



La educación  
es de todos

Mineducación



# QUÍMICA

Guía de Apoyo Educativo en el área de  
Ciencias Naturales

Grado 8° de educación básica secundaria

Temas

Funciones inorgánicas, reacciones, leyes ponderales y  
balanceo de ecuaciones químicas

Autor:

Diana Cristina Benavides Peña

## **PRESENTACIÓN**

La Guía de Apoyo Educativo (GAE) tiene como finalidad que a través de la adaptación de temas en el área de ciencias naturales específicamente en química, los estudiantes ciegos y de baja visión de grado octavo, puedan acceder a temáticas establecidas por MEN según estándares en ciencias naturales, los cuales, son fundamentales para el aprendizaje accediendo está a través de la biblioteca virtual del INCI.

## **OBJETIVOS**

Que tanto los estudiantes con baja visión o ciegos puedan acceder a textos que contengan temas y actividades referentes a los mismos, como cualquier otro estudiante de grado octavo y así generar iguales condiciones en el proceso de aprendizaje.

Todas las personas sin importar su condición, puedan acceder a este texto de química para grado octavo a través de la biblioteca virtual del INCI.

*La presente guía de apoyo fue conformada a través de la adaptación de textos en química de grado octavo, por la licenciada en Química Diana Cristina Benavides Peña para el Instituto Nacional para Ciegos INCI, con destino a la Biblioteca Virtual.*

# TABLA DE CONTENIDO

<b>1</b>	<b>SIMBOLOGÍA PARA LA CORRECTA LECTURA DE LA GUIA DE APOYO .....</b>	<b>8</b>
<b>2</b>	<b>MOL Y NÚMERO DE AVOGADRO, MASA MOLAR, COMPOSICIÓN PORCENTUAL, FORMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR .....</b>	<b>36</b>
2.1	CANTIDAD DE SUSTANCIA (MOL) Y NÚMERO DE AVOGADRO .....	36
2.2	MASA MOLAR (M) DE LOS COMPUESTOS .....	42
2.2.1	<i>Conversión mol-gramo .....</i>	<i>45</i>
2.3	COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE LAS SUSTANCIAS .....	48
2.4	FORMULA EMPÍRICA .....	52
2.4.1	<i>Cálculo de fórmulas empíricas .....</i>	<i>52</i>
2.5	FÓRMULA MOLECULAR .....	56
2.5.1	<i>Cálculo de la fórmula molecular .....</i>	<i>57</i>
2.6	ACTIVIDAD.....	58
<b>3</b>	<b>REACCIONES QUÍMICAS Y SU CLASIFICACIÓN .....</b>	<b>62</b>
3.1	LAS ECUACIONES QUÍMICAS .....	63
3.2	VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS .....	66
3.3	MECANISMO DE UNA REACCIÓN QUÍMICA .....	68
3.4	EQUILIBRIO EN LAS ECUACIONES.....	69
3.5	REACCIONES QUÍMICAS Y LA ENERGÍA .....	70
3.5.1	<i>Calor de reacción .....</i>	<i>72</i>
3.5.2	<i>Unidades para expresar la energía en una reacción .....</i>	<i>72</i>
3.5.3	<i>Intercambios de calor en las reacciones.....</i>	<i>73</i>
3.5.3.1	Reacciones exotérmicas .....	73
3.5.3.2	Reacciones endotérmicas .....	74
3.5.4	<i>clasificacion de las reacciones quimicas .....</i>	<i>75</i>
3.5.4.1	Reacciones de composición o de síntesis .....	75

3.5.4.2 Reacciones de descomposición.....	76
3.5.5 Reacciones de desplazamiento simple .....	77
3.5.6 Reacciones de desplazamiento doble.....	78
3.5.7 Reacciones de oxidación-reducción (redox).....	79
3.5.8 Reacciones de neutralización.....	79
3.5.9 Reacciones reversibles .....	80
3.5.10 Reacciones irreversibles.....	81
3.5.11 otras reacciones que suceden en el entorno .....	81
3.5.11.1.....	Fotosíntesis
81	
3.5.11.2.....	Respiración celular
82	
3.5.11.3.....	Combustión
82	
3.5.11.4.....	Corrosión de metales.
84	
3.5.11.5.....	Putrefacción de la materia orgánica.
85	
3.6 ACTIVIDAD .....	85

#### **4 NÚMERO DE OXIDACIÓN Y FUNCIONES INORGÁNICAS CON NOMECLATURA ..... 87**

4.1 NÚMERO DE OXIDACIÓN.....	88
4.2 FUNCIONES QUÍMICAS INÓRGANICAS Y SU NOMENCLATURA.....	88
4.2.1 Función óxido.....	89
4.2.2 Función hidróxido .....	94
4.2.3 Función ácido.....	95
4.2.4 Función sal .....	98
4.2.4.1 Sales neutras, ácidas, básicas y dobles .....	101
4.2.5 Función hidruro .....	103

4.2.6	<i>Peróxidos y fluoruros</i> .....	103
4.3	ACTIVIDAD.....	104
<b>5</b>	<b>LEYES PONDERALES DE LA MATERIA .....</b>	<b>108</b>
5.1	LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA. ....	109
5.2	LEY DE LA COMPOSICIÓN DEFINIDA O LEY DE PROUST .....	113
5.3	LEY DE DALTON O DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES.....	114
5.4	LEY DE LAS PROPORCIONES RECÍPROCAS .....	117
5.5	LEY DE GAY-LUSSAC O LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN .....	118
5.6	CTIVIDAD .....	119
<b>6</b>	<b>BALANCEO DE ECUACIONES Y ESTEQUIOMETRÍA.....</b>	<b>124</b>
6.1	MÉTODOS PARA BALANCEAR UNA ECUACIÓN QUÍMICA .....	124
6.1.1	<i>Método de tanteo</i> .....	126
6.1.2	<i>método de óxido reducción</i> .....	130
6.1.3	<i>Método algebraico.....</i>	134
6.1.4	<i>Balanceo de ecuaciones por el método del ion-electrón .....</i>	138
6.2	ESTEQUIOMETRÍA .....	139
6.2.1	<i>estequimetría y rendimiento</i> .....	140
6.2.2	<i>Reactivo límite</i> .....	142
6.3	ACTIVIDAD.....	145
<b>7</b>	<b>BIBLIOGRAFÍA.....</b>	<b>150</b>
IMAGEN 1.	FORMULA DE AGUA .....	43
IMAGEN 2.	FORMULA MOLECULAR DEL HIDRÓXIDO DE CALCIO. ....	44
IMAGEN 3.	REACCIÓN MOLECULAR PARA LA FORMACIÓN DE ÁCIDO CLORHÍDRICO. ....	64

IMAGEN 4. ESTRUCTURA MOLECULAR DE LOS REACTIVOS Y PRODUCTOS EN LA REACCIÓN QUÍMICA PARA FORMAR DIÓXIDO DE CARBONO. ....	68
IMAGEN 5. MÁS QUE CIENCIA.....	76
IMAGEN 6. MÁS QUE CIENCIA.....	77
IMAGEN 7. MÁS QUE CIENCIA.....	80
IMAGEN 8.MÁS QUE CIENCIA.....	80
IMAGEN 9. MÁS QUE CIENCIA.....	84
IMAGEN 10. MÁS QUE CIENCIA.....	85
IMAGEN 11. REGLAS DE NOMENCLATURA PARA SALES. ....	99
IMAGEN 12. DOS FRASCOS DE PRECIPITADO. ....	107
IMAGEN 13. ECUACIÓN MOLECULAR PARA LA FORMACIÓN DE AGUA. ....	112
IMAGEN 14.LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES DE DALTON PARA DOS ÓXIDOS DE COBRE. ....	116
IMAGEN 15.REPRESENTACIÓN MOLECULAR DE LA COMBUSTIÓN DEL METANO. ....	120
TABLA 1. SÍMBOLOS QUÍMICOS QUE FACILITAN LA LECTURA DE LA GUÍA. ....	8
TABLA 2. PROPIEDADES DE MASA ATÓMICA, MASA MOLAR Y NÚMERO DE AVOGADRO DE ALGUNOS ELEMENTOS QUÍMICOS.....	39
TABLA 3. RAZÓN MOLAR Y ATÓMICA DE ALGUNOS COMPUESTOS. ....	51
TABLA 4. PORCENTAJES Y MASA MOLAR DE DIFERENTES COMPUESTOS. ....	61
TABLA 5. SÍMBOLOS DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS.....	65
TABLA 6. CANTIDAD DE ÁTOMOS EN REACTIVOS Y PRODUCTOS DE LA REACCIÓN. ....	70

TABLA 7. REGLAS DE NOMENCLATURA IUPAC Y STOCK PARA ÓXIDOS DE CLORO.....	92
TABLA 8. GRUPO FUNCIONAL SEGÚN FUNCIÓN QUÍMICA. ....	105
TABLA 9. PORCENTAJE DE ELEMENTOS QUE FORMAN LOS DOS ÓXIDOS DE COBRE.....	115
TABLA 10. ÁTOMOS O MOLÉCULAS QUE PARTICIPAN EN LA REACCIÓN DE COMBUSTIÓN DEL GAS METANO.....	122
MAPA CONCEPTUAL 1. CARACTERÍSTICAS DE FORMACIÓN Y NOMENCLATURA DE ÓXIDOS.....	93
MAPA CONCEPTUAL 2. CARACTERÍSTICAS DE CLASIFICACIÓN, FORMACIÓN Y NOMENCLATURA DE LOS ÁCIDOS. ....	97
MAPA CONCEPTUAL 3. CLASIFICACIÓN DE LAS SALES.....	101
MAPA CONCEPTUAL 4. CARACTERÍSTICAS REDOX DE LOS ELEMENTOS EN UNA REACCIÓN DE ÓXIDO REDUCCIÓN. ....	131

# 1 SIMBOLOGÍA PARA LA CORRECTA LECTURA DE LA GUIA DE APOYO

*Tabla 1. Símbolos químicos que facilitan la lectura de la guía.*

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Actinio	<b>Ac</b>	A mayúscula y c minúscula
Aluminio	<b>Al</b>	A mayúscula y l minúscula
Americio	<b>Am</b>	A mayúscula y m minúscula
Antimonio	<b>Sb</b>	S mayúscula y b minúscula
Argón	<b>Ar</b>	A mayúscula y r minúscula
Arsénico	<b>As</b>	A mayúscula y s minúscula
Ástato	<b>At</b>	A mayúscula y t minúscula
Azufre	<b>S</b>	S mayúscula
Bario	<b>Ba</b>	B mayúscula y a minúscula
Berilio	<b>Be</b>	B mayúscula y e minúscula
Bismuto	<b>Bi</b>	B mayúscula con i minúscula
Boro	<b>B</b>	B mayúscula
Bromo	<b>Br</b>	B mayúscula y r minúscula
Calcio	<b>Ca</b>	C mayúscula y a minúscula
Carbono	<b>C</b>	C mayúscula



NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Cerio	<b>Ce</b>	C mayúscula con e minúscula
Cesio	<b>Cs</b>	C mayúscula con s minúscula
Cloro	<b>Cl</b>	C mayúscula y l minúscula
Cobalto	<b>Co</b>	C mayúscula y o minúscula
Cobre	<b>Cu</b>	C mayúscula con u minúscula
Cromo	<b>Cr</b>	C mayúscula y r minúscula
Escandio	<b>Sc</b>	S mayúscula y c minúscula
Estaño	<b>Sn</b>	S mayúscula y n minúscula
Estroncio	<b>Sr</b>	S mayúscula y r minúscula
Flúor	<b>F</b>	F mayúscula
Fósforo	<b>P</b>	P mayúscula
Francio	<b>Fr</b>	F mayúscula y r minúscula
Galio	<b>Ga</b>	G mayúscula y a minúscula
Germanio	<b>Ge</b>	G mayúscula con e minúscula
Hafnio	<b>Hf</b>	H mayúscula y f minúscula
Helio	<b>He</b>	H mayúscula con e minúscula
Hidrógeno	<b>H</b>	H mayúscula
Hierro	<b>Fe</b>	F mayúscula y e minúscula
Holmio	<b>Ho</b>	H mayúscula y o minúscula

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Indio	<b>In</b>	I mayúscula y n minúscula
Iodo	<b>I</b>	I mayúscula
Iridio	<b>Ir</b>	I mayúscula con r minúscula
Itrio	<b>Y</b>	Y mayúscula
Kriptón	<b>Kr</b>	K mayúscula y r minúscula
Lantano	<b>La</b>	L mayúscula y a minúscula
Lawrencio	<b>Lr</b>	L mayúscula y r minúscula
Litio	<b>Li</b>	L mayúscula con i minúscula
Lutecio	<b>Lu</b>	L mayúscula con u minúscula
Magnesio	<b>Mg</b>	M mayúscula con g minúscula
Manganeso	<b>Mn</b>	M mayúscula con n minúscula
Mendelevio	<b>Md</b>	M mayúscula con d minúscula
Mercurio	<b>Hg</b>	H mayúscula con g minúscula
Molibdeno	<b>Mo</b>	M mayúscula con o minúscula
Neodimio	<b>Nd</b>	N mayúscula y d minúscula
Neón	<b>Ne</b>	N mayúscula con e minúscula
Neptunio	<b>Np</b>	N mayúscula y p minúscula
Niobio	<b>Nb</b>	N mayúscula y b minúscula
Níquel	<b>Ni</b>	N mayúscula con i minúscula

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Nitrógeno	<b>N</b>	N mayúscula
Nobelio	<b>No</b>	N mayúscula con o minúscula
Oro	<b>Au</b>	A mayúscula con u minúscula
Osmio	<b>Os</b>	O mayúscula y s minúscula
Oxígeno	<b>O</b>	O mayúscula
Paladio	<b>Pd</b>	P mayúscula y d minúscula
Plata	<b>Ag</b>	A mayúscula y g minúscula
Platino	<b>Pt</b>	P mayúscula y t minúscula
Plomo	<b>Pb</b>	P mayúscula y b minúscula
Plutonio	<b>Pu</b>	P mayúscula con u minúscula
Polonio	<b>Po</b>	P mayúscula con o minúscula
Potasio	<b>K</b>	K mayúscula
Radio	<b>Ra</b>	R mayúscula y a minúscula
Radón	<b>Rn</b>	R mayúscula y n minúscula
Renio	<b>Re</b>	R mayúscula con e minúscula
Rodio	<b>Rh</b>	R mayúscula y h minúscula
Rubidio	<b>Rb</b>	R mayúscula y b minúscula
Rutenio	<b>Ru</b>	R mayúscula con u minúscula
Rutherfordio	<b>Rf</b>	R mayúscula con f minúscula

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Samario	<b>Sm</b>	S mayúscula y m minúscula
Selenio	<b>Se</b>	S mayúscula con e minúscula
Sílice	<b>Si</b>	S mayúscula con i minúscula
Sodio	<b>Na</b>	N mayúscula con a minúscula
Talio	<b>Tl</b>	T mayúscula y l minúscula
Tantalio	<b>Ta</b>	T mayúscula con a minúscula
Tecnecio	<b>Tc</b>	T mayúscula y c minúscula
Teluro	<b>Te</b>	T mayúscula con e minúscula
Titanio	<b>Ti</b>	T mayúscula con e minúscula
Torio	<b>Th</b>	T mayúscula y h minúscula
<u>Uranio</u>	<b>U</b>	U mayúscula
<u>Vanadio</u>	<b>V</b>	V mayúscula
<u>Wolframio</u>	<b>W</b>	W mayúscula
<u>Xenón</u>	<b>Xe</b>	X mayúscula y e minúscula
<u>Zinc</u>	<b>Zn</b>	Z mayúscula y n minúscula
<u>Zirconio</u>	<b>Zr</b>	Z mayúscula y r minúscula
Cloruro de Sodio	<b>NaCl</b>	Símbolo del sodio y del cloro
Ácido Clorhídrico	<b>HCl</b>	Símbolo del hidrógeno y del cloro

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Ácido Sulfúrico	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Símbolo del hidrógeno subíndice 2, símbolo del azufre y símbolo del oxígeno subíndice 4
Cloruro de Sodio	<b>NaCl</b>	Símbolo del sodio y del cloro
Ácido Clorhídrico	<b>HCl</b>	Símbolo del hidrógeno y del cloro
Ácido Sulfúrico	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Símbolo del hidrógeno subíndice 2, símbolo del azufre y símbolo del oxígeno subíndice 4
Hidróxido Ferroso	<b>Fe(OH)<sub>2</sub></b>	Símbolo del hierro entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 2
Hidróxido Sodio	<b>NaOH</b>	Símbolo del sodio símbolo del oxígeno y símbolo de hidrógeno
Hidróxido Aluminio	<b>Al(OH)<sub>3</sub></b>	Símbolo del aluminio entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 3
Hidróxido Mercúrico	<b>Hg(OH)<sub>2</sub></b>	Símbolo del mercurio entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 2
Hidróxido Potasio	<b>KOH</b>	Símbolo del potasio, símbolo del oxígeno y símbolo de hidrógeno
Hidróxido Plúmbico	<b>Pb(OH)<sub>4</sub></b>	Símbolo del plomo entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 4
Hidróxido de berilio	<b>Be(OH)<sub>2</sub></b>	Símbolo del berilio entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 2
Hidróxido de cinc	<b>Zn(OH)<sub>2</sub></b>	Símbolo del hierro entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 2

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Hidróxido Cuproso	<b>CuOH</b>	Símbolo del cobre, símbolo del oxígeno y símbolo de hidrógeno
Hidróxido Cobáltico	<b>Co(OH)<sub>3</sub></b>	Símbolo del cobalto entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 3
Hidróxido de bario	<b>Ba(OH)<sub>2</sub></b>	Símbolo del bario entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 2
Hidróxido Auroso	<b>AuOH</b>	Símbolo del oro, símbolo del oxígeno y símbolo de hidrógeno
Hidróxido Platínico	<b>Pt(OH)<sub>4</sub></b>	Símbolo del platino entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 4
Hidróxido de calcio	<b>Ca(OH)<sub>2</sub></b>	Símbolo del calcio entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 2
Hidróxido Áurico	<b>Au(OH)<sub>3</sub></b>	Símbolo del oro entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 3
Hidróxido Plumboso	<b>Pb(OH)<sub>2</sub></b>	Símbolo del plomo entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 2
Hidróxido argéntico	<b>AgOH</b>	Símbolo de la plata, símbolo del oxígeno y símbolo de hidrógeno
Ácido nitroso	<b>HNO<sub>2</sub></b>	Símbolo del hidrógeno, símbolo del nitrógeno, símbolo del oxígeno con subíndice 2
Ácido brómico	<b>HBrO<sub>3</sub></b>	Símbolo del hidrógeno, símbolo del Bromo, símbolo del oxígeno con subíndice 3

