

UNIDAD 2

LA COMBINACIÓN DE LOS ELEMENTOS

COMPUESTOS QUÍMICOS

Compuesto químico: Sustancia eléctricamente neutra formada por dos o más elementos diferentes en proporciones definidas. En los compuestos químicos los átomos interactúan entre ellos (están *unidos*) y esto hace que las propiedades sean diferentes a las de los elementos que lo forman.

Ejemplo: El agua (H₂O) es un compuesto químico con una proporción H:O de 2:1. Los átomos de hidrógeno y oxígeno interactúan para formar este compuesto y las propiedades del agua son completamente diferentes a las del hidrógeno y el oxígeno.

La combinación de los átomos da lugar a dos tipos de compuestos químicos:

- Moleculares: Están formados por moléculas.
- Iónicos: Están formados por iones.

Según el tipo de átomos que forma el compuesto se puede hacer una segunda clasificación;

- Compuestos orgánicos: Formados esencialmente por carbono (C) e hidrógeno (H).
- Compuestos inorgánicos: Formados otros elementos.

Compuestos moleculares. Fórmula empírica, molecular y estructural.

Los compuestos moleculares están formados por moléculas. Generalmente los compuestos moleculares están formados por combinación de elementos no metálicos. También hay algunos elementos que son moleculares en condiciones normales:

- Los que son gases: hidrógeno (H₂), oxígeno (O₂), nitrógeno (N₂)
- Los halógenos: Flúor (F₂), cloro (Cl₂), bromo (Br₂), yodo (I₂)
- Azufre (S₈) y fósforo (P₄)

Hay tres formas de expresar la composición y las proporciones entre átomos en estos compuestos:

- **Fórmula empírica:** Es una expresión que representa la proporción más simple en la que están presentes los átomos que forman un compuesto químico. Es por tanto la representación más sencilla de un compuesto.
- **Fórmula molecular:** Indica el número de átomos de cada clase presentes en la molécula.
- **Fórmula estructural:** Indica el modo en que los átomos están enlazados.

Ejemplo: La fórmula empírica del etano es CH_3 , pero cada molécula contiene 2 carbonos y 6 hidrógenos, así que su fórmula molecular es C_2H_6 . La fórmula estructural de este compuesto es: CH_3-CH_3

Iones y compuestos iónicos

Los compuestos iónicos están formados por iones que se unen por atracción entre cargas eléctricas opuestas, es decir, surge de la unión de aniones (A^-) y cationes (C^+), de forma que el compuesto formado es eléctricamente neutro. La fórmula de un compuesto iónico da la relación de aniones con cationes.

Los elementos metálicos suelen generar cationes y los no metálicos aniones (recordar que los átomos pierden o ganan electrones hasta que alcanzan el número de electrones del gas noble más próximo), por lo que los compuestos iónicos suelen ser el producto de la unión de metales con no metales.

Ejemplo: Los iones Cl^- y Ca^{2+} se combinan para formar $CaCl_2$ que es un compuesto iónico. La fórmula del compuesto iónico indica que por cada Ca^{2+} hay 2 Cl^- , de forma que el compuesto final es eléctricamente neutro.

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

La formulación es la representación de los compuestos químicos mediante fórmulas que contienen los símbolos de los átomos, subíndices que indican el número de átomos de cada tipo que forman el compuesto y, en el caso de iones, un superíndice que indica la carga (valor y signo) del ión.

$$\begin{aligned} \text{Fórmula de un compuesto: } & A_yB_x \\ \text{Fórmula de un ión: } & A^{x+} ; B^{y-} ; A_yB_z^{-n} \end{aligned}$$

Las reglas de nomenclatura son formas acordadas internacionalmente para nombrar los compuestos. Estas reglas son diferentes para compuestos inorgánicos y orgánicos.

Nomenclatura de compuestos inorgánicos. Estados de oxidación. Algunas reglas.

Hay tres nomenclaturas para compuestos inorgánicos: La tradicional (T), la Stock y la sistemática o IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada). La tendencia actual es utilizar la nomenclatura Sistemática.

