal planar
4	tetraédrico

5. Cuando hay uno o más pares de electrones no compartidos alrededor del átomo central, el nombre de la estructura molecular es diferente al del ordenamiento de pares de electrones, como en los casos 4 y 5 de la tabla 1.

Zumdahl, S.S., "Fundamentos de Química", McGraw Hill. pág. 375, 1992.

UNIDAD V

LECTURAS COMPLEMENTARIAS

Fórmulas y nombres químicos. El lenguaje químico

LC 5.1 Nombre común aceptado internacionalmente de algunos compuestos

Compuesto	Nombre	Compuesto	Nombre
H_2O	agua	$CaSO_4 . 7H_2O$	yeso
CH_4	metano	C_2H_5OH	alcohol
SiH_4	silano	N_2O	gas hilarante
NH_3	amoníaco	PbO	litargirio
PH_3	fosfina	CaO	cal viva
AsH_3	arsina	$NaOH$	lejía o sosa
Al_2O_3	alúmina	KOH	potasa
$NaHCO_3$	bicarbonato de soda	$NH_4 Cl$	sal amoniacal
$Na_2B_4O_7 .10 H_2 O$	borax	$NaNO_3$	nitro de Chile
$CaCO_3$	calcita o mármol	$Ca (OH)_2$	cal apagada
$K_4HC_4H_4O_6$	cremor tártaro	$C_{12}H_{22}O_{11}$	azúcar o sacarosa
$MgSO_4 .7H_2O$	sal de Epsom	$NaCl$	sal

Dickson, T.R., "Introducción a la química", Publicación Cultural ,1990

LC 5.2(a) Lista de principales cationes

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 1 +		Valencia 2+	
H^+	hidrógeno	Be^{2+}	berilio
Li^+	litio	Mg^{2+}	magnesio
Na^+	sodio	Ca^{2+}	calcio
K^+	potasio	Sr^{2+}	estroncio
Cs^+	cesio	Ba^{2+}	bario
Ag^+	plata	Cd^{2+}	cadmio
NH_4^+	amonio	Zn^{2+}	zinc

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 3 +		Valencia 4+	
B^{3+}	boro	Si^{4+}	silicio
Al^{3+}	aluminio		

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 1+2+		Valencia 1+3+	
Cu^+	cobre (I)	Au^+	oro (I)
Cu^{2+}	cobre (II)	Au^{3+}	oro (III)
Hg^+	mercurio (I)	Tl^+	talio (I)
Hg^{2+}	mercurio (II)	Tl^{3+}	talio (III)

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 2+3+		Valencia 2+4+	
Fe^{2+}	hierro (II)	Mn^{2+}	manganeso (II)
Fe^{3+}	hierro (III)	Mn^{4+}	manganeso (IV)
Co^{2+}	cobalto (II)	Sn^{2+}	estaño (II)
Co^{3+}	cobalto (III)	Sn^{4+}	estaño (IV)
Cr^{2+}	cromo (II)	Pb^{2+}	plomo (II)
Cr^{3+}	cromo (III)	Pb^{4+}	plomo (IV)
Ni^{2+}	niquel (II)		
Ni^{3+}	niquel (III)		