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Ácido perclórico	<b>HClO<sub>4</sub></b>	Símbolo del hidrógeno, símbolo del cloro, símbolo del oxígeno con subíndice 4
Ácido hipocloroso	<b>HClO</b>	Símbolo del hidrógeno, símbolo del cloro, símbolo del oxígeno
Ácido sulfuroso	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub></b>	Símbolo del hidrógeno, símbolo del azufre, símbolo del oxígeno con subíndice 3
Ácido sulfúrico	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Símbolo del hidrógeno, símbolo del azufre, símbolo del oxígeno con subíndice 4
Ácido hiposulfuroso	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>2</sub></b>	Símbolo del hidrógeno, símbolo del azufre, símbolo del oxígeno con subíndice 2
Óxido de sodio	<b>Na<sub>2</sub>O</b>	Símbolo del sodio con subíndice dos y símbolo del oxígeno
Óxido de magnesio	<b>MgO</b>	Símbolo del magnesio y símbolo del oxígeno
Óxido de calcio	<b>CaO</b>	Símbolo del calcio y símbolo del oxígeno
Óxido de litio	<b>Li<sub>2</sub>O</b>	Símbolo del litio con subíndice dos y símbolo del oxígeno
Óxido de plata	<b>Ag<sub>2</sub>O</b>	
Óxido de hierro(II)	<b>FeO</b>	Símbolo del hierro y símbolo del oxígeno

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Óxido de hierro(III)	<b>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	Símbolo del hierro con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 3
Óxido de cromo(VI)	<b>CrO<sub>3</sub></b>	Símbolo del cromo seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 3
Óxido de titanio(IV)	<b>TiO<sub>2</sub></b>	Símbolo del titanio seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 2
Óxido de cobre(I)	<b>Cu<sub>2</sub>O</b>	Símbolo del cobre con subíndice dos y símbolo del oxígeno
Óxido de cobre(II)	<b>CuO</b>	Símbolo del cobre y símbolo del oxígeno
Óxido de cinc	<b>ZnO</b>	Símbolo del cinc y símbolo del oxígeno
Oxido hipocloroso	<b>Cl<sub>2</sub>O</b>	Símbolo del cloro con subíndice dos y símbolo del oxígeno
Oxido cloroso	<b>Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	Símbolo del cloro con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 3
Oxido clórico	<b>Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	Símbolo del cloro con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 5
Oxido perclórico	<b>Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>	Símbolo del cloro con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 7
Oxido hiposulfuroso	<b>SO</b>	Símbolo del azufre y símbolo del oxígeno
Oxido sulfuroso	<b>SO<sub>2</sub></b>	Símbolo del azufre seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 2
Oxido sulfúrico	<b>SO<sub>3</sub></b>	Símbolo del azufre seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 3



NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Dióxido de carbono	<b>CO<sub>2</sub></b>	Símbolo del carbono seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 2
	<b>CO</b>	Símbolo del carbón y símbolo del oxígeno
Dióxido de silicio	<b>SiO<sub>2</sub></b>	Símbolo del silicio seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 2
Monóxido de di yodo	<b>I<sub>2</sub>O</b>	Símbolo del yodo con subíndice dos y símbolo del oxígeno
Pentóxido de di yodo	<b>I<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	Símbolo del yodo con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 5
Trióxido de di nitrógeno	<b>N<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	Símbolo del nitrógeno con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 3
Monóxido de di nitrógeno	<b>N<sub>2</sub>O</b>	Símbolo del nitrógeno con subíndice dos y símbolo del oxígeno
Pentóxido de di nitrógeno	<b>N<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	Símbolo del nitrógeno con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 5
Trióxido de manganeso	<b>MnO<sub>3</sub></b>	Símbolo del manganeso seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 3
Dióxido de manganeso	<b>MnO<sub>2</sub></b>	Símbolo del manganeso seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 2
Monóxido de di fósforo	<b>P<sub>2</sub>O</b>	Símbolo del fósforo con subíndice dos y símbolo del oxígeno
Trióxido de di fósforo	<b>P<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	Símbolo del fósforo con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 3

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Pentóxido de di fósforo	<b>P<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	Símbolo del fosforo con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 5
Trióxido de selenio	<b>SeO<sub>3</sub></b>	Símbolo del selenio seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 3
Trióxido de arsénico	<b>As<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	Símbolo del arsénico con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 3
Sacarosa	<b>C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub></b>	Símbolo del carbono con subíndice 12, seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice 22 seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 11
glucosa	<b>C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub></b>	Símbolo del carbono con subíndice 6, seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice 12 seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 6
Metano	<b>CH<sub>4</sub></b>	Símbolo del carbono seguido del símbolo del hidrógeno, seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 4
Peróxido de hidrógeno	<b>H<sub>2</sub>O<sub>2</sub></b>	Símbolo del hidrogeno con subíndice 2 seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 2
Agua	<b>H<sub>2</sub>O</b>	Símbolo del hidrogeno con subíndice 2 seguido del símbolo del oxigeno
Bromo diatómico	<b>Br<sub>2</sub></b>	Símbolo del bromo con subíndice 2
Hidrógeno diatómico	<b>H<sub>2</sub></b>	Símbolo del hidrógeno con subíndice 2

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Nitrógeno diatómico	<b>N<sub>2</sub></b>	Símbolo del nitrógeno con subíndice 2
Oxígeno diatómico	<b>O<sub>2</sub></b>	Símbolo del oxígeno con subíndice 2
Flúor diatómico	<b>F<sub>2</sub></b>	Símbolo del flúor con subíndice 2
Cloro diatómico	<b>Cl<sub>2</sub></b>	Símbolo del cloro con subíndice 2
Yodo diatómico	<b>I<sub>2</sub></b>	Símbolo del yodo con subíndice 2
Número Atómico	<b>Z</b>	Z mayúscula
Masa Atómica	<b>A</b>	A mayúscula
Número de Neutrones	<b>N</b>	N mayúscula
Unidad de Masa Atómica	<b>u.m.a</b>	U minúscula, m minúscula y a minúscula
Kilogramos	<b>Kg</b>	K mayúscula seguida de una g minúscula.
Kilo calorías	<b>Kcal</b>	K mayúscula y la palabra cal en minúscula
Grados centígrados	<b>°C</b>	El símbolo de grados seguido de la letra C mayúscula
Grados Fahrenheit	<b>°F</b>	El símbolo de grados seguido de la letra C mayúscula
Gramos	<b>g</b>	g minúscula
Borato de sodio	<b>Na<sub>3</sub>BO<sub>3</sub></b>	Símbolo del sodio subíndice tres, seguido del símbolo del boro y el símbolo del oxígeno con subíndice tres

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Bromato de potasio	<b>KBrO<sub>3</sub></b>	Símbolo del potasio seguido del símbolo del bromo y el símbolo oxígeno con subíndice tres
Bromato Ferroso	<b>Fe(BrO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del hierro, seguido de paréntesis dentro del cual va el símbolo del bromo y el símbolo del oxígeno con subíndice dos, fuera del paréntesis el subíndice dos.
Bromito de bario	<b>Ba(BrO<sub>2</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del bario seguido de u paréntesis que contiene el símbolo del bromo y el símbolo del oxígeno él cual lleva subíndice dos, y fuera del paréntesis el subíndice dos
Bromito de litio	<b>LiBrO<sub>2</sub></b>	Símbolo de litio seguido delo símbolo del bromo y el símbolo del oxígeno con subíndice dos.
Bromuro de magnesio	<b>MgBr<sub>2</sub></b>	Símbolo del magnesio seguido del símbolo de bromo con subíndice dos
Bromuro de sodio	<b>NaBr</b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del bromo
Carbonato de bario	<b>BaCO<sub>3</sub></b>	Símbolo del bario seguido del símbolo del carbono y el oxígeno él cual tiene un subíndice tres.
Carbonato de berilio	<b>BeCO<sub>3</sub></b>	Símbolo del berilio seguido del símbolo del carbono y el oxígeno él cual tiene subíndice tres.

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Carbonato de calcio	<b>CaCO<sub>3</sub></b>	Símbolo del calcio seguido del símbolo del carbono y el oxígeno +el cual lleva subíndice tres.
Carbonato de litio	<b>Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></b>	Símbolo del litio seguido del símbolo del carbono y el oxígeno con subíndice tres.
Carbonato de magnesio	<b>MgCO<sub>3</sub></b>	Símbolo del magnesio seguido del símbolo del carbono y el oxígeno con subíndice tres.
Carbonato de potasio	<b>K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></b>	Símbolo del potasio seguido del símbolo del carbono y el oxígeno con subíndice tres.
Carbonato de sodio	<b>Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del carbono y el oxígeno con subíndice tres.
Carbonato Férrico	<b>Fe<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>3</sub></b>	Símbolo del hierro con subíndice dos seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del carbono y el oxígeno con subíndice tres, y fuera del paréntesis se ubica el subíndice tres.
Carbonato Ferroso	<b>FeCO<sub>3</sub></b>	Símbolo del hierro seguido del símbolo del carbono y el oxígeno con subíndice tres.
Carbonato ácido de potasio	<b>KHCO<sub>3</sub></b>	Símbolo del potasio seguido del símbolo del hidrógeno luego el del carbono y por último el oxígeno con subíndice tres.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Carbonato ácido de sodio	<b>NaHCO<sub>3</sub></b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del hidrógeno luego el del carbono y por último el oxígeno con subíndice tres.
Clorato de potasio	<b>KClO<sub>3</sub></b>	Símbolo del potasio seguido del símbolo del cloro y el oxígeno con subíndice tres.
Clorato de sodio	<b>NaClO<sub>3</sub></b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del cloro y el oxígeno con subíndice tres.
Clorito de litio	<b>LiClO<sub>2</sub></b>	Símbolo del litio seguido del símbolo del cloro y el oxígeno con subíndice dos.
Clorito de sodio	<b>NaClO<sub>2</sub></b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del cloro y el oxígeno con subíndice dos.
Cloruro Cúprico	<b>CuCl<sub>2</sub></b>	Símbolo del cobre seguido del símbolo del cloro con subíndice dos.
Cloruro Cuproso	<b>CuCl</b>	Símbolo del cobre seguido del símbolo del cloro
Cloruro de bario	<b>BaCl<sub>2</sub></b>	Símbolo del bario seguido del símbolo del cloro con subíndice dos.
Cloruro de calcio	<b>CaCl<sub>2</sub></b>	Símbolo del calcio seguido del símbolo del cloro con subíndice dos.
Cloruro de cinc	<b>ZnCl<sub>2</sub></b>	Símbolo del cinc seguido del símbolo del cloro con subíndice dos.

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Cloruro de litio	<b>LiCl</b>	Símbolo del litio seguido del símbolo del cloro
Cloruro de magnesio	<b>MgCl<sub>2</sub></b>	Símbolo del magnesio seguido del símbolo del cloro con subíndice dos.
Cloruro de plata	<b>AgCl</b>	Símbolo de la plata seguido del símbolo del cloro
Cloruro de potasio	<b>KCl</b>	Símbolo del potasio seguido del símbolo del cloro
Cloruro de sodio	<b>NaCl</b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del cloro
Cloruro Férrico	<b>FeCl<sub>3</sub></b>	Símbolo del hierro seguido del símbolo del cloro con subíndice tres.
Cloruro Ferroso	<b>FeCl<sub>2</sub></b>	Símbolo del hierro seguido del símbolo del cloro con subíndice dos.
Cloruro Manganeso	<b>MnCl<sub>2</sub></b>	Símbolo del manganeso seguido del símbolo del cloro con subíndice dos.
Cloruro mercúrico	<b>HgCl<sub>2</sub></b>	Símbolo del mercurio seguido del símbolo del cloro con subíndice dos.
Cloruro Mercurioso	<b>HgCl</b>	Símbolo del mercurio seguido del símbolo del cloro.
Cromato de potasio	<b>K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub></b>	Símbolo del potasio con subíndice dos, seguido del símbolo del cromo y el símbolo del oxígeno con subíndice cuatro.
Dicromato de potasio	<b>K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>	Símbolo del potasio con subíndice dos, seguido del símbolo del cromo con

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
		subíndice dos y el símbolo del oxígeno con subíndice siete.
Fluoruro de potasio	<b>KF</b>	Símbolo del potasio seguido del símbolo del flúor.
Fluoruro de sodio	<b>NaF</b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del flúor.
Hipobromito de calcio	<b>Ca(BrO)<sub>2</sub></b>	Símbolo del calcio seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del bromo y el oxígeno, y fuera del paréntesis el subíndice dos.
Hipobromito de potasio	<b>KBrO</b>	Símbolo del potasio seguido del símbolo del bromo y del oxígeno.
Hipoclorito de potasio	<b>KClO</b>	Símbolo del potasio seguido del símbolo del cloro y el oxígeno.
Hipoclorito de sodio	<b>NaClO</b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del cloro y el oxígeno.
Hipoyodito Cúprico	<b>Cu(IO)<sub>2</sub></b>	Símbolo del cobre seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del yodo y el oxígeno, y fuera de, paréntesis el subíndice dos.
Hipoyodito de aluminio	<b>Al(IO)<sub>3</sub></b>	Símbolo del aluminio seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del yodo y el oxígeno, y fuera de, paréntesis el subíndice tres.
Metafosfato de sodio	<b>NaPO<sub>3</sub></b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del fósforo y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres.



NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Metafosfito de sodio	<b>NaPO<sub>2</sub></b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del fósforo y el oxígeno el cual tiene un subíndice dos.
Nitrato Cúprico	<b>Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del cobre seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres. Fuera de, paréntesis el subíndice dos.
Nitrato Cuproso	<b>CuNO<sub>3</sub></b>	Símbolo del cobre seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres.
Nitrato de aluminio	<b>Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub></b>	Símbolo del aluminio seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres. Fuera de, paréntesis el subíndice tres.
Nitrato de bario	<b>Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del bario seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres. Fuera de, paréntesis el subíndice dos.
Nitrato de calcio	<b>Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del calcio seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres. Fuera de, paréntesis el subíndice dos.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Nitrato de cinc	<b>Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del cinc seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres. Fuera de, paréntesis el subíndice dos.
Nitrato de litio	<b>LiNO<sub>3</sub></b>	Símbolo del litio seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres.
Nitrato de magnesio	<b>Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del magnesio seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres. Fuera de, paréntesis el subíndice dos.
Nitrato de plata	<b>AgNO<sub>3</sub></b>	Símbolo de la plata seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres.
Nitrato de potasio	<b>KNO<sub>3</sub></b>	Símbolo del potasio seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres.
Nitrato de sodio	<b>NaNO<sub>3</sub></b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres.
Nitrato Férrico	<b>Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub></b>	Símbolo del hierro seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres. Fuera de, paréntesis el subíndice tres.

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Nitrato Ferroso	<b>Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del hierro seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres. Fuera de, paréntesis el subíndice dos.
Nitrato Mercúrico	<b>Hg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del mercurio seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres. Fuera de, paréntesis el subíndice dos.
Nitrato Mercurioso	<b>HgNO<sub>3</sub></b>	Símbolo del mercurio seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene subíndice tres.
Nitrito de calcio	<b>Ca(NO<sub>2</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del calcio seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice dos. Fuera de, paréntesis el subíndice dos.
Nitrito de litio	<b>LiNO<sub>2</sub></b>	Símbolo del litio seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene subíndice dos.
Nitrito de potasio	<b>KNO<sub>2</sub></b>	Símbolo del potasio seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene subíndice dos.
Nitrito de sodio	<b>NaNO<sub>2</sub></b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene subíndice dos.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Nitrito Férrico	<b>Fe(NO<sub>2</sub>)<sub>3</sub></b>	Símbolo del hierro seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice dos. Fuera de, paréntesis el subíndice tres.
Ortofosfato de calcio	<b>Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del calcio con subíndice tres seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del fósforo y el oxígeno el cual tiene un subíndice cuatro Fuera de, paréntesis el subíndice dos.
Ortofosfato de sodio	<b>Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b>	Símbolo del sodio con subíndice tres seguido del símbolo del fósforo y el oxígeno con subíndice cuatro.
Ortofosfato férrico	<b>FePO<sub>4</sub></b>	Símbolo del hierro seguido del símbolo del fósforo y el oxígeno con subíndice cuatro.
Ortofosfato ácido de sodio	<b>Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub></b>	Símbolo del sodio con subíndice dos seguido del símbolo del hidrógeno, fósforo y el oxígeno con subíndice cuatro.
Ortofosfato biácido de sodio	<b>NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub></b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice dos, luego el símbolo del fósforo y el oxígeno con subíndice cuatro.
Ortofosfito de calcio	<b>Ca<sub>3</sub>(PO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del calcio con subíndice tres entre paréntesis el símbolo del fósforo y el oxígeno el cual tiene subíndice

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
		tres, fuera del paréntesis el subíndice dos.
Ortofosfito de sodio	<b>Na<sub>3</sub>PO<sub>3</sub></b>	Símbolo del sodio seguido con subíndice tres seguido del símbolo del fósforo y el oxígeno con subíndice tres.
Ortofosfito ácido de sodio	<b>Na<sub>2</sub>HPO<sub>3</sub></b>	Símbolo del sodio con subíndice dos, seguido del símbolo del hidrógeno, luego el símbolo del fósforo y el oxígeno con subíndice tres.
Ortofosfito biácido de sodio	<b>NaH<sub>2</sub>PO<sub>3</sub></b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice dos, luego el símbolo del fósforo y el oxígeno con subíndice tres.
Perbromato Mercúrico	<b>Hg(BrO<sub>4</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del mercurio seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del bromo y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro. Fuera del paréntesis el subíndice dos.
Perbromato Mercurioso	<b>HgBrO<sub>4</sub></b>	Símbolo del mercurio seguido del símbolo del bromo y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Perclorato de calcio	<b>Ca(ClO<sub>4</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del calcio seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del cloro y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro. Fuera del paréntesis el subíndice dos.