Estados de oxidación

Para formular y nombrar correctamente los compuestos inorgánicos es imprescindible conocer los estados de oxidación (o *valencias*) de los distintos elementos de la tabla periódica. Los metales presentan solo estados de oxidación positivos mientras que los

Principios básicos de química. UNIDAD 2

OpenCourseWare Universidad Carlos III de Madrid 2011/2012

Autora: María González

no metales presentan valencias positivas y negativas. Todos los elementos se pueden encontrar en estado de oxidación cero.

Tabla de valencias (estados de oxidación)

Elementos	Valencia -	Valencia(s) +
H	- 1	+ 1
Li, Na, K, Rb, Cs, Fr		+ 1
Be, Mg, Ca, Sr, Ba		+ 2
B	- 3	+ 3
Al, Ga, In		+ 3
Tl		+ 1, + 3
C, Si	- 4	+ 2, + 4
Ge, Sn, Pb		+ 2, + 4
N	- 3	+ 1, + 2, + 3, + 4, + 5
P, As, Sb	- 3	+ 1, + 3, + 5
Bi		+ 3, + 5*
O	- 2, -1 (O ₂ ²⁻ , peróxidos)	
S, Se, Te	- 2	+ 2, + 4, + 6
Po		+ 2, + 4
F	- 1	
Cl, Br, I, At	- 1	+ 1, + 3, + 5, + 7
Fe, Co, Ni		+ 2, + 3
Cr		+ 2, + 3, + 6*
Mn		+ 2, + 3, + 4, + 7*
Cu, Hg		+ 1, + 2
Zn, Cd		+ 2
Au		+ 1, + 3
Ag		+ 1

* Con ese estado de oxidación se comportan como no metales

Links útiles:

<http://www.100ciaquimica.net/forin/>

<http://www.educared.org/global/anavegar3/premiados/ganadores/b/1046/formulacionynomenclatura.htm>

<http://www.educaquia.com/apuntes/apuntes/quimica/FORMULACION/INORGANICA.pdf>

Y haz ejercicios:

http://www.latizavirtual.org/quimica/quim_ino.html

<http://www.100ciaquimica.net/forin/>

<http://personal.telefonica.terra.es/web/macyo/progformu.htm>

Principios básicos de química. UNIDAD 2

OpenCourseWare Universidad Carlos III de Madrid 2011/2012

Autora: María González

Reglas de formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos

FORMULACIÓN INORGÁNICA															
Terminaciones: Para elementos con valencias positivas															
Nº de valencias	Valencia más baja	Valencia baja	Valencia alta	Valencia más alta											
1			-ico												
2		-oso	-ico												
3	hipo- -oso	-oso	-ico												
4	hipo- -oso	-oso	-ico	per- -ico											
			PERÓXIDOS (M₂O₂ y M₂O₂)												
			M ^{1+(0z+)} +O ₂ ²⁻ → M ₂ O ₂ (ó MO ₂) T: Peróxido ____ -oso/-ico Stock: Peróxido de ____ (I (ó II)) IUPAC: Dióxido de	Ej: Li ¹⁺ +O ₂ ²⁻ → Li ₂ O ₂ T: Peróxido lítico Stock: Peróxido de litio (I) IUPAC: Dióxido de dilitio											
IONES															
Cationes (M^{y+})			Aniones (X⁻)												
M ^{y+} T: Ión ____-oso/-ico IUPAC: Ión ____ (y)		Ej: Fe ²⁺ T: Ión ferroso IUPAC: Ión hierro (II)	X ⁻ T: Ión ____-uro IUPAC: Ión ____-uro												
		Ej: Cl ⁻ T: Ión cloruro IUPAC: Ión cloruro													
COMBINACIONES CON HIDRÓGENO															
Hidruros metálicos (MH_m)			Haluros de halógeno (H_xX) (X= F, Cl, Br, I, S, Se o Te)												
M ^{y+} + H ¹⁺ → MH _y T: Hidruro ____-oso/-ico Stock: IUPAC: __hidruro de ____		Hg ²⁺ + H ¹⁺ → HgH ₂ T: Hidruro mercuríco Stock: Hidruro de mercurio (II) IUPAC: dihidruro de mercurio	X ⁻ + H ¹⁺ → H _x X T: Ácido ____-hídrico IUPAC: ____-uro de hidrógeno												
		F ⁻ + H ¹⁺ → HF T: Ácido fluorhídrico IUPAC: Fluoruro de hidrógeno													
Hidruros volátiles (XH_x) (X=N, P, As, Sb, O, C, Si, Ge)			HIDRÓXIDOS (M(OH)_y)												
X ⁻ + H ¹⁺ → XH _x IUPAC: __hidruro de ____		N ³⁻ + H ¹⁺ → NH ₃ IUPAC: trihidruro de nitrógeno	M ^{y+} + (OH) ⁻¹ → M(OH) _y T: Hidróxido ____-oso/-ico Stock: Hidróxido de ____ (y) IUPAC: __hidróxido de ____												
		Pb ⁴⁺ + (OH) ⁻¹ → Pb(OH) ₄ T: Hidróxido plúmbico Stock: Hidróxido de plomo(IV) IUPAC: tetrahidróxido de plomo													
SALES BINARIAS															
Combinaciones metal-no metal (M_xX_y)			Combinaciones no metal-no metal (A_xX_n)												
M ^{y+} + X ⁻ → M _x X _y T: ____-uro ____-oso/-ico Stock: ____-uro de ____ (y) IUPAC: __ ____-uro de ____		Fe ³⁺ + S ²⁻ → Fe ₂ S ₃ T: Sulfuro férrico Stock: Sulfuro de hierro (III) IUPAC: trisulfuro de dihierro	A ^{m+} + X ⁻ → A _x X _n <i>El más electronegativo actúa con valencia negativa, el otro con positiva</i> T: ____-uro ____-oso/-ico Stock: ____-uro de ____ (n) IUPAC: ____-uro de ____												
		Br ³⁺ + F ⁻ → BrF ₃ T: Fluoruro bromoso Stock: Fluoruro de bromo (III) IUPAC: trifluoruro de bromo													
ÓXIDOS															
Oxidos metálicos (M₂O_y)			Oxidos no metálicos (X₂O_y)												
M ^{y+} + O ²⁻ → M ₂ O _y T: Óxido ____-oso/-ico Stock: Óxido de ____ (y) IUPAC: trióxido de ____		Fe ³⁺ + O ²⁻ → Fe ₂ O ₃ T: Óxido férrico Stock: Óxido de hierro (III) IUPAC: trióxido de dihierro	X ^{y+} + O ²⁻ → X ₂ O _y T: Anhídrido ____-oso/-ico Stock: Óxido de ____ (y) IUPAC: __óxido de ____												
		C ⁴⁺ + O ²⁻ → CO ₂ T: Anhídrido carbónico Stock: Óxido de carbono (IV) IUPAC: dióxido de carbono													
OXOÁCIDOS (H _m X _n O _z)															
X _n O _y +H ₂ O → H _m X _n O _z T: Ácido ____-oso/-ico Stock: Ácido __oxo __ico(y) IUPAC: __oxo __ato (y) de hidrógeno		SO ₃ + H ₂ O → H ₂ SO ₄ T: Ácido sulfurico Stock: Ácido tetraoxosulfurico (VI) IUPAC: tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno	Casos especiales: Prefijos												
		<table border="1"> <thead> <tr> <th></th> <th>*Meta-</th> <th>Piro-</th> <th>Orto-</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Valencia impar</td> <td>1óxido+1H₂O</td> <td>1óxido+2H₂O</td> <td>1óxido+3H₂O</td> </tr> <tr> <td>Valencia par</td> <td>1óxido+1H₂O</td> <td>2óxido+1H₂O</td> <td>1óxido+2H₂O</td> </tr> </tbody> </table>			*Meta-	Piro-	Orto-	Valencia impar	1óxido+1H ₂ O	1óxido+2H ₂ O	1óxido+3H ₂ O	Valencia par	1óxido+1H ₂ O	2óxido+1H ₂ O	1óxido+2H ₂ O
	*Meta-	Piro-	Orto-												
Valencia impar	1óxido+1H ₂ O	1óxido+2H ₂ O	1óxido+3H ₂ O												
Valencia par	1óxido+1H ₂ O	2óxido+1H ₂ O	1óxido+2H ₂ O												
		* No se suele poner P ₂ O ₃ + 2H ₂ O → H ₄ P ₂ O ₅ T: Ácido pirofosforoso Stock: Ácido pentaoxoforforico (III) IUPAC: pentaoxofosfato (III) de hidrógeno													
SALES TERNARIAS u OXISALES (M _m (X _n O _z) _y)			OXOANIONES (X _n O _z ^{m-})												
H _m X _n O _z → M _m (X _n O _z) _k <i>Se substituyen los H⁺ por M^{y+}</i> T: ____-ito(oso)/-ato(ico) ____-oso/ico IUPAC: __oxo __ato (y) de ____ (k)		H ₂ SO ₄ + Fe ³⁺ → Fe ₂ (SO ₄) ₃ T: Sulfato férrico IUPAC: tetraoxosulfato (VI) de hierro (III)	H _m X _n O _z → X _n O _z ^{m-} T: Ión ____-ito(oso)/-ato(ico) IUPAC: Ión __oxo __ato (y)												
		H ₂ SO ₄ → SO ₄ ²⁻ T: Ión sulfato IUPAC: Ión tetraoxosulfato (VI)													