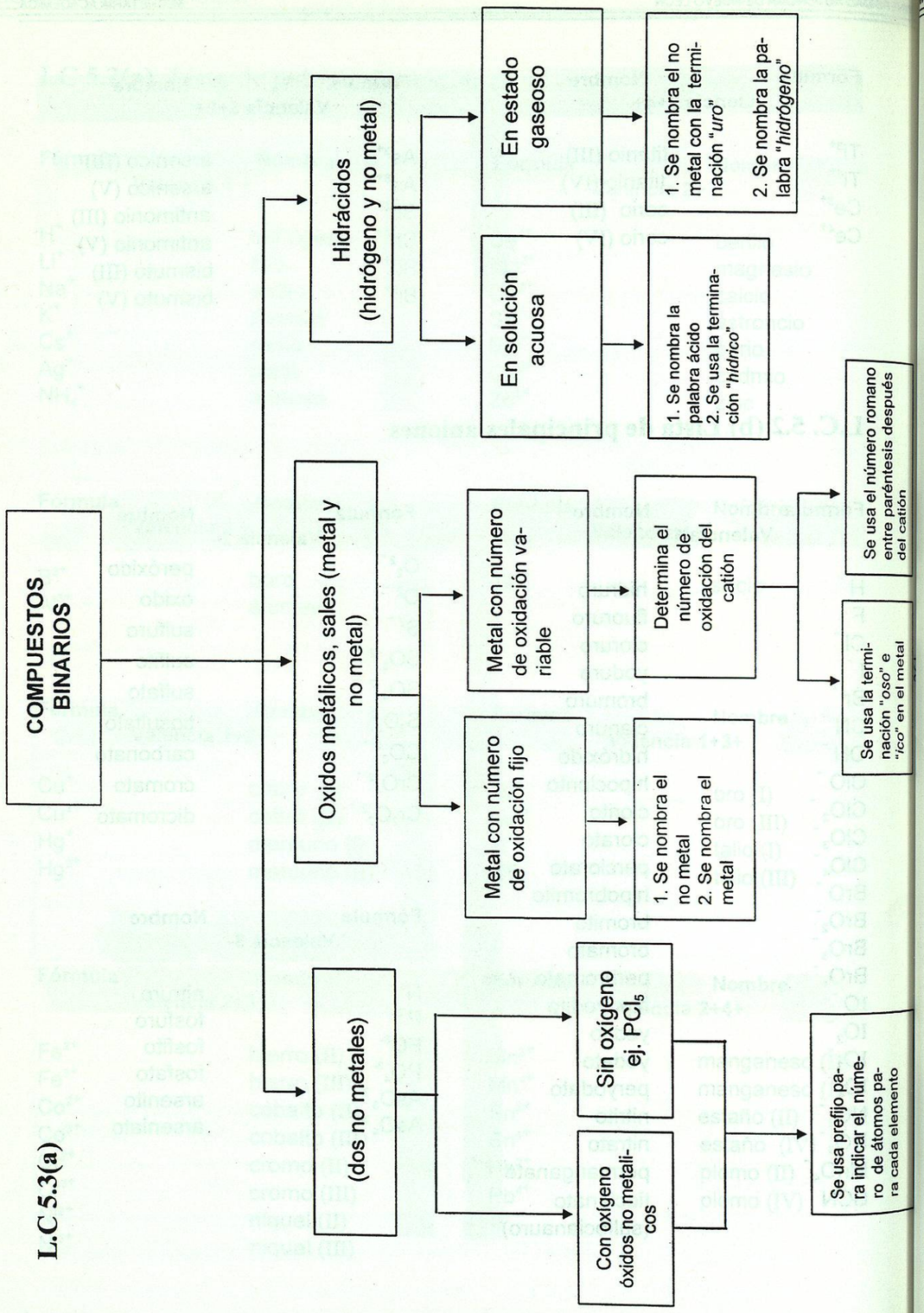
Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 3+4+		Valencia 3+5+	
Ti^{3+}	titanio (III)	As^{3+}	arsenico (III)
Ti^{4+}	titanio (IV)	As^{5+}	arsenico (V)
Ce^{3+}	cerio (III)	Sb^{3+}	antimonio (III)
Ce^{4+}	cerio (IV)	Sb^{5+}	antimonio (V)
		Bi^{3+}	bismuto (III)
		Bi^{5+}	bismuto (V)