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Perclorato de sodio	<b>NaClO<sub>4</sub></b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del cloro y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Permanganato de potasio	<b>KMnO<sub>4</sub></b>	Símbolo del potasio seguido del símbolo del manganeso y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Peryodato de calcio	<b>Ca(IO<sub>4</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del calcio seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del yodo y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro. Fuera del paréntesis el subíndice dos.
Peryodato de litio	<b>LiIO<sub>4</sub></b>	Símbolo del litio seguido del símbolo del yodo y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Pirofosfato de sodio	<b>Na<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>	Símbolo del sodio con subíndice cuatro, seguido del símbolo del fosforo con subíndice dos y el símbolo del oxígeno con subíndice siete.
Pirofosfito de sodio	<b>Na<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	Símbolo del sodio con subíndice cuatro, seguido del símbolo del fosforo con subíndice dos y el símbolo del oxígeno con subíndice cinco.
Sulfato Cúprico	<b>CuSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del cobre seguido del símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Sulfato Cuproso	<b>Cu<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Símbolo del cobre con subíndice dos seguido del símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de aluminio	<b>Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub></b>	Símbolo del aluminio con subíndice dos seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro. Fuera del paréntesis el subíndice tres.
Sulfato de bario	<b>BaSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del bario seguido del símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de berilio	<b>BeSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del berilio seguido del símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de calcio	<b>CaSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del calcio seguido del símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de cinc	<b>ZnSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del cinc seguido del símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de litio	<b>Li<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Símbolo del litio con subíndice dos, seguido del símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de magnesio	<b>MgSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del magnesio seguido del símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Sulfato de potasio	<b>K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Símbolo del potasio con subíndice dos, seguido del símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de sodio	<b>Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Símbolo del sodio con subíndice dos, seguido del símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato Férrico	<b>Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub></b>	Símbolo del hierro con subíndice dos, seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro. Fuera del paréntesis subíndice tres.
Sulfato Ferroso	<b>FeSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del hierro, seguido del símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato Plúmbico	<b>Pb(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del plomo, seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro. Fuera del paréntesis subíndice dos.
Sulfato Plumboso	<b>PbSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del hierro, seguido del símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato Stánico	<b>Sn(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del estaño, seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro. Fuera del paréntesis subíndice dos.



NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Sulfato Stanoso	<b>SnSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del estaño, seguido del símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato ácido de sodio	<b>NaHSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del sodio, seguido del símbolo del hidrógeno, luego el símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfito de sodio	<b>Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub></b>	Símbolo del sodio con subíndice dos, seguido del símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice tres.
Sulfito ácido de sodio	<b>NaHSO<sub>3</sub></b>	Símbolo del sodio, seguido del símbolo del hidrógeno, luego el símbolo del azufre y el oxígeno el cual tiene subíndice tres.
Sulfuro de cinc	<b>ZnS</b>	Símbolo del cinc seguido del símbolo del azufre.
Sulfuro de potasio	<b>K<sub>2</sub>S</b>	Símbolo del potasio con subíndice dos seguido del símbolo del azufre.
Sulfuro de sodio	<b>Na<sub>2</sub>S</b>	Símbolo del sodio con subíndice dos seguido del símbolo del azufre.
Sulfuro Férrico	<b>Fe<sub>2</sub>S<sub>3</sub></b>	Símbolo del hierro con subíndice dos seguido del símbolo del azufre con subíndice tres.
Sulfuro Ferroso	<b>FeS</b>	Símbolo del hierro seguido del símbolo del azufre.
Sulfuro ácido de sodio	<b>NaHS</b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del hidrógeno y del azufre.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Yodato de potasio	<b>KIO<sub>3</sub></b>	Símbolo del potasio seguido del símbolo del yodo y el oxígeno el cual tiene subíndice tres.
Yodato férrico	<b>Fe(IO<sub>3</sub>)<sub>3</sub></b>	Símbolo del hierro seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del yodo y el oxígeno el cual tiene subíndice tres. Fuera del paréntesis el subíndice tres.
Yodito de magnesio	<b>Mg(IO<sub>2</sub>)<sub>2</sub></b>	Símbolo del magnesio seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del yodo y el oxígeno el cual tiene subíndice dos. Fuera del paréntesis el subíndice dos.
Yodito de sodio	<b>NaIO<sub>2</sub></b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del yodo y el oxígeno el cual tiene subíndice dos.
Yoduro cuproso	<b>CuI</b>	Símbolo del cobre seguido del símbolo del yodo.
Yoduro de potasio	<b>KI</b>	Símbolo del potasio seguido del símbolo del yodo.
Hidracina	<b>N<sub>2</sub>H<sub>4</sub></b>	Símbolo del nitrógeno con subíndice dos y el símbolo del hidrógeno con subíndice cuatro.
Tetróxido de dinitrógeno	<b>N<sub>2</sub>O<sub>4</sub></b>	Símbolo del nitrógeno con subíndice dos y el símbolo del oxígeno con subíndice cuatro.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Trisulfuro de tetra fosforo	$P_4S_3$	Símbolo del fosforo con subíndice cuatro seguido del símbolo del azufre con subíndice tres.
Tricloruro de fosforo	$PCl_3$	Símbolo del fosforo seguido del símbolo del cloro con subíndice tres.
Di fluoruro de plomo	$PbF_2$	Símbolo del plomo seguido del símbolo de flúor con subíndice dos.
acetileno	$C_2H_2$	Símbolo del carbono con subíndice dos seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice dos.
Benceno	$C_6H_6$	Símbolo del carbono con subíndice seis seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice seis.
propeno	$C_3H_6$	Símbolo del carbono con subíndice tres seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice seis.
Ácido acetil salícilico	$C_9H_8O_4$	Símbolo del carbono con subíndice nueve seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice ocho y el símbolo del oxígeno con subíndice cuatro.

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Trisulfuro de tetra fósforo	$\text{P}_4\text{S}_3$	Símbolo del fósforo con subíndice cuatro seguido del símbolo de azufre con subíndice tres.
Tricloruro de fósforo	$\text{PCl}_3$	Símbolo del fósforo seguido del símbolo del cloro con subíndice tres.
Di fluoruro de plomo	$\text{PbF}_2$	Símbolo del plomo seguido del símbolo del flúor con subíndice dos.

## 2 MOL Y NÚMERO DE AVOGADRO, MASA MOLAR, COMPOSICIÓN PORCENTUAL, FORMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR

### 2.1 CANTIDAD DE SUSTANCIA (MOL) Y NÚMERO DE AVOGADRO

Al conocer la masa relativa de los diferentes átomos podría parecer a los ojos de un espectador toda una revolución! Y ciertamente lo es. Pero para los propósitos y aplicaciones cotidianas de la química, además de ello, es necesario ir un paso más allá y calcular la masa en gramos de los átomos individuales, pues en el laboratorio, donde se realizan experimentos y se obtienen sustancias de vital importancia en la vida moderna, no existe ningún instrumento que "mida" átomos. En el

laboratorio se dispone de balanzas, pipetas y otros materiales cuyo grado de exactitud es altísimo, pero no aplicables a unidades infinitamente pequeñas.

Si consideramos que el átomo de helio (He) 4,003 **u.m.a** es aproximadamente 4 veces más pesado que un átomo de hidrógeno (H) de 1,008 **u.m.a**, una muestra que contenga 100 átomos de helio pesa cuatro veces más que una muestra que contenga 100 átomos de hidrógeno. Asimismo, si comparamos muestras de dos elementos que contengan un millón de átomos cada una, las masas estarán en una razón de 4 (helio) a 1 (hidrógeno). Por consiguiente, se puede concluir que una muestra de helio que pese cuatro gramos debe contener el mismo número de átomos que una muestra de hidrógeno que pese un gramo. Más exactamente:

Número de átomos de H e en 4,003 g de helio = Número de átomos de H en 1,008 g de H.

Este razonamiento puede ser extendido a otros elementos. Una muestra de cualquier elemento cuya masa en gramos sea igual a su masa atómica contiene el mismo número de átomos independientemente del tipo de elemento.

La cuestión ahora es el valor del número de átomos, es decir, ¿cuántos átomos hay en 4,003 g de helio, en 1,008 g de hidrógeno y en 32,07 g de azufre?, y así, sucesivamente. Este problema ha sido objeto de estudio de al menos durante un siglo. Se realizaron grandes esfuerzos e ingeniosos experimentos para determinar este número conocido como **número de Avogadro** y cuyo símbolo es N mayúscula y A mayúscula ( $N_A$ ). Evidentemente, y como debes estar pensando, este número debe ser muy grande, pues si el átomo es una partícula infinitamente

pequeña, entonces, deben haber muchísimos en 4,003 g Helio, en 1,008 g de H, etc.

Los químicos han determinado, luego de muchos años de investigación, que la magnitud que mejor se ajusta a las necesidades de la química es la **cantidad de sustancia** representada por la letra *n* minúscula y cursiva (*n*), cuya unidad de medida es el **mol**. Te estarás preguntando, ¿qué es el mol y cómo se relaciona con el número de Avogadro? Lee con mucha atención.

1. Un mol se define como la cantidad de materia que contiene tantos objetos (átomos, moléculas u otros) como átomos hay exactamente en 12 g de carbono.

Los científicos gracias a varios experimentos han determinado que el número de átomos que hay en la cantidad de Carbono doce (C 12) indicada en el punto anterior es de  $6,0221367 \times 10^{23}$ , valor conocido como número de Avogadro, en honor al físico italiano Amadeo Avogadro (1776 a 1856), quien investigó diversos aspectos cuantitativos de la química. Es usual que el número de Avogadro se use redondeado a la cifra,  $6,02 \times 10^{23}$  y así lo emplearemos en este texto.

En síntesis, así como por lo general empleamos unidades de medición para designar cierta cantidad de objetos:

- ✓ 1 docena = 12 unidades
- ✓ 1 resma = 500 unidades
- ✓ 1 mol =  $6,02 \times 10^{23}$  entidades elementales.

¿Cómo se relacionan las unidades de masa atómica (u.m.a) con el NA?  
Si leíste atentamente, habrás comprendido que la unidad mol y, por

ende, el número de Avogadro están relacionados con el mismo patrón con el que se construye la unidad de masa atómica (u.m.a).

Comprendido esto, el mol representa el número de átomos de un elemento en una muestra cuya masa en gramos es numéricamente igual a la masa atómica del elemento.

A partir de la definición de mol, es correcto decir que la masa atómica en gramos de cualquier elemento contiene 1 mol de átomos. El término mol es tan común en química que se utiliza asociado a los átomos como a las moléculas, es decir:

- ✓ 1 mol de átomos =  $6,02 \times 10^{23}$  átomos
- ✓ 1 mol de moléculas =  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas
- ✓ 1 mol de iones =  $6,02 \times 10^{23}$  iones

La masa atómica de un elemento, expresada en gramos, contiene el número de Avogadro (NA) de átomos y se define como la masa molar. Para determinar la masa molar de un elemento se convierten las unidades de masa atómica que aparecen en la Tabla periódica a gramos. Por ejemplo, el azufre (S) tiene una masa atómica de 32,07 u.m.a, así que 1 mol de azufre tiene una masa atómica de 32,07 g y contiene  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de azufre. Así, por ejemplo:

*Tabla 2. Propiedades de masa atómica, masa molar y número de Avogadro de algunos elementos químicos.*

Elemento	Masa atómica	Masa molar	Número de átomos
H	1,008 u.m.a	1,008g	$6,02 \times 10^{23}$
He	4,003 u.m.a	4,003g	$6,02 \times 10^{23}$

Elemento	Masa atómica	Masa molar	Número de átomos
<b>Mg</b>	24,31 u.m.a	24,31g	$6,02 \times 10^{23}$
<b>S</b>	32,07 u.m.a	32,07	$6,02 \times 10^{23}$

Esta asociación para muchos autores permite establecer que la masa molar de un elemento debe leerse como una relación gramos-mol; por ejemplo, el H tiene una masa molar de 1,008 g/mol , por ende:

1. Es incorrecto decir que un átomo de hidrógeno tiene una masa equivalente a 1,008 g.
2. Es correcto afirmar que 1 mol del elemento hidrógeno tiene una masa igual a 1,008 g y está constituido por  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de hidrógeno.

Conociendo el número de Avogadro y la masa atómica de un elemento, es posible calcular la masa de cada átomo individual. También puede determinarse el número de átomos en una muestra pesada de cualquier elemento.

Analiza y sigue el desarrollo de los siguientes ejemplos.

Ejemplo:

Cuando se añade selenio (S e) al vidrio, éste adquiere un brillante color rojo. Tomando el número de Avogadro como  $6,02 \times 10^{23}$  , calcularemos:

- a. La masa de un átomo de selenio.
- b. El número de átomos de selenio en una muestra de 1,000 g del elemento.



1. Asociemos nuestros conocimientos estratégicamente. La masa atómica del selenio (Se) tomada de la Tabla periódica es 78,96 u.m.a. Con lo que se deduce que  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de Se equivalen a 78,96 g de Se. Esta relación es la que conduce a los factores de conversión necesarios.
2. Determinemos la solución.
  - a. Masa del átomo de selenio.
    - ✓ Sabemos que  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de Se presentan una masa equivalente a 78,96 g.
    - ✓ Determinar la masa de un átomo de Selenio se convierte en un problema que puede ser resuelto considerando la siguiente regla de tres:

$$\frac{1 \text{ átomo de Se}}{X} = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de Se}}{78,96 \text{ g}}$$

$$X * 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de Se} = 1 \text{ átomo de Se} * 78,96 \text{ g}$$

$$X = \frac{1 \text{ átomo de Se} * 78,96 \text{ g}}{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de Se}}$$

$$= 1,311 \times 10^{-22} \text{ g}$$

Después de resolver la regla de tres concluimos que cada átomo de selenio tiene una masa igual a  $1,311 \times 10^{-22} \text{ g}$ .

- b. El número de átomos de selenio en una muestra de 1,000 g del elemento.
    - ✓ Empleando los datos de masa molar se puede establecer que:

$$\frac{X \text{ átomos de Se}}{1,000 \text{ g de Se}} = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de Se}}{78,96 \text{ g de Se}}$$

Despejando y resolviendo, se tiene:

$$X = \text{átomos de Se} = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de selenio} \times 1,000 \text{ g de Se}}{78,96 \text{ g de Se}}$$

$$= 76,24 \times 10^{23} \text{ átomos de Se}$$

Es decir, que en 1,000g de Se existen  $76,24 \times 10^{23}$  átomos de Se.

A partir de los ejemplos anteriores, podrás deducir que entre el número de Avogadro (NA), la cantidad de sustancia (n) expresada en mol y el número de entidades elementales N mayúscula y dos e minúsculas (Nee) existe una relación proporcional que se puede representar por la siguiente fórmula.

$$Nee = n * NA$$

## 2.2 MASA MOLAR (M) DE LOS COMPUESTOS

La masa molar que se representa con la letra M mayúscula se define como la masa en gramos de un mol de una sustancia, y se puede determinar al conocer la fórmula del mismo gracias a la suma consecutiva de todos sus componentes.

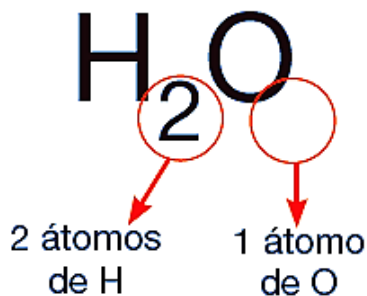
En general, se establece que para un compuesto  $X_n Y_m Z_l$  se tiene:

- ✓ X, Y, Z corresponden a elementos con masas atómicas específicas y tabuladas en la Tabla periódica.
- ✓ n, m y l corresponden a subíndices estequiométricos que indican la cantidad de átomos o de veces que se repite el elemento X, Y Z, respectivamente.
- ✓ La masa atómica se representa con las letras M y A mayúscula, mientras que la masa molar se representa con la letra M mayúscula.
- ✓ Tenemos la siguiente ecuación que permite calcular la masa molar de un compuesto.

$$M. = n ( MA \text{ de } X ) + m ( MA \text{ de } Y ) + l ( MA \text{ de } Z )$$

Ejemplo 1: Para el agua (H<sub>2</sub>O), la masa molar será:

*Imagen 1. Formula de agua*



Entonces tenemos que la molécula de agua tiene 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno.

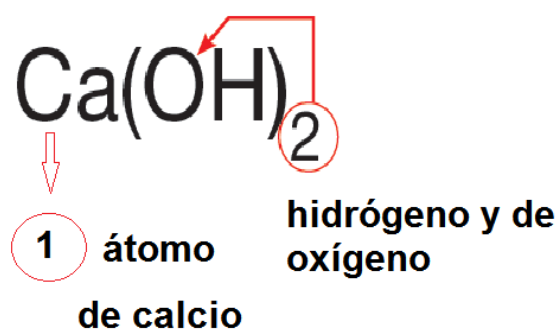
- ✓ Masa atómica del hidrogeno es: 1,008 gramos.
- ✓ Masa atómica del oxígeno es: 16,00 gramos.

Entonces se calcularía a masa molar de la siguiente manera:

$$M = 2(1,008 \text{ g}) + 1(16,00\text{g}) = 18,02 \text{ g es la masa molar del agua}$$

Ejemplo 2: Cálculo de la masa molar del hidróxido de calcio  $\text{Ca(OH)}_2$ .

*Imagen 2. Formula molecular del hidróxido de calcio.*



Entonces tenemos que el compuesto hidróxido de calcio tiene 1 átomo de calcio y 2 átomos de oxígeno e hidrógeno.

- ✓ Masa atómica del calcio es: 40,08 gramos.
- ✓ Masa atómica del oxígeno es: 16,00 gramos.
- ✓ Masa atómica del hidrógeno es: 1,008 gramos.

Entonces se calcularía a masa molar de la siguiente manera:

$$M = 1(40,08 \text{ g}) + 2(16,00\text{g}) + 2(1,008\text{g}) = 74,10 \text{ g}$$

es la masa molar del hidróxido de calcio

A partir de los datos hasta ahora entregados y por los conceptos que ya manejas, es posible establecer varias relaciones:

1. Cada sustancia puede ser definida en función de los átomos que posee. Por lo tanto, tendrá una masa respectiva.
2. La sumatoria de las masas de los átomos que componen una sustancia corresponde a la masa molar.
3. La masa molar de una sustancia equivale a un mol de la sustancia.
4. La masa de 1 mol de un compuesto contiene el número de Avogadro de unidades fórmula, o moléculas.

### **2.2.1 CONVERSIÓN MOL-GRAMO**

Con frecuencia resulta necesario convertir moles de una sustancia a masa en gramos o viceversa ya que no se pueden medir “moles” sino que masas, gracias a la balanza y/o volúmenes con probetas, pipetas y otros materiales volumétricos.