Principios básicos de química. UNIDAD 2

OpenCourseWare Universidad Carlos III de Madrid 2011/2012

Autora: María González

Nomenclatura orgánica. Reglas de formulación y nomenclatura

FORMULACIÓN ORGÁNICA

Cada átomo de carbono tiene 4 enlaces

Esquema general de nomenclatura: $N^{\circ}C$ -**prefijo 2^o** - $N^{\circ}C$ -**prefijo 1^o**- **Raíz** - $N^{\circ}C$ -**sufijo 1^o** - **sufijo 2^o**

Cadena principal:

- Contiene el grupo funcional principal; se nombra como sufijo
- Más larga
- Más sustituida
- Mayor número de enlaces múltiples; se nombran como sufijos 1^o
- Se numera comenzando por el extremo más próximo al grupo funcional principal
- Si la cadena de átomos de carbono es cerrada se llama con el prefijo ciclo y el nombre del hidrocarburo con el mismo número de átomos de carbono.

Cadenas sustituyentes:

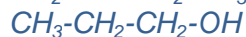
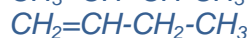
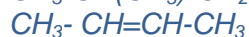
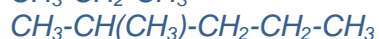
- Se nombran como prefijo por orden alfabético
- Se antepone el n^o del C de la cadena principal sobre el que se encuentran
- Cuando hay varios sustituyentes idénticos, se agrupan indicando con un prefijo el número de ellos, (di, tri, tetra ...), pero numerándolos todos según sus posiciones.

Prioridad de grupos funcionales:

ácido >anhídrido>amida>aldehido>cetona>alcohol>amina>haluro de alquilo>alqueno>alquino>alcano

Raíces				Grupos funcionales		
Nº de C	Grupo	Prefijo	Radical	Nombre	Grupo	Sufijo
1	CH ₃ -	Met-	Metil	Alcano	-C-C-	-ano
2	CH ₃ -CH ₂ -	Et-	Etil	Alqueno	-C=C-	-eno
3	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -	Prop-	Propil	Alquino	-C≡C-	-ino
4	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -	But-	Butil	Alcohol	-OH	-ol
5	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -	Pent-	Pentil	Ácido	-COOH	Ácido____-oico
3	-CH(CH ₃) ₂	-	Isopropil	Amina	-NH ₂	-amina
4	-CH ₂ -CH(CH ₃) ₂	-	Isobutil	Aldehido	-CHO	-al
4	-CH(CH ₃)-CH ₂ -CH ₃	-	Secbutil	Cetona	-CO-	-ona
4	-C(CH ₃) ₃	-	Terbutil	Amida	-CONH ₂	-amida