L.C. 5.2 (b) Lista de principales aniones

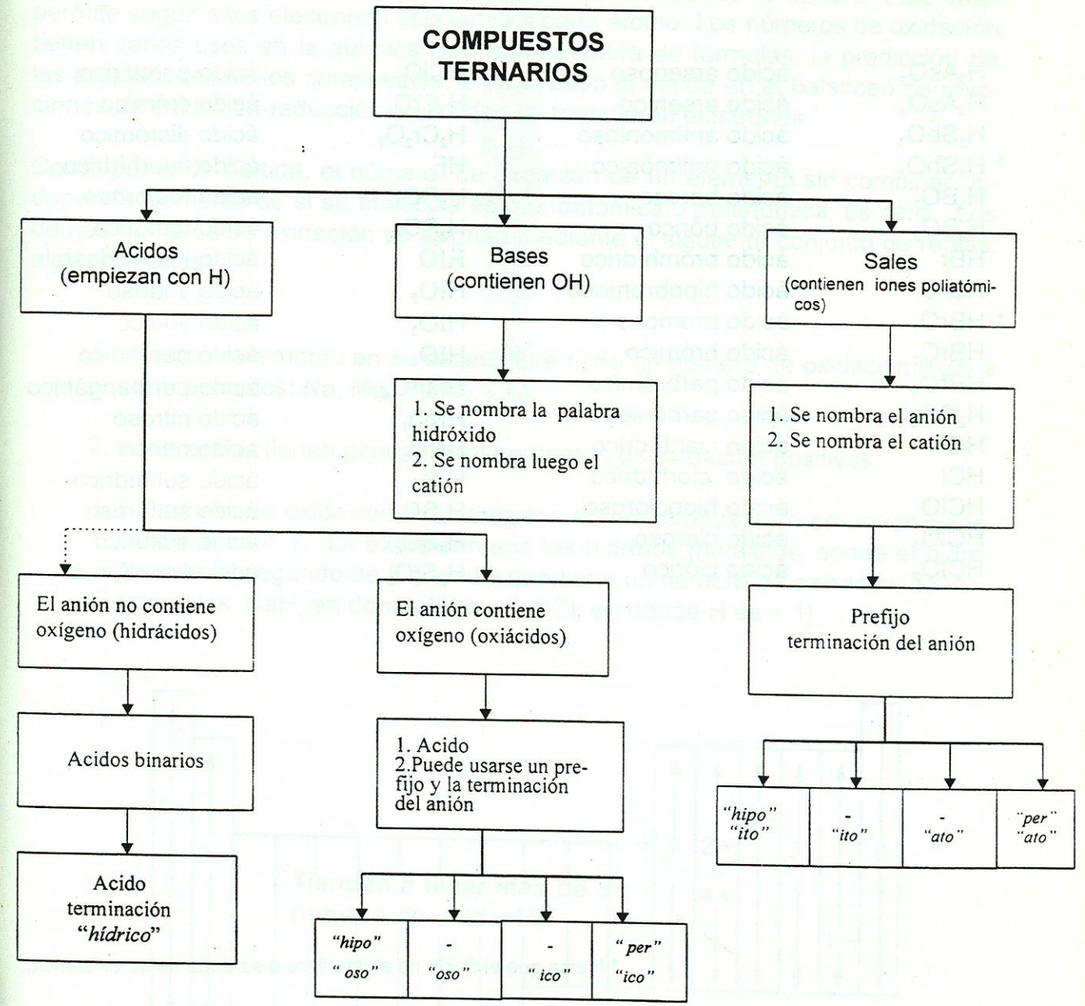
Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Valencia 1 -		Valencia 2-	
H^-	hidruro	O_2^{2-}	peróxido
F^-	fluoruro	O^{2-}	óxido
Cl^-	cloruro	S^{2-}	sulfuro
I^-	yoduro	SO_3^{2-}	sulfito
Br^-	bromuro	SO_4^{2-}	sulfato
CN^-	cianuro	$S_2O_3^{2-}$	tiosulfato
OH^-	hidróxido	CO_3^{2-}	carbonato
ClO^-	hipoclorito	CrO_4^{2-}	cromato
ClO_2^-	clorito	$Cr_2O_7^{2-}$	dicromato
ClO_3^-	clorato		
ClO_4^-	perclorato		
BrO^-	hipobromito		
BrO_2^-	bromito		
BrO_3^-	bromato		
BrO_4^-	perbromato		
IO^-	hipoyodito		
IO_2^-	yodito		
IO_3^-	yodato		
IO_4^-	peryodato		
NO_2^-	nitrito		
NO_3^-	nitrato		
MnO_4^-	permanganato		
SCN^-	tiocianato (sulfocianauro)		

Fórmula	Nombre
Valencia 3-	
N^{3-}	nitruro
P^{3-}	fosfuro
PO^{3-}	fosfito
PO_4^{3-}	fosfato
AsO_3^{3-}	arsenito
AsO_4^{3-}	arseniato

L.C 5.3(a)



L.C. 5.3(b)



Adaptado de: Hein, M.,"Transparencies for Foundations of College Chemistry", 8a. Ed.,Brooks/Cole Publishing Company.

LC 5.4 Lista de los principales ácidos inorgánicos

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
H_3AsO_3	ácido arsenoso	$HClO_4$	ácido perclórico
H_3AsO_4	ácido arsénico	H_2CrO_4	ácido crómico
H_3SbO_3	ácido antimonioso	$H_2Cr_2O_7$	ácido dicrómico
* H_3SbO_4	ácido antimónico	HF	ácido fluorhídrico
H_3BO_2	ácido boroso	H_3PO_3	ácido fosforoso
H_3BO_3	ácido bórico	H_3PO_4	ácido fosfórico
HBr	ácido bromhídrico	HIO	ácido hipoyodoso
HBrO	ácido hipobromoso	HIO_2	ácido yodoso
* $HBrO_2$	ácido bromoso	HIO_3	ácido yódico
$HBrO_3$	ácido brómico	HIO_4	ácido peryódico
$HBrO_4$	ácido perbrómico	$HMnO_4$	ácido permangánico
H_2CO_3	ácido carbónico	HNO_2	ácido nitroso
HCN	ácido cianhídrico	HNO_3	ácido nítrico
HCl	ácido clorhídrico	H_2S	ácido sulfhídrico
HClO	ácido hipocloroso	H_2SO_3	ácido sulfuroso
$HClO_2$	ácido cloroso	H_2SO_4	ácido sulfúrico
$HClO_3$	ácido clórico	$H_2S_2O_3$	ácido tiosulfúrico