Dichas conversiones se realizan utilizando la siguiente relación:

$$m = M \times n$$

Donde:

- ✓ m minúscula: representa la masa en gramos (g)
- ✓ M mayúscula: representa la masa molar en gramos sobre mol (g/mol)
- ✓ n minúscula: representa la cantidad de sustancia expresada en moles (mol).

Por ejemplo, el sulfato de calcio ( $\text{CaSO}_4$ ) es el principal ingrediente de la tiza Donde:

- ✓ m minúscula: representa la masa en gramos (g)
- ✓ M mayúscula representa: la masa molar en gramos sobre mol (g/mol)

✓  $n$  representa: la cantidad de sustancia expresada en moles (mol)

Por ejemplo, el sulfato de calcio ( $\text{CaSO}_4$ ) es el principal ingrediente de la tiza utilizada antiguamente y aún hoy en día por tus profesores y profesoras para escribir en la pizarra.

Determinaremos el número de moles de sulfato de calcio que hay en un trozo de tiza de 14,8g (asuma que la tiza está formada solamente de  $\text{CaSO}_4$ ).

La estrategia consistirá en calcular en primer lugar la masa molar del compuesto según su fórmula.

La fórmula es  $\text{CaSO}_4$ , (es decir 1 átomo de calcio, 1 átomo de azufre y 4 átomos de oxígeno) teniendo en cuenta que la masa de cada elemento se expresa en este caso en gramos por mol o gramos sobre mol, que entendiendo la expresión indica que por cada mol de esa sustancia o elemento hay una determinada cantidad de gramos.

Así que la masa molar del sulfato de calcio es:

$$M = 1(40,08 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) + 1(32,06 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) + 4(16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = 136,14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Entonces en la relación  $m = M \times n$ , es decir masa es igual a la masa

molar por el número de moles, despejamos  $n$  y se obtiene:  $n = \frac{m}{M}$  es

decir, que el número de moles ( $n$ ) es igual a la masa en gramos ( $m$ ) dividida en masa molar ( $M$ ) la cual se expresa en gramos por mol.

La ecuación para determinar las moles de sulfato de calcio presentes en 14,8 g de tiza es:

$$n = \frac{14,8g \text{ } Ca \text{ } S \text{ } O_4}{136 \frac{g}{mol} \text{ } Ca \text{ } S \text{ } O_4} = 0,11 moles \text{ } Ca \text{ } S \text{ } O_4$$

En La operación anterior se cancelan gramos con gramos de sulfato de calcio quedando como única unidad las moles.

Revisemos el siguiente ejemplo de aplicación. El ácido acetilsalicílico  $C_9H_8O_4$  es el principio activo de la aspirina. ¿Cuál es la masa en gramo de 0,287 moles de ácido acetilsalicílico?

Al igual que en el ejemplo anterior, calcularemos la masa molar de  $C_9H_8O_4$  y la emplearemos para convertir 0,287 moles a masa en gramos.

Para poder realizar la operación debemos tener en cuenta los siguientes datos del ácido acetilsalicílico:

- ✓ Carbono: pesa 12,01 gramos por mol y hay 9 átomos
- ✓ Hidrógeno: pesa 1,008gramos por mol y hay 8 átomos.
- ✓ Oxígeno: pesa 16,00 gramos por mol y hay 4 átomos

Entonces la masa molar del  $C_9H_8O_4$  es:

$$M = 9 (12,01g) + 8 (1,008g) + 4 (16,00g/1 \text{ mol} ) = 180,15 g/mol$$

Por lo tanto, para calcular la masa del ácido acetilsalicílico se utiliza la siguiente relación:  $m = M \times n$

$$m = 0,287 mol \text{ } C_9H_8O_4 \times \frac{180,15g}{1mol \text{ } C_9H_8O_4} = 51,7g \text{ } C_9H_8O_4$$

Las conversiones del tipo que acabamos de realizar se repiten una y otra vez en química. Un mol siempre indica que hay  $6,023 \times 10^{23}$  (ya sean átomos, moléculas u otros); sin embargo, la masa del mol difiere con la sustancia implicada: un mol de agua  $\text{H}_2\text{O}$  tiene 18,02 g, masa considerablemente mayor que un mol de hidrógeno  $\text{H}_2$ , 2,016 g, aunque ambos contienen el mismo número de moléculas. De la misma manera, una docena de balones de fútbol tienen una masa mucho más que una docena de huevos, aunque ambas cantidades impliquen la misma cantidad.

## **2.3 COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE LAS SUSTANCIAS**

La composición porcentual de una sustancia es el por ciento en masa de cada elemento del compuesto. La masa molar representa la masa total, es decir, el 100% del compuesto o sustancia.

Para determinarlas es necesario considerar los siguientes procesos. En cada paso, se presenta un ejemplo de aplicación. Lee con mucha atención y revisa los ejemplos propuestos.

- Proceso 1: Calcular la masa molar.

Por ejemplo, para el agua,  $\text{H}_2\text{O}$ , la masa molar es de 18,00 g, según la siguiente ecuación.

$$M = 2(1,008 \text{ g}) + 1(16,00 \text{ g}) = 18,02 \text{ g es la masa molar del agua}$$



- Proceso 2: Conocer el aporte en masa de cada uno de los componentes y calcular su aporte porcentual a la fórmula global, según la fórmula:

$$\text{Porcentaje del elemento} = \frac{\text{Masa total del elemento}}{\text{Masa molar del compuesto}} \times 100$$

Para el agua se tienen las siguientes ecuaciones:

$$\% \text{ de H} = \frac{2,016 \text{ g}}{18,02 \text{ g}} \times 100 = 11,19\%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{16,00 \text{ g}}{18,02 \text{ g}} \times 100 = 88,79\%$$

Calcular la composición porcentual del peróxido de hidrógeno ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ). Si para este último se obtendrá:

$$M_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2 \times (1,008 \text{ g}) + 2 \times (16,00 \text{ g}) = 34,016 \text{ g}$$

es la masa molar del peróxido de hidrógeno.

La composición porcentual:

$$\% \text{ de H} = \frac{2,016 \text{ g}}{34,016 \text{ g}} \times 100 = 5,93\%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{32,00 \text{ g}}{34,016 \text{ g}} \times 100 = 94,07\%$$

Otro ejemplo que podemos analizar es el caso del carbonato ácido de sodio, comúnmente conocido como bicarbonato de sodio, que se utiliza en muchos productos comerciales como aditivo leudante en panadería y en la producción de gaseosas y también para el tratamiento del malestar de estómago, específicamente la acidez. Su fórmula es  $\text{NaHCO}_3$ . ¿Cuáles son los porcentajes en masa del Na, H, C y O en el carbonato ácido de sodio?

Al igual que en los ejemplos anteriores, nuestro primer paso será determinar la masa molar del compuesto.

- Proceso 1: Calcular la masa molar:

$$M = 1 \times (22,99 \text{ g}) + 1 \times (1,008 \text{ g}) + 1 \times (12,01 \text{ g}) + 3 \times (16,00 \text{ g}) = 84,01 \text{ g}$$

es la masa molar del  $\text{Na H CO}_3$

- Proceso 2: Debido a que 84,01 gramos de  $\text{NaHCO}_3$  contienen 22,99 gramos de Na, 1,008 g de H, 12,01 gramos de C y 48,00 gramos de O, se tiene:

$$\% \text{ de Na} = \frac{22,99 \text{ g}}{84,01 \text{ g}} \times 100 = 27,36\%$$

$$\% \text{ de H} = \frac{1,008 \text{ g}}{84,01 \text{ g}} \times 100 = 1,20\%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{48 \text{ g}}{84,01 \text{ g}} \times 100 = 57,14\%$$

$$\% \text{ de C} = \frac{12,01\text{g}}{84,01\text{g}} \times 100 = 14,30\%$$

Una forma de comprobar que los datos obtenidos son correctos se debe considerar que en su conjunto corresponden al 100%, entonces:

$$27,36\% + 1,20\% + 14,30\% + 57,14\% = 100,00\%.$$

Los cálculos realizados en el ejemplo anterior ilustran una característica importante de las fórmulas. En un mol de  $\text{NaHCO}_3$  hay:

- ✓ 1 mol de Na, equivalente a 22,99 g.
- ✓ 1 mol de H, equivalente a 1,008 g.
- ✓ 1 mol de C, equivalente a 12,01 g.
- ✓ moles de O, equivalentes a 48,00 g.

Otra razón que podemos encontrar del carbonato ácido de sodio  $\text{NaHCO}_3$  es:

- ✓ 1 átomo de Na
- ✓ 1 átomo de H
- ✓ 1 átomo de C
- ✓ 3 átomos de O

En general, los subíndices en una fórmula representan no sólo la razón atómica en la que se combinan los diferentes átomos de los elementos, sino, también, la razón molar. Por ejemplo analicemos la siguiente tabla.

*Tabla 3. Razón molar y atómica de algunos compuestos.*

Fórmula	Razón atómica	Razón molar
<b>H<sub>2</sub>O</b>	2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno	2 moles de hidrógeno y 1 mol de oxígeno

Fórmula	Razón atómica	Razón molar
<b>KNO<sub>3</sub></b>	1 átomo de potasio, un átomo de nitrógeno y 3 átomos de oxígeno.	1 mol de potasio, un mol de nitrógeno y 3 moles de oxígeno.
<b>C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub></b>	12 átomos de carbono, 22 átomos de hidrógeno y 11 átomos de oxígeno.	12 moles de carbono, 22 moles de hidrógeno y 11 moles de oxígeno.

## 2.4 FORMULA EMPÍRICA

La fórmula empírica o fórmula más simple expresa la relación mínima de números enteros de átomos presentes en un compuesto.

### 2.4.1 CÁLCULO DE FÓRMULAS EMPÍRICAS

Al pensar en una fórmula empírica cualquiera es necesario tener presente que los átomos en un compuesto se combinan en relación de números enteros y cada uno de ellos tiene una masa atómica específica. Para calcularla es necesario entonces conocer:

1. Los elementos que constituyen el compuesto.
2. Masas atómicas de cada uno de ellos.
3. Relación gravimétrica (de masas) o porcentajes en los que se combinan.
4. Revisa atentamente la secuencia de los ejemplos que se proponen a continuación.

**Ejemplo 1:** calcularemos la fórmula empírica de un compuesto formado por 11,19% de hidrógeno y 88,79% de oxígeno.

**Proceso 1:** expresaremos el porcentaje en gramos. Para ello suponemos que la masa total es igual a 100 g, considerando que la suma de las partes equivale al 100%; entonces:

$$\checkmark \text{ H} = 11,19\% = 11,19 \text{ g}$$

$$\checkmark \text{ O} = 88,79\% = 88,79 \text{ g}$$

**Proceso 2:** se convierten las masas de cada elemento en moles empleando la masa atómica y el factor de conversión:

$$n = \frac{m}{MA}$$

- $n$ =número de moles.
- $m$ =masa del elemento según el ejercicio.
- $MA$ = masa atómica del elemento.

Para el hidrógeno se tiene:

$$n_H = \frac{11,19 \text{ g de átomos de H}}{1,008 \text{ g de átomos/mol de átomos de H}} = 11,10 \text{ moles de átomos de H}$$

Para el oxígeno se tiene:

$$n_O = \frac{88,79 \text{ g de átomos de O}}{16,00 \text{ g de átomos/mol de átomos de O}} = 5,549 \text{ moles de átomos de O}$$

A partir de los datos obtenidos, podríamos suponer que la fórmula empírica del compuesto es:  $\text{H}_{11} \text{C}_{10} \text{O}_{5,549}$

Supuesto erróneo, pues en química se establece que la relación entre átomos se presenta sólo en números enteros mínimos.

Para ello, procedemos a realizar el proceso 3. Lee y analiza con mucha atención.

**Proceso 3:** se dividen los moles de cada elemento por el valor más bajo obtenido, en este caso el oxígeno, con 5,549 moles.

$$H = \frac{11,10 \text{ moles}}{5,549 \text{ moles}} = 2$$

$$O = \frac{5,549 \text{ moles}}{5,549 \text{ moles}} = 1$$

Entonces, la relación entre el H y el O es 2:1 (2 a un 1) y la fórmula empírica será: H<sub>2</sub>O.

**Ejemplo 2:** determinaremos la fórmula empírica de una muestra de 25,00 g de un compuesto de color naranja que contiene 6,64 g de potasio, 8,84 g de cromo y 9,50 g de oxígeno.

Los datos entregados en el problema son:

- ✓ Masa de muestra = 25 g
- ✓ Masa de potasio (K) = 6,64 g
- ✓ Masa de cromo (Cr) = 8,84 g
- ✓ Masa de oxígeno (O) = 9,50 g

**Proceso 1:** En este ejemplo los datos no están expresados en porcentaje sino en gramos.

$$K = 6,64 \text{ g}$$

$$Cr = 8,84 \text{ g}$$

$$O = 9,50 \text{ g}$$

El 100% corresponde al total de la muestra que en este caso son 25 g.

**Proceso 2:** Convertiremos las masas de cada elemento en moles empleando la masa atómica y el factor de conversión.

Para el potasio tenemos:

$$n_K = \frac{6,64g \text{ de átomos de } K}{39,10g \text{ de átomos/mol de átomos de } K} = 0,170 \text{ moles de átomos de } K$$

Para el cromo tenemos:

$$n_{Cr} = \frac{8,84g \text{ de átomos de } Cr}{52,0g \text{ de átomos/mol de átomos de } Cr} = 0,170 \text{ moles de átomos de } Cr$$

Para el oxígeno tenemos:

$$n_O = \frac{9,50g \text{ de átomos de } O}{16g \text{ de átomos/mol de átomos de } O} = 0,595 \text{ moles de átomos de } O$$

**Proceso 3:** Se dividen los moles de cada elemento por el valor más bajo obtenido.

$$K = \frac{0,170 \text{ moles}}{0,170 \text{ moles}} = 1$$

$$Cr = \frac{0,170 \text{ moles}}{0,170 \text{ moles}} = 1$$

$$O = \frac{0,595 \text{ moles}}{0,170 \text{ moles}} = 3,5$$

**Proceso 4:** A diferencia del ejemplo anterior, uno de los valores obtenidos no corresponde a un número entero, entonces, se busca un número que al amplificarlo por los valores obtenidos los transforme en números enteros.

En este caso el número 2 será el factor que multiplicará a cada uno de los valores obtenidos, quedando finalmente los siguientes valores:

- ✓ K = 2
- ✓ Cr = 2
- ✓ O = 7

Por lo tanto la fórmula empírica del compuesto es  $K_2Cr_2O_7$ .

## 2.5 FÓRMULA MOLECULAR

La fórmula molecular en tanto, es la denominada fórmula verdadera y representa la cantidad total de átomos de cada elemento que hay en una molécula de un compuesto. Es posible que dos o más sustancias presenten la misma composición porcentual y sean compuestos completamente distintos. Por ejemplo, el acetileno ( $C_2H_2$ ) es un gas que se emplea para soldar, y el benceno ( $C_6H_6$ ) es un solvente que se utiliza en la síntesis del estireno y del nailon. Ambos compuestos presentan la siguiente composición porcentual: Hidrógeno=7,7% y Carbono=92,3%.



### 2.5.1 CÁLCULO DE LA FÓRMULA MOLECULAR

La fórmula molecular puede calcularse a partir de la fórmula empírica cuando es conocida la masa molar del compuesto. Anteriormente se indicó que cuando la fórmula empírica es distinta a la fórmula molecular, esta última se obtendrá gracias a un múltiplo que afecta a la primera. Para obtener el valor del múltiplo, que representa la cantidad de unidades de la fórmula empírica que contiene la fórmula molecular, es necesario aplicar la siguiente fórmula:

$$\text{Cantidad de unidades de fórmula empírica} = \frac{\text{Masa molar}}{\text{Masa de fórmula empírica}}$$

Lee y analiza los procesos del siguiente ejercicio resuelto:

Ejemplo: determinaremos la fórmula molecular del propileno, un hidrocarburo cuya masa molar es de 42,00 g y contiene 14,3% de hidrógeno y 85,7% de carbono.

**Proceso 1:** emplearemos todos los procedimientos estudiados anteriormente para determinar la fórmula empírica.

$$n_H = \frac{14,3g \text{ de átomos de H}}{1,008g \text{ de átomos/mol de átomos de H}} = 14,2 \text{ moles de átomos de H}$$

$$n_C = \frac{85,7g \text{ de átomos de C}}{12,01g \text{ de átomos/mol de átomos de C}} = 7,14 \text{ moles de átomos de C}$$

Luego, al dividir cada valor por el menor se obtiene:  $H = 1,99$  y  $C = 1,00$ . Entonces, la fórmula empírica será:  $CH_2$ .

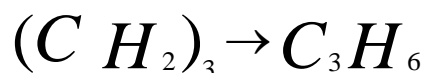
La masa molar del compuesto según el dato entregado en el problema es 42,00 g; la masa de la fórmula empírica ( $CH_2$ ) será:

$$\text{Masa fórmula empírica} = 1(12,01 \text{ g}) + 2(1,008 \text{ g}) = 14,03 \text{ g}$$

La cantidad de unidades de fórmula empírica será:

$$\text{Cantidad de unidades de fórmula empírica} = \frac{42,00 \text{ g}}{14,03 \text{ g}} = 3$$

El valor obtenido (3) multiplica ambos elementos en la fórmula empírica, entonces:



Finalmente, la fórmula molecular del compuesto es  **$C_3H_6$**

## 2.6 ACTIVIDAD

1. ¿Qué cantidad de sustancia (n) de hierro existe en 25 g de hierro puro (Fe)?
2. En el laboratorio un estudiante deberá manipular 5 g de magnesio (Mg) durante un experimento de oxidación. ¿A qué cantidad de átomos de magnesio corresponde?
3. ¿Qué masa en gramos presentará un átomo de carbono?

4. ¿Cuál es la masa de  $3,01 \times 10^{23}$  átomos de sodio (Na)?
5. ¿Cuántos átomos de oxígeno (O) hay contenidos en 1 mol de moléculas?
6. La glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ) es la principal fuente de energía para el metabolismo celular. Se obtiene fundamentalmente a través de la alimentación, y se almacena principalmente en el hígado. Calcula el número de átomos de carbono (C) que hay en 0,35 moles de  $C_6H_{12}O_6$ .
7. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en:
- a. 0,25 mol de  $Ca(NO_3)_2$
  - b. 1,50 moles de  $Na_2CO_3$
8. Define masa molar y explica cuál es su importancia.
9. Establece las relaciones que existen entre masa molar, moles y número de Avogadro. Cita a lo menos dos ejemplos.
10. Determina la masa molar de los siguientes compuestos:
- a.  $H_2S$
  - b.  $Al_2O_3$
  - c.  $Na_2SO_4$
  - d.  $Ca(ClO_4)_2$
11. El hidróxido de sodio (NaOH) es una sustancia que muchas dueñas de casa adquieren en ferreterías como soda cáustica y se

utiliza para destapar cañerías. Si una señora compra un kilogramo (1Kg) de dicha sustancia. Responde:

- a. ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio adquirió?
- b. ¿Cuántas moléculas de hidróxido hay en un 1 kg?