Ejemplos:



Propano

2-metil-pentano

2-buteno

1-buteno

Propanol

Ácido etanoico /Ácido acético

Links útiles: <http://www.100ciaquimica.net/fororg/index.htm>

Y haz ejercicios: <http://www.terra.es/personal6/igallego2/formulacion/Formu11pO.htm>

MOL Y MASA. CONCEPTO DE MOL. MASA MOLAR. CONVERSIONES

Mol: Molécula gramo. Es el número de átomos de ^{12}C que hay en 12g de carbono.

$$1 \text{ mol} = \underbrace{6,023 \cdot 10^{23}}_{N_a \text{ (número de Avogadro)}} \text{ objetos}$$

Cuando decimos “un mol” tenemos que especificar de qué (de átomos, de moléculas, de iones...), igual que cuando decimos “una docena” especificamos si es de huevos, de rosas...

Ejemplo: La población de España en 2010 era 48351532 habitantes. ¿Cuántos moles de habitantes había en el país?

$$n = 48351532 \text{ habitantes} / (6,023 \cdot 10^{23} \text{ habitantes/mol}) = 8,028 \cdot 10^{-17} \text{ mol}$$

Masa molar o masa molecular (M_m): Masa correspondiente a un mol. En compuestos moleculares se refiere a la masa por mol de moléculas, en compuestos iónicos se refiere a la masa por fórmula unitaria. La masa molar de un compuesto es la suma de las masas molares de los elementos que lo forman teniendo en cuenta la proporción de cada uno de ellos en el compuesto.

Ejemplo: Calcula la masa molecular propanol y del carbonato sódico

Propanol: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$

$$M_m = 4 \cdot M_{\text{Carbono}} + 8 \cdot M_{\text{Hidrógeno}} + 1 \cdot M_{\text{Oxígeno}} = 4 \cdot 12 \text{ g/mol} + 8 \cdot 1 \text{ g/mol} + 1 \cdot 16 \text{ g/mol} = 65 \text{ g/mol}$$

Carbonato sódico: Na_2CO_3

$$M_m = 2 \cdot M_{\text{Sodio}} + 1 \cdot M_{\text{Carbono}} + 3 \cdot M_{\text{Oxígeno}} = 2 \cdot 23 \text{ g/mol} + 1 \cdot 12 \text{ g/mol} + 3 \cdot 16 \text{ g/mol} = 106 \text{ g/mol}$$

Si nos fijamos en las unidades, la masa está relacionada con la masa molar y el número de moles:

$$m = n \cdot M_m$$

Donde

$m = \text{masa (g)}$

$n = \text{número de moles (mol)}$

$M_m = \text{Masa molar (g/mol)}$

Históricamente muchas veces se habla de pesos atómicos y pesos moleculares en vez de masas atómicas y masas molares. ¡Recuerda que la palabra PESO hace referencia a FUERZA!

Ejemplo: La sal común es cloruro sódico. ¿Cuántos moles de sal común hay en un paquete de 1Kg? ¿Cuántas moléculas?

La fórmula del cloruro sódico es NaCl y su masa por mol (M_m) 58,5g/mol.

$$n = m / M_m = 1000 \text{ g} / (58,5 \text{ g/mol}) = \underline{17,09 \text{ mol}}$$

$$N^\circ \text{ de moléculas} = 17,09 \text{ mol} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = \underline{1,0296 \cdot 10^{25} \text{ moléculas}}$$

Principios básicos de química. UNIDAD 2

OpenCourseWare Universidad Carlos III de Madrid 2011/2012

Autora: María González

Lectura obligatoria: *“Principios de Química. Los caminos del descubrimiento”*. Autores: Peter Atkins y Loretta Jones. Editorial Médica Panamericana. Capítulo de Fundamentos.