* Indica que el ácido no existe libre o se duda de su existencia,

LC 5.5 Números de oxidación

El índice (o número) de oxidación, o estado de oxidación, de un elemento es un número entero asignado a dicho elemento en un compuesto o un ion. Este valor permite seguir a los electrones asociados a cada átomo. Los números de oxidación tienen varios usos en la química desde la escritura de fórmulas, la predicción de las propiedades de los compuestos, e incluyendo la ayuda en el balanceo de reacciones de oxidación-reducción en las que se transfieren electrones.

Como punto de partida, el número de oxdación de un elemento sin combinar, independientemente de si su molécula es monoatómica o poliatómica, es cero. Los demás números de oxidación se asignan mediante el siguiente conjunto de reglas, algo arbitrarias:

1. Cualquier elemento en su estado libre tiene un número de oxidación igual a cero (ejemplos: Na, Mg, H_2, O_2, Cl_2).
2. Los metales tienen generalmente números de oxidación positivos.
3. El número de oxidación del hidrógeno en un compuesto o en un ion generalmente es + 1. La excepción son los hidruros metálicos, donde el hidrógeno es el segundo de la fórmula que tiene un número de oxidación de -1 (ejemplos: NaH, en donde H es - 1, HCl, en donde H es + 1).

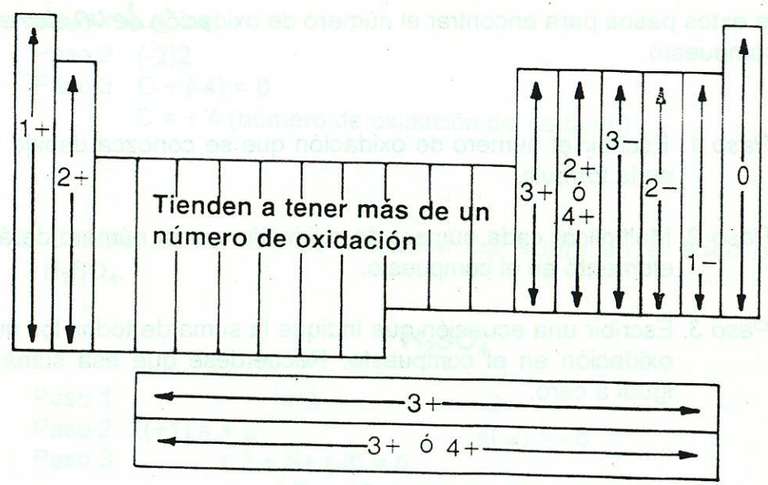


Figura 1 Las variaciones en los números de oxidación de los elementos

4. El número de oxidación del oxígeno en un compuesto o en un ion es generalmente - 2, con la excepción de los peróxidos, donde es -1 (ejemplos: en H_2O el O es -2, en H_2O_2, el O es -1).

5. El número de oxidación de un ion monoatómico es el mismo que la carga del ion (ejemplos: Cl^-, Mg^{2+}).

6. La suma algebraica de los números de oxidación para todos los átomos en un compuesto debe ser igual a cero.

7. La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos en un ion poliátomico (iones que contienen más de un átomo) debe ser igual a la carga del ion.

Los números de oxidación de muchos elementos se pueden predecir mediante su posición en la Tabla Periódica. En la Fig. 5.1, los grupos de elementos se identifican con su número de oxidación en la parte superior de determinadas columnas. Este número también muestra los números de oxidación para determinados iones comunes.

Los nombres, fórmulas y cargas iónicas de algunos iones poliatómicos comunes aparecen en la tabla 5.2. Se facilita la escritura de fórmulas de compuestos y de ecuaciones químicas cuando se conocen lo números de oxidación y las cargas iónicas.

Síganse estos pasos para encontrar el número de oxidación de un elemento dentro de un compuesto.

Paso 1. Escribir el número de oxidación que se conozca debajo del átomo en la fórmula.

Paso 2. Multiplicar cada número de oxidación por el número de átomos del elemento en el compuesto.

Paso 3. Escribir una ecuación que indique la suma de todos los números de oxidación en el compuesto. Recuérdese que esa suma debe ser igual a cero.