12. El agua es fundamental para la vida. Todo médico que visites te recomendará consumir a los menos 2 litros de agua diarios. Si logras tomar esa cantidad de agua. (Para resolver este problema, recuerda que el agua tiene una densidad equivalente a

$1 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  y que la densidad se calcula dividiendo la masa por el volumen  $d = \frac{m}{V}$  También debes recordar que 1 litro equivale a

1.000 mililitros).

- a. ¿Qué masa de agua tomas?
- b. ¿Cuántos moles de agua bebes al día?
- c. ¿Cuántas moléculas de agua beberás al final del día?

13. Determina la fórmula molecular de los siguientes compuestos.

a. La hidroquinona es un compuesto orgánico que comúnmente se utiliza como revelador de fotografía. Tiene una masa molar de  $110,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$  y una composición de 65,45% de carbono, 5,45% de hidrógeno y 29,09% de oxígeno.

b. La fructosa es un azúcar natural muy dulce que se encuentra en la miel y frutas. Su masa molar es de  $180,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$  y su composición es de 40% de carbono, 6,7% de hidrógeno y 53,3% de oxígeno.

- c. La aspirina es un analgésico y antipirético. Su masa molar es de 180,2 g/mol y su composición es de 60% de carbono, 4,48% de hidrógeno y 35,5% de oxígeno.

14. En el laboratorio se trabaja con cuatro compuestos distintos, pero formados por los mismos elementos, cuyos datos se presentan en la siguiente tabla. En cada caso, calcule la fórmula molecular.

*Tabla 4. Porcentajes y masa molar de diferentes compuestos.*

Compuesto	Porcentaje de carbono	Porcentaje de cloro	Masa molar en gramos
A	7,79	92,21	153,8
B	10,13	89,87	236,7
C	25,26	74,74	284,8
D	11,25	88,75	319,6

15. Determina la fórmula empírica de los siguientes compuestos y una vez encontrada consulta el nombre y averiguar sus aplicaciones.
- a. Al analizar una muestra de sal se encuentra que está constituida por un 56,58% de potasio, un 8,68% de carbono y un 34,73% de oxígeno.
- b. Un estudiante en el laboratorio de química formó sulfuro de hierro por combinación de 2,22 g de hierro y 1,93 g de azufre.
- c. El ácido ascórbico (vitamina C) está constituido por 40,92% de carbono, 4,58% de hidrógeno y 54,50% de oxígeno.

- d. Para la elaboración de perfumes de alta calidad, es frecuentemente empleado el benzoato de metilo. Una muestra de 5,325 g está compuesta por 3,758 g de carbono, 0,316 g de hidrógeno y 1,251 g de oxígeno.

### 3 REACCIONES QUÍMICAS Y SU CLASIFICACIÓN

Una **reacción química** es un proceso en el cual una o más sustancias, denominadas **reactivos**, se transforman en otra u otras sustancias llamadas **productos**. Las reacciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas**, en las cuales se emplean diversidad de símbolos para indicar los procesos y sustancias involucrados.

Algunos de los efectos que ocurren cuando se produce una reacción química son: cambios de color, textura, de aspecto en las sustancias que intervienen. Adicionalmente, puede ocurrir variación de la temperatura, al desprenderse o absorberse calor.

Toda ecuación química consta de dos miembros separados por una flecha, que indica el sentido de la reacción. Las fórmulas correspondientes a los reactivos se escriben a la izquierda de la flecha, mientras que las fórmulas de los productos se escriben a la derecha. La flecha se interpreta como "se convierte en".

Reactivos  $\xrightarrow{\text{se convierten en}}$  Productos

Si hay más de un reactivo o se forma más de un producto, las fórmulas de cada miembro de la ecuación irán separadas por signos de adición.

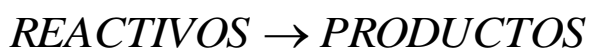
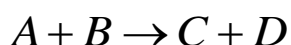
Por ejemplo:



### 3.1 LAS ECUACIONES QUÍMICAS

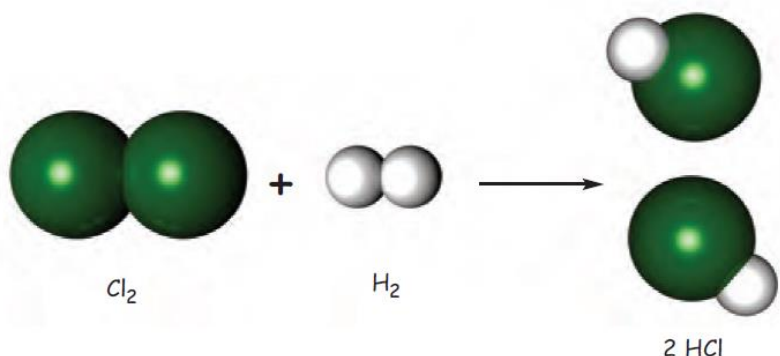
Las reacciones químicas se expresan o representan mediante las ecuaciones químicas.

Una ecuación química es una representación abreviada de una reacción química, en la que se emplean símbolos o fórmulas de los reactivos y los productos. Los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha y se unen mediante una flecha. El sentido de la flecha indica el transcurso de la reacción y debe leerse como “produce o da origen a”.



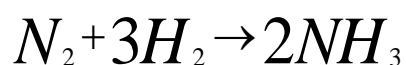
En una ecuación química se utilizan fórmulas y símbolos químicos. Los reactantes se escriben a la izquierda y los productos a la derecha, separados por una flecha, cuyo sentido indica el transcurso de la reacción. Por ejemplo, cuando el cinc (Zn) reacciona con ácido clorhídrico (HCl) se forman cloruro de cinc (ZnCl<sub>2</sub>) e hidrógeno (H<sub>2</sub>), reacción que se representa mediante la siguiente ecuación química:

*Imagen 3. Reacción molecular para la formación de ácido clorhídrico.*



Descripción de la imagen: el cloro diatómico o gaseoso ( $\text{Cl}_2$ ) que se encuentra a la izquierda está representado por dos esferas medianas unidas en sus extremos, seguido el por el signo más y el hidrógeno gaseoso o diatómico ( $\text{H}_2$ ) representado por dos esferas pequeñas unidas por sus extremos, luego se encuentra una flecha horizontal hacia la derecha que indica produce y por último se encuentran dos esferas medianas separadas cada una unida a una pequeña que representan dos moles de ácido clorhídrico.

Otro ejemplo es la formación de amoníaco a partir de la reacción entre el hidrógeno y el nitrógeno de la siguiente manera:



La ecuación nos indica que una molécula de nitrógeno se combina con tres moléculas de hidrógeno para generar dos moléculas de amoníaco.

Es importante tener en cuenta que para establecer una ecuación química se debe tener en cuenta que:

- ✓ Los reactivos se separan de los productos mediante una flecha.



- ✓ Las formulas químicas que se encuentran a la derecha de la flecha corresponden a los productos y aquellos que se encuentran a la izquierda de la flecha se llaman reactivos.
- ✓ Los números ubicados antes de cada fórmula son los coeficientes, que representan la cantidad de materia expresada en moléculas o moles de cada compuesto. Si es 1, no se escribe.
- ✓ En ocasiones se escriben, como subíndices los estados físicos en los que se encuentra el compuesto o elemento.
- ✓ La ecuación debe proporcionar la mayor cantidad de información posible sobre las condiciones en las que se realiza la reacción, para lo cual se usan algunos símbolos.

Para escribir las ecuaciones químicas, se emplean símbolos adicionales que representan características de los reactivos y de los productos.

Como los símbolos que encontramos en la siguiente tabla:

*Tabla 5. Símbolos de las ecuaciones químicas.*

SÍMBOLO	FORMA DE LEER	SE USA
+	Más y adicionado a.	Para separar los compuestos que están relacionando o que se están produciendo.
→	Produce da o reacciona para producir.	Para separar reactivos de productos.

SÍMBOLO	FORMA DE LEER	SE USA
$\rightleftharpoons$	Reacción reversible.	Para indicar producción simultánea de reactivos y productos.
(s)	Sólido.	Para sustancias que se encuentran en estado sólido.
(l)	Líquido	Para sustancias que se encuentran en estado líquido.
(g)	Gaseoso	Para sustancias que se encuentran en estado gaseoso.
(a c)	Solución acuosa	Para indicar que el reactivo o producto se encuentra en solución acuosa.
$\Delta$	Calor	Para indicar que los reactivos deben ser calentados
$\uparrow$	Gas que se desprende	Para indicar que un gas se desprende en la reacción.
$\downarrow$	Precipitado	Para indicar que un sólido se precipita en la reacción.
$\xrightarrow{\text{catalizador}}$	catalizador	Para indicar la presencia de un catalizador el cual es una sustancia que favorece la velocidad de la reacción pero no interviene en ella.

### 3.2 VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

La velocidad de una reacción es una medida de la rapidez con la que ocurre. Las reacciones químicas tienen distintas velocidades; algunas ocurren en forma casi instantánea, como cuando enciendes el gas de la cocina; otras, en cambio, se producen lentamente, como la oxidación de un material de hierro.

¿De qué depende la velocidad de una reacción? En general, se conocen cuatro factores que afectan la velocidad de las reacciones, estos son:

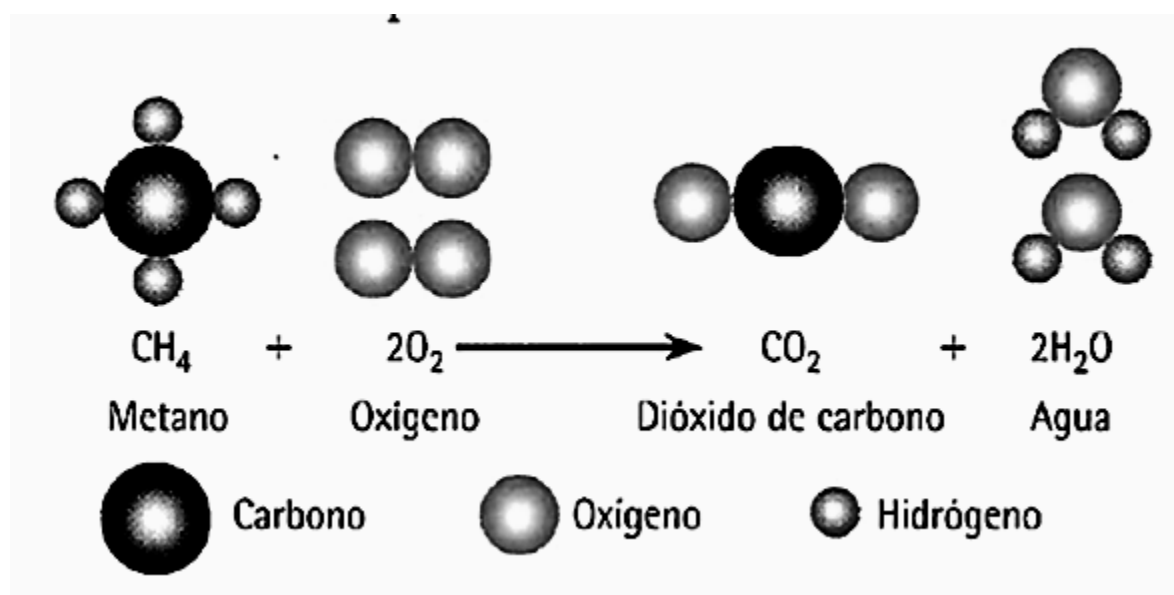
- ✓ **Temperatura.** Al aumentar la temperatura, aumenta la velocidad de la reacción, ya que las partículas de los reactantes se mueven más rápido, chocan con mayor frecuencia y se transforman más rápido en productos.
- ✓ **Concentración.** Al aumentar la concentración de los reactantes se acelera la velocidad de la reacción, ya que al aumentar la cantidad de partículas por unidad de volumen, se produce una mayor cantidad de colisiones entre las partículas reaccionantes. Por eso, al soplar una fogata esta se enciende más, ya que aumenta la cantidad de oxígeno disponible.
- ✓ **Catalizadores.** Los catalizadores son sustancias químicas que aumentan la velocidad de las reacciones químicas, ya que su presencia hace que se necesite menos energía para comenzar la reacción y, por lo tanto, esta ocurrirá con mayor rapidez. Por ejemplo, la descomposición del agua oxigenada en agua y oxígeno se acelera si se añade una pequeña cantidad de dióxido de manganeso a la reacción, el que actúa como catalizador, pero no interviene directamente en la reacción.

### 3.3 MECANISMO DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

En una reacción química, los reactivos se transforman en productos. Pero, ¿qué sucede entre las sustancias que reaccionan? Para que una reacción química ocurra es necesario que entren en contacto las partículas de los reactivos, es decir, se deben producir contactos o choques que permitan que se rompan los enlaces químicos. Recordemos que un enlace químico es la fuerza que mantiene unidos a los átomos, los iones o las moléculas que forman las sustancias químicas, elementos y compuestos de manera estable.

Al romperse los enlaces químicos se reordenan las partículas reaccionantes, y se unen mediante nuevos enlaces, como se muestra en las siguientes imágenes.

*Imagen 4. Estructura molecular de los reactivos y productos en la reacción química para formar dióxido de carbono.*



Descripción de la imagen: representación de la reacción química entre una molécula de metano más dos moléculas de oxígeno para producir una molécula de dióxido de carbono y dos moléculas de agua. Donde la

molécula de metano se representa con una esfera grande unida a cuatro esferas pequeñas cada una ubicada, en uno de los lados de la esfera, el oxígeno se representa con dos pares de esferas medianas, el dióxido de carbono se representa con una esfera grande unida a dos esferas pequeñas una a cada lado y las moléculas de agua formadas por dos agrupaciones cada una de tres esferas en la que una esfera mediana se encuentra unida en cada lado por una esfera pequeña.

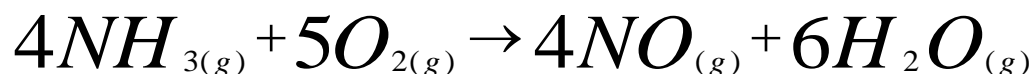
La interacción entre las partículas, que permite su reorganización, se explica mediante la teoría de las colisiones: la teoría cinética molecular de la materia nos dice que los átomos y las moléculas de las distintas sustancias se hallan en movimiento, lo que ocasiona choques continuos entre las partículas. Estos choques son La chispa para que se produzca una transformación química. Así, mientras mayor sea el número de choques, mayor será la probabilidad de que ocurra una reacción.

Sin embargo, no todos los choques entre las partículas provocan un cambio químico. Para que esto ocurra, las partículas en cuestión deben tener una energía suficientemente alta para vencer las fuerzas de repulsión que actúan entre ellas. Según la teoría de las colisiones, una reacción química se produce cuando las partículas de los reactivos chocan con una energía suficiente para que rompan ciertos enlaces y se formen otros nuevos, lo que dará origen a los productos de la reacción.

### **3.4 EQUILIBRIO EN LAS ECUACIONES**

Como ya sabes, en una reacción química los átomos se reorganizan y forman nuevas sustancias, pero nunca “aparecen o desaparecen”. En

otras palabras, el número de átomos de cada elemento antes y después de la reacción debe ser el mismo, aunque estén constituyendo diferentes sustancias. Cuando una ecuación química cumple con esta condición, se dice que se encuentra equilibrada. Para equilibrar una ecuación, se utilizan los coeficientes, que como recordamos son números que se escriben delante de los reactivos o de los productos y permiten igualar el número de átomos de cada elemento antes y después de la reacción. Por ejemplo revisa la siguiente reacción y el número de átomos involucrados:



*Tabla 6. Cantidad de átomos en reactivos y productos de la reacción.*

Elemento	Número de átomos de los reactivos	Número de átomos de los productos
N	4	4
H	12	12
O	10	10
TOTAL	26	26

### 3.5 REACCIONES QUÍMICAS Y LA ENERGÍA

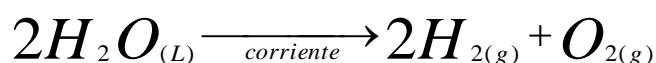
En general los procesos físicos y químicos van acompañados de cambios de energía que pueden manifestarse de diferentes maneras. Analicemos.



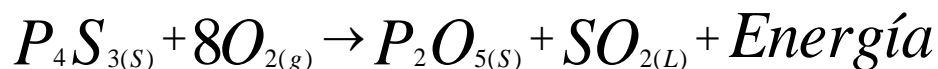
El gas butano arde en el aire. Produce el calor necesario para calentar agua o cocinar.



La reacción entre la hidracina,  $N_2H_4$ , y el tetróxido de dinitrógeno,  $N_2O_4$ , produce la energía mecánica necesaria para elevar un cohete y su carga desde la superficie de la Tierra.



Para descomponer el agua en sus elementos, hidrógeno y oxígeno, es necesario suministrar energía, ya sea eléctrica o de otro tipo. Al realizar el proceso opuesto, es decir, la reacción de combustión de hidrógeno gaseoso en presencia de oxígeno para formar agua líquida, ocurre desprendimiento de enormes cantidades de energía en forma de luz y calor.



En esta reacción se describe el proceso químico que ocurre cuando arden en el aire las cerillas o fósforos, que contienen trisulfuro de tetra fósforo  $P_4S_3$ , generando energía calórica y luminosa.



En esta reacción química de las baterías de plomo se produce energía eléctrica. La idea fundamental que se debe obtener de los ejemplos anteriores es que, cuando se produce una reacción química, no solo hay una transformación de unas sustancias en otras, sino que también ocurre un cambio energético.

### 3.5.1 CALOR DE REACCIÓN

Siempre que se produce una reacción química se produce un intercambio de energía entre los reactivos, los productos y el medio ambiente. Esta energía se presenta generalmente en forma de calor (energía calórica o calorífica), aunque también puede ser luminosa, eléctrica, mecánica, etc.

El calor liberado o absorbido durante una reacción química se denomina **calor de reacción** y se refiere siempre a una cierta cantidad de reactivo o de producto. En los laboratorios de química es posible medir el calor de reacción, controlando ciertos parámetros como volumen y presión, por lo que el valor medido para el calor de reacción suele referenciarse a una cierta presión, que se mantiene constante.