Tabla 5.2

Nombres, fórmulas y carga de algunosiones poliatómicos

Nombre	Fórmula	Carga	Nombre	Fórmula	Carga
Acetato	$C_2H_3O_2^-$	-1	Cianuro	CN^-	-1
Amonio	NH_4^+	+1	Dicromato	$Cr_2O_7^{2-}$	-2
Arsenato	AsO_4^{3-}	-3	Hidróxido	OH^-	-1
Bicarbonato	HCO_3^-	-1	Nitrato	NO_3^-	-1
Bisulfato	HSO_4^-	-1	Nitrito	NO_2^-	-1
Bromato	BrO_3^-	-1	Permanganato	MnO_4^-	-1
Carbonato	CO_3^{2-}	-2	Fosfato	PO_4^{3-}	-3
Clorato	ClO_3^-	-1	Sulfato	SO_4^{2-}	-2
Cromato	CrO_4^{2-}	-2	Sulfito	SO_3^{2-}	-2

Ejemplo 1. Calcular el número de oxidación del carbono en el dióxido de carbono,

$$CO_2$$

Paso 1 -2
Paso 2 (-2)2
Paso 3 C + (-4) = 0
C = + 4 (número de oxidación del carbono)

Ejemplo 2. Calcular el número de oxidación del azufre en el ácido sulfúrico, H_2SO_4.

$$H_2SO_4$$

Paso 1 + 1 -2
Paso 2 2(+1) = + 2 4(-2) = - 8
Paso 3 + 2 + S+ (-8) = 0
S = + 6

Práctica. Calcular el número de oxidación de (a) S en el Na_2SO_4, (b) As en el K_3AsO_4, (c) C en $CaCO_3$.

Respuestas: (a) S = + 6 (b) As = + 5 (c) C = + 4

Los números de oxidación en un ion poliatómico se calculan del mismo modo, recordando que en un ion poliatómico la suma de los números de oxidación debe ser igual a la carga del ion, en lugar de ser igual a cero.

Ejemplo 3. Calcular el número de oxidación del manganeso en el ion permanganato, MnO_4^-.

$$MnO_4^-$$

Paso 1 -2
Paso 2 (-2)
Paso 3 Mn + (8) = -1
Mn = + 7 (número de oxidación del manganeso)

Ejemplo 4. Calcular el número de oxidación del carbono en el ion oxalato, $C_2O_4^{2-}$

$$C_2O_4^{2-}$$

Paso 1 -2
Paso 2 (-2)4
Paso 3 2C + (-8) = -2
2C = + 6
C = + 3 (número de oxidación del C)

Práctica. Calcular los números de oxidación de (a) el N en el ion NH_4^+. (b) el Cr en el ion $Cr_2O_7^{2-}$, (c) el P en el ion PO_4^{3-}

Respuestas (a) N = - 3, (b) Cr = + 6, (c) P = + 5

(**Nota**: H es + 1 en (a) aun cuando está en segundo lugar en la fórmula . N no es un metal.)

Hein, M., "Química", Grupo Editorial Iberoamérica, 1992

UNIDAD VI

LECTURAS COMPLEMENTARIAS

Reacciones químicas. Cambios químicos en la materia

LC 6.1 Evidencias de que existe una reacción química

¿Cómo saber cuándo se ha producido una reacción química?. Es decir, ¿qué indicios permiten detectar que se efectúa un cambio químico?. En general, se observa que las reacciones químicas suelen producir indicios visuales. El acero cambia de un material liso y brillante a una sustancia color café rojizo que se desmenuza con facilidad al oxidarse; el cabello cambia de color al decolorarlo. El nylon sólido se forma cuando dos soluciones líquidas entran en contacto; cuando el gas natural reacciona con oxígeno aparece una flama azul. Por tanto, las reacciones químicas con frecuencia produen indicios visuales: un cambio de color, formación de un sólido, aparición de burbujas, una flama, etc. Sin embargo, no todas las reacciones son visibles. En ocasiones el único indicio de que se produce una reacción es un cambio de temperatura al desprenderse o absorberse calor.

En la tabla 6.1, se resumen algunos indicios comunes de producción de reacciones químicas y algunos ejemplos de reacciones en las que se observan estos indicios son los siguientes:

Cuando se añade ácido clorhídrico incoloro a una solución roja de nitrato de cobalto (II), la solución se hace azúl, lo que indica que se ha producido una reacción química. Se forma un sólido cuando se añade una solución de dicromato de sodio a otra de nitrato de plomo. Se forman burbujas de hidrógeno gaseoso cuando el calcio metálico reacciona con agua. El metano gaseoso reacciona con oxígeno para producir una flama en un mechero Bunsen.