### 3.5.2 UNIDADES PARA EXPRESAR LA ENERGÍA EN UNA REACCIÓN

Como ya se mencionó, la energía que entra en juego en una reacción química se halla, por lo general, en forma de energía calorífica y en menor medida como energía lumínica o de otro tipo. El calor es una forma de energía asociada con el movimiento de las moléculas. Es el resultado tangible de la energía cinética total de los átomos, moléculas o iones que se encuentran en movimiento dentro de un sistema.

En el Sistema Internacional (SI), el calor de reacción se mide en julios, J. No obstante, tradicionalmente se usa la kilocaloría (kcal), definida como la cantidad de calor necesaria para elevar en 1°C la temperatura de 1 kg de agua.



Para expresar cantidades de calor menores se usa la caloría, entendida como la cantidad de calor requerida para elevar en 1°C la temperatura de 1 g de agua.

Otra unidad de calor, menos común es el BTU o unidad técnica británica, que representa la cantidad de calor necesaria para elevar en 1°F la temperatura de 1 libra de agua. Equivalencias:

$$1Kcal = 4,184kJ$$

$$1cal = 4,184J$$

$$1Kcal = 1000cal$$

### 3.5.3 INTERCAMBIOS DE CALOR EN LAS REACCIONES

Durante una reacción química puede producirse o liberarse energía. En este caso se habla de reacciones **exotérmicas**. Cuando, por el contrario, el sistema químico absorbe energía del medio para que una reacción pueda llevarse a término, se habla de reacciones **endotérmicas**.

#### 3.5.3.1 REACCIONES EXOTÉRMICAS

Estas reacciones reciben este nombre debido a que esta energía casi siempre se presenta como calor. La combustión, la fermentación, así como un gran número de reacciones de formación de compuestos a partir de sus elementos son ejemplos de reacciones exotérmicas.

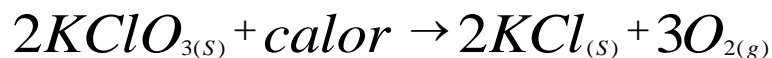
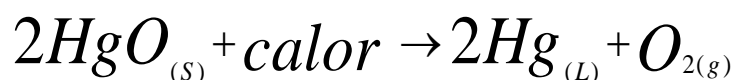
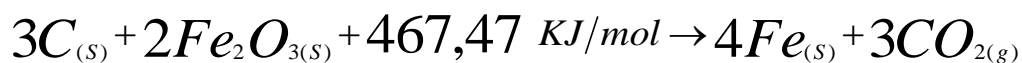
Frecuentemente, las reacciones exotérmicas necesitan un pequeño aporte inicial de energía para producirse, aporte que puede ser suministrado por una pequeña llama o una chispa eléctrica. Una vez iniciada la reacción, la cantidad de energía que se desprende es muy

superior a la que se suministró al comienzo de la reacción. Un ejemplo de reacción exotérmica es la combustión. Las reacciones de combustión son muy utilizadas en la vida diaria para obtener energía. En nuestras casas hacemos uso de éstas cuando empleamos estufas de gas butano o propano. Los automóviles también obtienen energía de la combustión, en este caso de la gasolina.

Las reacciones de combustión son más importantes por la energía que se libera cuando se producen, que por las nuevas sustancias que se forman. La cantidad de energía que se libera en una reacción de combustión depende del tipo de sustancia que se quema. Hay sustancias que, cuando se queman, desprenden más energía que otras.

### **3.5.3.2 REACCIONES ENDOTÉRMICAS**

Se denominan así porque en ellas es necesario suministrar energía al sistema de reacción para hacer que ocurran las transformaciones químicas. Esta energía se suministra en la mayoría de los casos, en forma de calor. Reacciones como las siguientes.



En las que ocurre descomposición de compuestos, son ejemplos de reacciones endotérmicas.

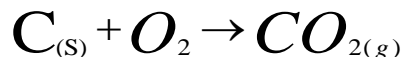
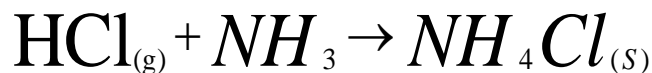
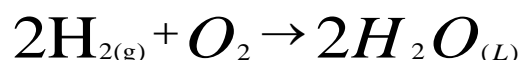
### 3.5.4 CLASIFICACION DE LAS REACCIONES QUIMICAS

Las reacciones químicas se pueden clasificar desde varios puntos de vista.

- ✓ Teniendo en cuenta los procesos químicos ocurridos, se clasifican en reacciones de síntesis, de descomposición, de sustitución o de desplazamiento, doble descomposición, óxido-reducción y neutralización.
- ✓ Teniendo en cuenta el sentido en el que se lleva a cabo una reacción, se clasifican en reacciones reversibles o irreversibles.
- ✓ Teniendo en cuenta los cambios energéticos producidos, se clasifican en exotérmicas o endotérmicas.

#### 3.5.4.1 REACCIONES DE COMPOSICIÓN O DE SÍNTESIS

Son las reacciones en las cuales dos o más sustancias se combinan para formar una sustancia nueva, como se muestran los siguientes ejemplos:

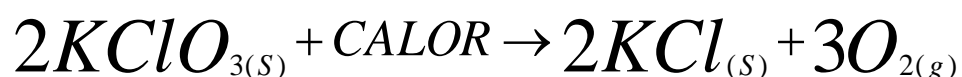


### *Imagen 5. MÁS QUE CIENCIA*

La alúmina es un material cerámico muy versátil. Sus propiedades la hacen especialmente apta para aplicaciones en donde las condiciones son extremas. Su dureza es de 9 en la escala de Mohs, siendo el material más duro después del diamante. En la naturaleza se encuentra en una gran variedad de colores, dependiendo de las impurezas que tenga: la variedad roja, conocida como rubí, y la azul, conocida por zafiro, son consideradas piedras preciosas. Es un gran agente abrasivo, por lo cual es muy utilizada en la industria.

#### **3.5.4.2 REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN**

En estas reacciones los reactivos o reactantes se dividen en sustancias más sencillas, con lo cual el número de moléculas presentes en los productos es mayor que el número de moléculas en los reactivos. Así ocurre en la descomposición térmica del clorato de potasio, según la siguiente reacción:

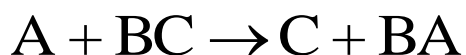
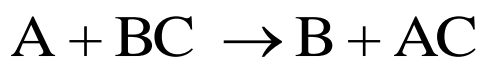


### *Imagen 6. MÁS QUE CIENCIA*

El carbonato de calcio  $\text{CaCO}_3$  el cual es un compuesto que se descompone por acción del calor, es una sustancia muy abundante en la naturaleza, formando las rocas como componente principal en todas las partes del mundo, y es primordial en la formación de conchas y esqueletos de muchos organismos. En medicina se utiliza habitualmente como suplemento de calcio, como antiácido y agente adsorbente. Es fundamental en la producción de vidrio y cemento, entre otros

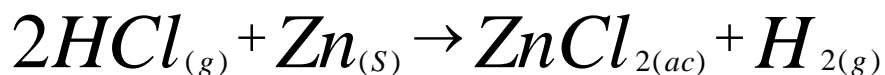
#### **3.5.5 REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO SIMPLE**

Corresponde a procesos en los cuales un elemento reacciona con un compuesto para reemplazar uno de sus componentes, produciendo un elemento y un compuesto diferentes a los originales, según los mecanismos:



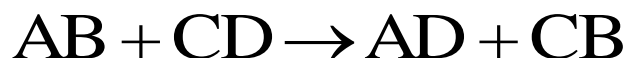
Los mecanismos presentados están sujetos a la naturaleza de los elementos que participan en la reacción, es decir, comportamiento metálico, no metálicos, halógenos, etc.

**Por ejemplo:**



### 3.5.6 REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO DOBLE

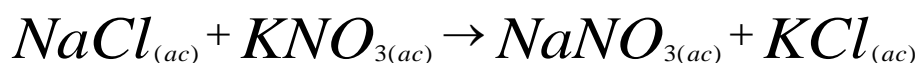
En este tipo de reacciones, dos compuestos intercambian sus elementos entre sí, produciendo dos compuestos distintos, de acuerdo al siguiente mecanismo general.



Se considera generalmente un intercambio de grupos positivos y negativos. Así, A en AB y C en CD serían iones positivos, y B y D negativos, explicando la unión de A con D y C con B.

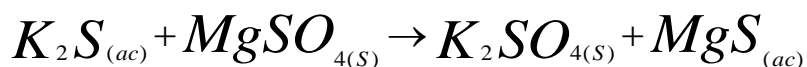
**Por ejemplo:**

- a. La reacción del cloruro de sodio (NaCl) con el nitrato de potasio ( $KNO_3$ ) producirá el nitrato de sodio ( $NaNO_3$ ) y el cloruro de potasio (KCl).



El cloruro de potasio (KCl) producido en la industria tiene múltiples usos; por ejemplo, es utilizado en la fabricación de fertilizante, ya que el crecimiento de muchas plantas es limitado por el consumo de potasio. Como reactivo químico es utilizado en la manufactura de hidróxido de potasio y potasio metálico. En medicina, se indica su consumo en casos de diarrea, vómitos y en el posquirúrgico del aparato digestivo, en aplicaciones científicas, procesamiento de alimentos y en ejecuciones judiciales a través de inyección letal en países en los que la pena de muerte está contemplada como sanción en el sistema judicial.

- b. La reacción del sulfuro de potasio ( $K_2S$ ) con el sulfato de magnesio ( $MgSO_4$ ) forma el sulfato de potasio ( $K_2SO_4$ ) y el sulfuro de magnesio (MgS).



El sulfato de magnesio se emplea en agricultura y jardinería como corrector de la deficiencia de magnesio en el suelo gracias a su alta solubilidad. En uso local puede utilizarse para el tratamiento de la uña encarnada. Por otro lado, se emplea como laxante para las embarazadas y para la prevención de las crisis convulsivas o el coma conocidos como eclampsia. Además, puede ser utilizado como broncodilatador y se aprovecha, además, como sales de baño, particularmente en la terapia de flotación.

### 3.5.7 REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN (REDOX)

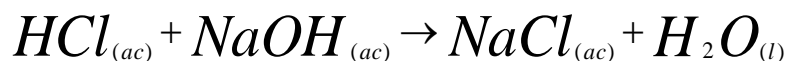
Las reacciones de oxidación-reducción se pueden considerar como la suma de dos procesos independientes de oxidación y reducción.

La **oxidación** es el proceso por el cual una especie química **pierde electrones**, como resultado su número de oxidación se hace más positivo. Por el contrario, la **reducción** es el proceso mediante el cual una especie química **gana electrones**, con lo cual el número de oxidación de los átomos o grupos de átomos involucrados se hace más negativo. La oxidación y la reducción son procesos simultáneos, que denominamos conjuntamente procesos **redox**.

### 3.5.8 REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN

Son reacciones entre ácidos y bases, en las cuales se produce una sal y agua. El ejemplo típico de este tipo de reacciones es la interacción entre

el ácido clorhídrico (HCl) y el hidróxido de sodio (NaOH) para producir cloruro de sodio y agua, como se muestra en la siguiente reacción:

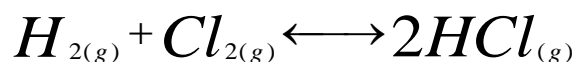


*Imagen 7. MÁS QUE CIENCIA*

Una aplicación común de la reacción ácido base se presenta en los medicamentos que eliminan los ácidos estomacales, por medio de la neutralización de éstos por parte de un compuesto básico.

### 3.5.9 REACCIONES REVERSIBLES

Son aquellas reacciones que se realizan simultáneamente en los dos sentidos. Es decir, a medida que se forman los productos, estos reaccionan entre sí para formar nuevamente los reactivos. Con ello, se crea una situación de **equilibrio químico** en la cual el flujo de sustancia en ambos sentidos es similar. Este tipo de reacciones se representa con dos medias flechas, que separan los reactivos de los productos. Por ejemplo:



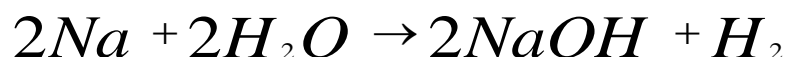
*Imagen 8. MÁS QUE CIENCIA*

Un ejemplo de reacción reversible se presenta durante la formación de la capa de ozono que protege la tierra de la intensidad de los rayos UV del sol.



### 3.5.10 REACCIONES IRREVERSIBLES

En este caso, los reactivos reaccionan completamente para convertirse en los productos, sin la posibilidad de que estos originen nuevamente los reactivos. La reacción se termina cuando se agota al menos uno de los reactivos. Ejemplo:



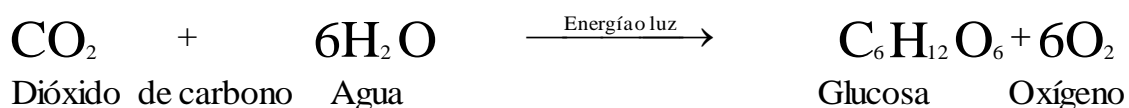
En estas reacciones los reactivos se encuentran separados de los productos por una flecha que nos indica que el sentido en que se desplaza la reacción es único.

### 3.5.11 OTRAS REACCIONES QUE SUCEDEN EN EL ENTORNO

Aunque no lo notes, en todo momento están ocurriendo reacciones químicas a nuestro alrededor. Hay ciertas reacciones químicas que se producen en la naturaleza sin las cuales la vida no sería posible, por ejemplo, la fotosíntesis y la respiración celular.

#### 3.5.11.1 FOTOSÍNTESIS

En presencia de la luz, las plantas transforman el dióxido de carbono que toman del aire y el agua que absorben del suelo en glucosa, un carbohidrato rico en energía química. La fotosíntesis puede resumirse en la siguiente ecuación:



La fotosíntesis es imprescindible para mantener la vida, ya que la energía que las plantas captan del sol es almacenada en los vegetales como compuestos energéticos, que son utilizados por el resto de los organismos a través de las tramas alimentarias. Por otra parte, el oxígeno producido durante la fotosíntesis es utilizado por la gran mayoría de los seres vivos para realizar la respiración celular.

### **3.5.11.2 RESPIRACIÓN CELULAR**

Este proceso consiste en una serie de reacciones químicas que ocurren al interior de las células de los seres vivos. Durante la respiración celular, los nutrientes que ingresan a la célula son procesados para extraer de ellos la energía almacenada en sus enlaces químicos. En este proceso, la glucosa es combinada con el oxígeno, para producir dióxido de carbono, vapor de agua y liberar energía. La ecuación química que representa este proceso es la siguiente:



Otras reacciones muy frecuentes de revisar a nuestro alrededor son la combustión, la corrosión y la putrefacción.

### **3.5.11.3 COMBUSTIÓN**

Es una reacción química que se produce cuando un combustible se combina con un comburente (el oxígeno), produciéndose dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), vapor de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) y energía en forma de luz y calor. Los combustibles son sustancias que contienen energía química almacenada en los enlaces químicos entre los átomos que componen el combustible. Esta energía se libera en forma de luz y calor cuando los

átomos del combustible se recombinan para formar dióxido de carbono y agua. Existe una enorme variedad de combustibles, como la madera, el carbón, el petróleo, el alcohol y la gasolina. La combustión del gas natural, combustible compuesto principalmente por metano (CH<sub>4</sub>), se puede representar mediante la siguiente ecuación:



Cuando no hay suficiente oxígeno presente al ocurrir la combustión, se produce monóxido de carbono (CO), un gas muy tóxico, que al ser inhalado puede provocar envenenamiento temporal e incluso la muerte. A esta reacción se le denomina combustión incompleta, y se representa mediante la siguiente ecuación química:



### *Imagen 9. MÁS QUE CIENCIA*

El monóxido de carbono es un gas mortal, es decir, al inspirarlo provoca la muerte. ¿Por qué ocurre esto? En los glóbulos rojos de la sangre existe una molécula llamada hemoglobina, que se encarga de transportar el oxígeno hacia todas las células de nuestro organismo, para que ellas puedan obtener energía a través de la respiración celular. Sin embargo, cuando existe monóxido de carbono en el aire que inspiras, la hemoglobina se une a este gas en lugar de unirse al oxígeno, produciendo la muerte.

El monóxido de carbono que es un no posee color ni olor, por lo que no podemos verlo ni olerlo, es decir, no podemos detectarlo con facilidad. Sin embargo, podemos prevenir la intoxicación con este gas, manteniendo en buen estado de funcionamiento nuestros aparatos domésticos que funcionan a gas, como son las estufas y los hornos y por supuesto, no usarlos en lugares poco ventilados ni muchos menos mantenerlos encendidos mientras dormimos.

#### **3.5.11.4 CORROSIÓN DE METALES.**

La corrosión es la oxidación de los metales que ocurre en presencia de aire y humedad. Es muy probable que en más de una ocasión hayas visto los efectos de esta reacción química, en el deterioro que sufren los metales cuando quedan a la intemperie, como maquinarias, herramientas, automóviles y estructuras metálicas, en general.

El hierro es un metal que se oxida fácilmente por acción combinada del oxígeno del aire y de la humedad, formando un óxido de color rojizo llamado herrumbre.

### **3.5.11.5 PUTREFACCIÓN DE LA MATERIA ORGÁNICA.**

Seguramente has revisado un trozo de carne, pan, o fruta en estado de descomposición, y comprobado que su aspecto y olor son muy desagradables. La putrefacción es una reacción química de degradación de materia orgánica producida por microorganismos, como bacterias y hongos.

Cuando estos microorganismos encuentran las condiciones apropiadas, realizan reacciones químicas que desintegran las proteínas vegetales y animales. Los productos de estas reacciones se incorporan nuevamente al ambiente y por lo general presentan un olor desagradable.

Dependiendo de lo avanzado que esté el proceso de putrefacción y de las condiciones ambientales, pueden encontrarse distintas sustancias como productos.

*Imagen 10. MÁS QUE CIENCIA*

El tétano es una grave enfermedad producida por una bacteria que habita preferentemente en los metales oxidados. Cuando una persona se hiere con un metal oxidado, por ejemplo, un clavo, corre el riesgo de padecer esta enfermedad, la cual se caracteriza por una rigidez de los músculos, lo que puede llevar a la incapacidad para respirar.

## **3.6 ACTIVIDAD**

1. Indica que tipo de reacción es cada una de las siguientes reacciones

- a.  $C_3H_{8(g)} + O_2 \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$
- b.  $Al_{(s)} + Br_{2(l)} \rightarrow AlBr_{3(s)}$
- c.  $H_2O_{2(l)} \rightarrow O_{2(g)} + H_2O_{(l)}$
- d.  $HCl_{(ac)} + ZnS_{(s)} \rightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_2S_{(g)}$

2. Escribe un ejemplo para las siguientes clases de reacciones químicas:

- a. Síntesis.
- b. Descomposición.
- c. Doble descomposición.
- d. Exotérmicas.
- e. Endotérmicas

3. Revisa atentamente las siguientes ecuaciones químicas. En cada caso identifica los reactivos, los productos y los coeficientes estequiométricos.

- a.  $NaI + HCl \rightarrow NaCl + HI$
- b.  $2Fe + O_2 \rightarrow 2FeO$

4. Indicala si el enunciado es verdadero usando la letra V y F, si es falso:

- a. La electrólisis es una reacción de descomposición.
- b. En toda ecuación química siempre hay ganancia y pérdida de electrones.
- c. El agente reductor es la sustancia que produce la reducción.

- d. Las reacciones de neutralización producen sales y agua.
  - e. Una reacción de sustitución es el proceso inverso de una reacción de síntesis.
  - f. Las reacciones donde el oxígeno es un reactante se denominan oxidaciones.
  - g. Las reacciones exotérmicas liberan energía.
5. Las reacciones son procesos.
- a. las sustancias se disuelven.
  - b. las sustancias se eliminan.
  - c. donde las sustancias se combinan para formar nuevos compuestos.
  - d. las sustancias desaparecen para que aparezcan nuevas.
6. Indica cuáles de los siguientes cambios son reacciones químicas.  
Explica tu respuesta.
- a. Se evapora agua.
  - b. Un trozo de hierro se oxida.
  - c. Se disuelve azúcar en agua. Se comprime el gas que hay dentro de una jeringa.
7. ¿Qué es una ecuación química y qué información se puede obtener de ella?

## **4 NUMERO DE OXIDACIÓN Y FUNCIONES INORGÁNICAS CON NOMECLATURA**

## 4.1 NÚMERO DE OXIDACIÓN

De algunos elementos comunes. El oxígeno actúa con número de oxidación  $-2$ , excepto en los peróxidos donde presenta  $-1$  y en el fluoruro de oxígeno ( $\text{F}_2\text{O}$ ) donde tiene un número de oxidación atípico de  $+1$ , debido a la gran electronegatividad del flúor (4,0).

El hidrógeno actúa con número de oxidación  $+1$ , excepto en los hidruros, donde presenta un número de oxidación de  $-1$ .

Los metales de los grupos I (1A), II (2A) y III (3A), siempre tienen números de oxidación de  $+1$ ,  $+2$  y  $+3$ , respectivamente.

Los metales de transición presentan, por lo regular dos o más números de oxidación positivos, según el número de electrones que entreguen. Por ejemplo, el cobre tiene dos números de oxidación  $+1$  y  $+2$ , mientras que el cromo tiene tres números de oxidación:  $+6$ ,  $+3$  y  $+2$ .

## 4.2 FUNCIONES QUÍMICAS INÓRGANICAS Y SU NOMENCLATURA

Se llama función química a un conjunto de compuestos o sustancias con características y comportamiento comunes. Las funciones químicas se describen a través de la identificación de grupos funcionales que las identifican.

Un grupo funcional es un átomo o grupo de átomos que le confieren a los compuestos pertenecientes a una función química, sus propiedades principales.

Por ejemplo, la función ácido se reconoce porque en su estructura está presente el grupo funcional  $\text{H}^+$  (hidrogenión) y la función hidróxido se



caracteriza por la presencia del grupo funcional  $OH^-$  (hidroxilo). Así, la fórmula del ácido clorhídrico es HCl y la del hidróxido de sodio NaOH.

En la química inorgánica las funciones más importantes son: óxido, ácido, base y sal. A continuación profundizaremos en cada una de ellas, centrándonos especialmente en los aspectos de nomenclatura de cada una de las funciones.

#### 4.2.1 FUNCIÓN ÓXIDO

Son compuestos inorgánicos binarios, es decir, constituidos por dos elementos, que resultan de la combinación entre el oxígeno y cualquier otro elemento. Por ejemplo, el cobre arde en presencia del Oxígeno.

Cuando el elemento unido al oxígeno es un metal, el compuesto se llama **óxido básico**, mientras que si se trata de un no metal, se le denomina **óxido ácido**. Para nombrar este tipo de compuestos basta recordar las siguientes reglas:

- ✓ El oxígeno en la gran mayoría de sus compuestos actúa con número de oxidación  $-2$ .
- ✓ En todo compuesto la suma algebraica de los números de oxidación de sus elementos debe ser igual a cero.

Al nombrar o escribir las fórmulas de los óxidos se pueden presentar tres situaciones:

- Elementos con un único número de oxidación: se incluyen en esta categoría los elementos de los grupos IA (1A), IIA (2A) y IIIA (3A). En este caso para expresar la fórmula del compuesto basta con escribir los símbolos de los elementos involucrados dejando un espacio entre ellos para anotar los subíndices numéricos que

permiten equilibrar el número de cargas positivas y negativas del compuesto de tal manera que se cumpla la segunda regla.

- Elementos que presentan dos números de oxidación: en este caso, estos elementos pueden combinarse con el oxígeno para dar lugar a dos tipos de óxidos, con propiedades químicas y físicas propias y que de igual forma reciben nombres y fórmulas distintos. Dentro de la nomenclatura tradicional se emplean sufijos (terminaciones) que permiten diferenciar las dos clases de óxidos. revisemos el siguiente ejemplo: El hierro es un elemento metálico que actúa con dos números de oxidación:  $2^+$  y  $3^+$ . Teniendo en cuenta que el número de oxidación del oxígeno es  $-2$ , las fórmulas para los respectivos óxidos serán: (Fe O) cuando el número de oxidación es  $+2$  y  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  cuando el número de oxidación es  $+3$ . Nótese que en la primera fórmula la proporción es 1:1 (uno a uno), mientras que en la segunda es 2:3 (dos a tres). De esta manera las cargas positivas y negativas se equilibran y se cumple la segunda regla.

Para diferenciar el primer óxido del segundo se emplea el sufijo oso para el óxido formado con el menor número de oxidación ( $+2$ ), e ico para el óxido formado con el mayor número de oxidación ( $+3$ ). Los nombres serán entonces óxido ferroso (Fe O) y óxido férrico ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ).

Otro ejemplo puede ser el cobre. Este elemento actúa con los números de oxidación  $+1$  y  $+2$ . El procedimiento es el mismo del caso anterior: números de oxidación del cobre:  $\text{Cu}+1$  y  $\text{Cu}+2$  y número de oxidación del oxígeno  $-2$ .

La fórmula de los óxidos es:  $\text{Cu}_2\text{O}$  para el óxido formado cuando el cobre actúa con número de oxidación +1, y  $\text{CuO}$  cuando el cobre actúa con número de oxidación +2.

Existe otro sistema de nomenclatura denominado stock en el cual se nombra el óxido incluyendo en el nombre el número de oxidación del elemento. Dicho número se escribe dentro de un paréntesis en números romanos. Por ejemplo, el  $\text{FeO}$  es óxido de hierro (II) y el  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , óxido de hierro (III). En ocasiones se emplea otro sistema de nomenclatura para óxidos ácidos (no metal y oxígeno) denominado nomenclatura sistemática.

Según este sistema los óxidos se nombran con la palabra genérica óxido anteponiéndole prefijos de origen griego, como mono, di, tri, tetra, penta, etc., para indicar la cantidad de átomos de oxígeno presentes en la molécula. Algunos ejemplos son:  $\text{CO}$ : monóxido de carbono,  $\text{NO}_2$ : dióxido de nitrógeno y  $\text{SO}_3$ : trióxido de azufre.

- Elementos con tres o cuatro números de oxidación: en este caso se forman tres o cuatro óxidos con fórmulas, nombres y propiedades distintas, según el caso.
  - ✓ Vamos a ilustrar en primer lugar el caso de un elemento que actúa con tres números de oxidación, como el azufre:  $\text{S}^{+2}$ ,  $\text{S}^{+4}$  y  $\text{S}^{+6}$ . Las fórmulas de los tres óxidos son:  $\text{SO}$ , cuando el azufre actúa con número de oxidación +2;  $\text{SO}_2$ , cuando actúa con +4, y  $\text{SO}_3$ , cuando su número de oxidación es +6. Para nombrar el segundo y tercer óxido basta con aplicar la misma norma del caso anterior. Es decir, el  $\text{SO}_2$  recibirá el nombre de óxido sulfuroso, mientras el  $\text{SO}_3$  se llamará óxido sulfúrico. Para nombrar el óxido que tiene el menor número de oxidación

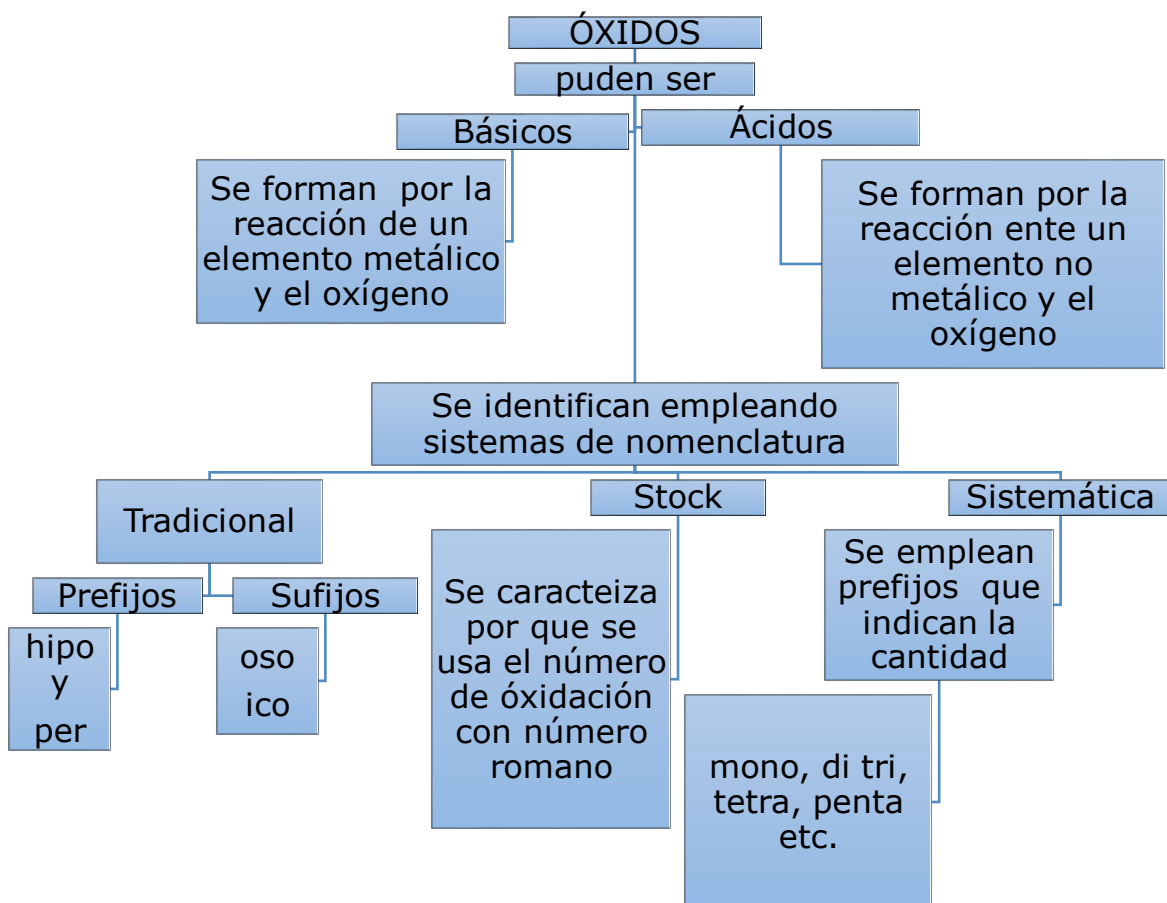
de los tres, es decir,  $S+2$ , es necesario anteponer al nombre del óxido el prefijo hipo, que quiere decir “por debajo de”, seguido de la raíz del nombre del elemento con la terminación oso. En este caso el nombre del  $SO$  será óxido hiposulfuroso. Otros elementos con comportamiento similar son el selenio y el yodo.

- ✓ Revisemos a continuación el caso de un elemento que actúa con cuatro números de oxidación, como el cloro:  $Cl +1$ ,  $Cl +3$ ,  $Cl +5$  y  $Cl +7$ . Las fórmulas de los diferentes óxidos son:  $Cl_2O$  para el primer caso ( $Cl+1$ );  $Cl_2O_3$  para el segundo ( $Cl +3$ );  $Cl_2O_5$  para el tercero ( $Cl +5$ ) y  $Cl_2O_7$  para el cuarto ( $Cl +7$ ). Para nombrar estos óxidos empleamos la misma regla del caso anterior pero añadimos el prefijo per o hiper (“por encima de”) para el óxido formado cuando el cloro actúa con el mayor número de oxidación, en este caso, siete. Los nombres son: óxido hipocloroso ( $Cl_2O$ ), óxido cloroso ( $Cl_2O_3$ ), óxido clórico ( $Cl_2O_5$ ) y óxido perclórico ( $Cl_2O_7$ ).

*Tabla 7. Reglas de nomenclatura IUPAC y stock para óxidos de cloro.*

<b>Prefijo si lo tiene, según nomenclatura IUPAC</b>	<b>sufijo según nomenclatura IUPAC</b>	<b>Número de oxidación</b>	<b>Nomenclatura stock</b>
hipo	oso	menor	I (1)
ninguno	oso	Intermedio menor	III (3)
ninguno	ico	Intermedio mayor	V (5)
per	ico	Mayor	VII (7)

*Mapa Conceptual 1. Características de formación y nomenclatura de óxidos.*



**Ejemplos:**

**1. Tomemos un elemento del grupo IA, como el sodio.**

Recordemos que el número de oxidación del Na es +1 y que el del oxígeno es  $-2$ . Debemos escribir ahora los subíndices correspondientes para equilibrar las cargas positivas y negativas de los dos elementos. Sabemos que existe una carga positiva correspondiente al Na (+1) y dos cargas negativas provenientes

del oxígeno O ( $-2$ ), por lo tanto, debe haber dos átomos de sodio para contrarrestar las cargas negativas del oxígeno. Con ello, la fórmula del compuesto es:  $\text{Na}_2\text{O}$ . Como solamente se puede formar un óxido, este recibirá el nombre de **óxido de sodio**. Se puede decir entonces que la proporción en que se combinan estos elementos con el oxígeno es de 2a1.

## 2. Analicemos ahora un ejemplo con un elemento del grupo IIA, como el calcio:

- ✓ Número de oxidación del calcio, Ca: +2.
- ✓ Número de oxidación del oxígeno, O:  $-2$
- ✓ Fórmula del óxido:  $\text{CaO}$ .
- ✓ Nombre del óxido: óxido de calcio.

De lo anterior podemos deducir que los elementos del grupo IIA (2A) se combinan con el oxígeno e la proporción de 1:1 (uno a uno).

### 4.2.2 FUNCIÓN HIDRÓXIDO

Los hidróxidos, también llamados bases, se caracterizan por liberar iones  $\text{OH}^-$  hidroxilo en solución acuosa. Esto le confiere pH alcalino o básico a las soluciones. Se caracterizan también por tener sabor amargo. Son compuestos ternarios formados por un metal, hidrógeno y oxígeno. Todos los hidróxidos se ajustan a la fórmula general  $\text{M}(\text{OH})_x$ , donde M es el símbolo del metal y x corresponde al valor absoluto de su número de oxidación, ya que el ion OH tiene una carga negativa. Se denominan con la palabra hidróxido seguida del elemento correspondiente.

Si se trata de un metal con más de un número de oxidación, se adiciona el sufijo oso al nombre, para el menor, e ico para el mayor.

Empleando la nomenclatura stock se escribe el número de oxidación entre paréntesis como en el caso de los óxidos. Revisemos.

- ✓ Hidróxido de sodio: se forma por la reacción:



- ✓ Hidróxidos de cromo: dado que el cromo puede formar dos óxidos, se tienen las siguientes reacciones que dan lugar a los correspondientes hidróxidos:



- ✓ Hidróxidos de hierro: similar a lo que ocurre con el cromo, tenemos:



Las bases son importantes para la industria puesto que son reactivos indispensables en la fabricación de jabones, detergentes y cosméticos.

### 4.2.3 FUNCIÓN ÁCIDO

Los ácidos son sustancias que se caracterizan por liberar iones  $H^+$ , cuando se encuentran en solución acuosa. Además, presentan sabor agrio. Existen dos clases de ácidos inorgánicos:

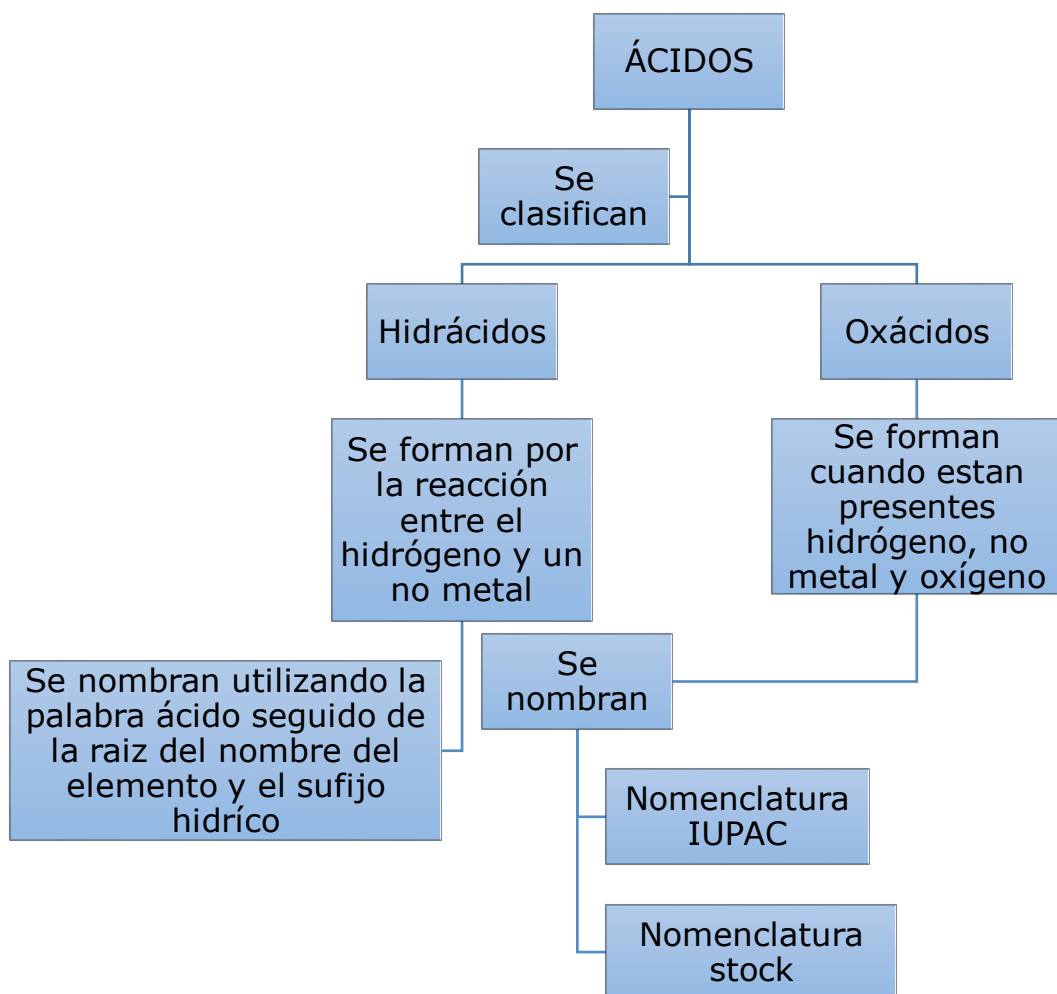
**Ácidos hidrácidos:** son compuestos binarios que contienen solamente hidrógeno y un no-metal, en estado gaseoso se nombran como haluros. En solución acuosa se comportan como ácidos y para nombrarlos se antepone la palabra **ácido** seguida de la raíz del elemento con la terminación **hídrico**. Revisemos algunos ejemplos:



El hidrógeno trabaja con número de oxidación positivo +1, en estos ácidos el no metal debe tener número de oxidación negativo.

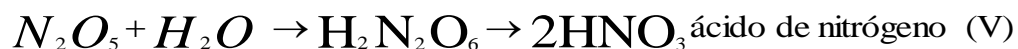


*Mapa Conceptual 2. Características de clasificación, formación y nomenclatura de los ácidos.*



Ácidos oxácidos: son compuestos ternarios que contienen hidrógeno, oxígeno y un no-metal en su molécula. Se obtienen de la reacción entre un óxido ácido, es decir, formado por un no-metal y el agua. En la fórmula se coloca en primer lugar el hidrógeno, luego el no-metal y por último el oxígeno. En la nomenclatura de los ácidos oxácidos se utilizan los mismos prefijos y sufijos empleados con los óxidos. Revisemos.

✓ Del óxido nítrico:



- ✓ Del óxido hipocloroso:



- ✓ Del óxido carbónico:



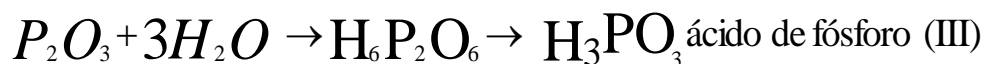
- ✓ Del óxido sulfúrico:



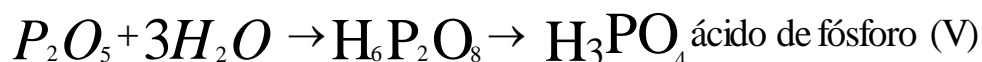
Cuando reaccionan el óxido bórico, el óxido hipofosforoso, el óxido fosforoso y el óxido fosfórico con el agua, se obtienen varios ácidos dependiendo del número de moléculas de agua que se añadan al óxido.

Sin embargo, la forma más estable de los ácidos obtenidos, corresponde a la reacción del óxido con tres moléculas de agua:

- ✓ Del óxido fosforoso:



- ✓ Del óxido fosfórico:



#### 4.2.4 FUNCIÓN SAL

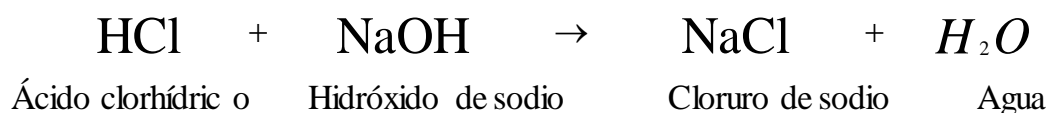
Las sales se definen como las sustancias resultantes de la reacción entre los ácidos y las bases. También pueden resultar de combinaciones entre un metal y un no-metal, con el oxígeno.

Las sales son compuestos binarios, ternarios o cuaternarios, que resultan de la unión de una especie catiónica con una especie aniónica, las cuales provienen del ácido y la base involucradas. El catión es, por lo

general, un ion metálico, aunque también existen sales de iones como el amonio ( $NH_4^{+1}$ )

El anión proviene normalmente del ácido. En consecuencia, puede ser un anión simple o monoatómico ( $Cl^{-1}, S^{-2} etc..$ ) o un ion poliatómico.

Por ejemplo: el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio reaccionan para formar el cloruro de sodio o sal común, según la ecuación:



Para nombrar las sales es necesario saber qué catión y qué anión intervienen en su formación. Revisemos.

*Imagen 11. Reglas de nomenclatura para sales.*

La nomenclatura de las sales oxácidas se derivan del ácido que las produzca. Analicemos como es:

- ✓ Si el ácido termino en hidrico la sal terminará en uro.
- ✓ Si el ácido tenia el prefijo hipo y el sufijo oso, la sal tendra de nuevo el prefijo hipo pero el sufijo ito.
- ✓ Si el ácido tenía únicamente el prefijo oso, la sal tendrá el prefijo ito.
- ✓ Si el ácido tenía únicamente el sufijo ico, la sal tendrá el sufijo ato.
- ✓ Si el ácido tenía el prefijo per y el sufijo ico, la sal tendra el prefijo per y el sufijo ato.

**Los cationes:** reciben el nombre del elemento del cual provienen. Por ejemplo, el ion sodio es Na +1 y el ion aluminio es Al +3. Si se trata de un metal, con capacidad para formar dos iones, éstos se distinguen por las terminaciones oso, para el menor, e ico, para el mayor. Si se usa el sistema stock, la valencia del metal se indica entre paréntesis. Por ejemplo:

- ✓ Fe +2 es el ión ferroso o el hierro (II)
- ✓ Fe +3 es el ión ferrico o el hierro (III)

**Los aniones:** cuando los ácidos se encuentran en solución acuosa, se disocian o separan, en iones con carga positiva y negativa, en razón a la fuerte atracción que ejercen las moléculas del agua sobre las del ácido.

Para nombrar los aniones se considera el nombre del ácido del cual provienen y se procede de la siguiente manera:

- ✓ Si el ácido termina en **hídrico**, el anión terminará en **uro**.
- ✓ Si el ácido termina en **oso**, el anión terminará en **ito**.
- ✓ Si el ácido termina en **ico**, el anión terminará en **ato**.

### Mapa Conceptual 3. Clasificación de las sales.



#### 4.2.4.1 SALES NEUTRAS, ÁCIDAS, BÁSICAS Y DOBLES

n **Sales neutras**. Son las sales que hemos estudiado hasta ahora. Al formarse, todos los hidrógenos del ácido y todos los hidroxilos de la base reaccionan completamente, hasta neutralizarse.

n **Sales ácidas**. Los ácidos que contienen más de un hidrógeno en sus moléculas pueden dar origen a más de un anión. Por ejemplo, el ácido

carbónico,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , da origen a los iones  $\text{CO}_3^{-2}$  y  $\text{HCO}_3^{-2}$ . Este último es un **anión hidrogenado** y tiene carácter ácido, puesto que está en capacidad de suministrar iones  $\text{H}^+$ . Cuando estos aniones se unen con un catión, forman sales, conocidas como **sales ácidas**.

La nomenclatura de los aniones hidrogenados es similar a la empleada para otros aniones, solo que se especifica el número de hidrógenos presentes.

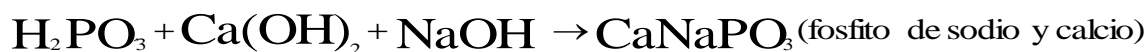
La nomenclatura de las sales ácidas se realiza de la misma manera que para las sales neutras, con el nombre del anión hidrogenado. También se acostumbra colocar a las sales ácidas provenientes de ácidos de dos hidrógenos el prefijo bi para indicar la presencia del hidrógeno, aunque, el prefijo bi, en este caso, no quiere decir dos.

En algunos casos se nombra como la sal neutra, indicando que se trata de una sal ácida. Por ejemplo: el  $\text{NaHCO}_3$  es el hidrogenocarbonato de sodio o bicarbonato de sodio o carbonato ácido de sodio y el  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  es el dihidrogenofosfato de potasio o fosfato diácido de potasio.

**Sales básicas.** Se forman cuando la base de la cual provienen contiene más de un  $\text{OH}^-$ , dando origen a cationes que aún contienen iones  $\text{OH}^-$ . Para nombrarlas, se procede de igual manera que para las sales neutras, colocando la palabra "básico" o "dibásico" al nombre, según si contiene uno o dos  $\text{OH}^-$ . Por ejemplo: el  $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$  es el cloruro básico de calcio, el  $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$  es el nitrato básico de aluminio y el  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_2$  es el nitrito dibásico de aluminio.

**Sales dobles.** Son las que se obtienen cuando un ácido reacciona con dos bases de diferentes metales. Por ejemplo:





La mayor parte de las sales conocidas son sales neutras, es decir, no contienen átomos de hidrógeno unidos al anión ni iones hidróxido.

#### 4.2.5 FUNCIÓN HIDRURO

Los **hidruros** son compuestos binarios formados por hidrógeno y cualquier otro elemento menos electronegativo que el hidrógeno. Los hidruros son una excepción, en la cual el hidrógeno actúa con número de oxidación 1. Responden a la fórmula **EH<sub>x</sub>**, donde **E** es el símbolo del elemento que se combina con el hidrógeno (H) y **x** es el número de oxidación con el que actúa dicho elemento. Algunos ejemplos de hidruros son: NaH, CaH<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub> y SiH<sub>4</sub>.

Los hidruros se nombran como **hidruro de seguido del nombre del elemento**, que acompaña al hidrógeno. De este modo, NaH es el hidruro de sodio y CaH<sub>2</sub> es el hidruro de calcio.

En algunos casos, especialmente cuando se trata de hidruros de elementos no-metálicos, se acostumbra llamarlos con nombres comunes. Por ejemplo, el trihidruro de nitrógeno es más conocido como amoníaco, el PH<sub>3</sub> es la fosfamina y el AsH<sub>3</sub> es la arsina.

#### 4.2.6 PERÓXIDOS Y FLUORUROS

En ocasiones, el oxígeno puede presentar estado de oxidación -1. Los compuestos donde ocurre esto se llaman **peróxidos** y responden a la fórmula **M—O—O—M**, donde **M** es un metal. Se caracterizan por presentar el enlace **O—O**, porque se descomponen en agua y muestran un alto poder oxidante. Por ejemplo: Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> es el peróxido de sodio y BaO<sub>2</sub> es el peróxido de bario.

Aunque en la mayoría de sus compuestos el oxígeno presenta estado de oxidación de  $-2$ , recibiendo 2 electrones, en presencia de elementos altamente electronegativos, actúa con número de oxidación positivo, entregando electrones.

Para conocer más sobre la nomenclatura y funciones inorgánicas consulta la siguiente dirección [funciones y nomenclatura inorgánica](https://sites.google.com/site/actividadesdequimica/funciones-quimicas)  
<https://sites.google.com/site/actividadesdequimica/funciones-quimicas>.

### 4.3 ACTIVIDAD

1. El número de oxidación de un elemento se refiere a la carga que posee un átomo cuando se encuentra como ion. Establece el número de oxidación del azufre, S, en los siguientes compuestos:
  - a.  $\text{H}_2\text{S}$ .
  - b.  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
  - c.  $\text{CaSO}_3$ .
  - d.  $\text{CaS}$ .
  - e.  $\text{KHSO}_3$ .
  
2. Identifica la función química a la que pertenece cada una de las siguientes sustancias:
  - a. Óxido mercuríco.
  - b. Ácido fluorhídrico.
  - c. Hidróxido de níquel (II).
  - d. Sulfato de bario.
  - e. Ácido bórico.



f. Carbonato de sodio.

3. Indica cuáles de los siguientes óxidos son óxidos ácidos. Justifica tu respuesta.

- a. CO
- b.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .
- c. BeO.
- d.  $\text{N}_2\text{O}_5$ .
- e.  $\text{P}_2\text{O}_3$ .
- f.  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

4. Completa la información de la segunda columna en la siguiente tabla relacionada con la clasificación de los compuestos inorgánicos:

*Tabla 8. Grupo funcional según función química.*

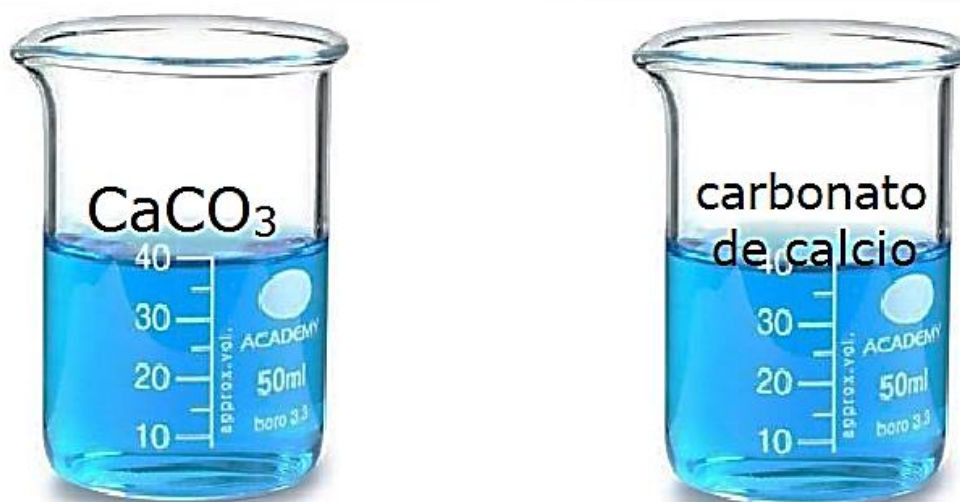
<b>FUNCIÓN</b>	<b>GRUPO FUNCIONAL</b>
<b>Óxidos</b>	
<b>Ácidos oxácidos</b>	
<b>Ácidos hidrácidos</b>	
<b>Hidróxidos o bases</b>	
<b>Sales neutras</b>	
<b>Sales básicas</b>	
<b>Hidruros</b>	
<b>Peróxidos</b>	

5. Los abonos químicos, como el nitrato de amonio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , se utilizan para mejorar el rendimiento de algunos cultivos. Plantea la

reacción para la obtención de este compuesto. ¿Qué clase de sustancia es? Explica tu respuesta.

6. El lenguaje propio de la química denominado *nomenclatura*, permite comunicarse de una manera muy específica. Según el siguiente texto: “la lluvia ácida se forma, porque los óxidos de nitrógeno, de azufre y de carbono producen, con la humedad del aire, ácido nítrico, ácido carbónico y ácido sulfúrico”.
  - a. ¿Qué clase de sustancias se forman en este proceso?  
Justifica tu respuesta.
  - b. ¿Qué reacciones se llevan a cabo?
  - c. ¿Qué similitudes en cuanto a la composición química presentan los óxidos de los elementos mencionados?
  - d. ¿Qué similitudes en cuanto a la composición química presenta los ácidos mencionados?
7. Algunas sustancias utilizadas como combustibles en centrales térmicas, fábricas de automóviles y otras industrias contienen azufre. El azufre, por la acción del oxígeno atmosférico en las combustiones, se transforma en trióxido de azufre y este, con el vapor de agua de la atmósfera, en ácido sulfúrico.
  - a. ¿Cuál es la secuencia de las reacciones para producir el ácido sulfúrico?
  - b. ¿Qué clase de ácido es este?
  - c. ¿Qué otros ácidos puede formar el azufre?
8. En el laboratorio encuentras dos frascos con las siguientes etiquetas:

Imagen 12. Dos frascos de precipitado.



- a. Indica si Se trata de la misma sustancia Explica tu respuesta.
  - b. Que nombres recibe la sustancia que se encuentra en el frasco de la izquierda según los sistemas de nomenclatura sistemática, IUPAC y tradicional.
9. Realiza un cuadro o estructura que te permita resumir las principales características de los tres sistemas de nomenclatura trabajados. (sistemática, IUPAC y tradicional).
10. La fórmula del sulfuro de plata es:
- a.  $\text{Pt}_2\text{S}$
  - b.  $\text{Ag}_2\text{S}$
  - c.  $\text{PtS}$
  - d.  $\text{AgS}$
11. ¿La fórmula del nitrito de calcio es:  $\text{Ca}_2\text{NO}_3$ ?

- a. Verdadero.
  - b. Falso.
12. ¿Cuál es la fórmula química del sulfato de cromo (III)?
- a.  $\text{Cr}(\text{SO}_3)_3$ .
  - b.  $\text{CrSO}_4$ .
  - c.  $\text{Cr}_2(\text{SO}_3)_3$ .
  - d.  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ .
13. ¿Cuál es la fórmula química del ácido nítrico?
- a.  $\text{H}_2\text{NO}_2$ .
  - b.  $\text{H}_2\text{NO}_3$ .
  - c.  $\text{HNO}_2$ .
  - d.  $\text{HNO}_3$ .
14. ¿Cuál es la fórmula química del hidróxido de mercurio (II)?
- a.  $\text{Hg}_2\text{O H}$
  - b.  $\text{Hg}_3\text{O H}$
  - c.  $\text{Hg}(\text{O H})_2$
  - d.  $\text{HgO H}$
15. La fórmula del óxido de sodio es:
- a.  $\text{NaO}$
  - b.  $\text{Na}_2\text{O}$
  - c.  $\text{NaO}_2$
  - d.  $\text{Na}_2\text{O}_3$

## 5 LEYES PONDERALES DE LA MATERIA

Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794), fue el primer químico que comprendió la importancia de la medida en el estudio de las transformaciones químicas. Realizó cuidadosas mediciones con la balanza y obtuvo la información necesaria para proporcionar una explicación correcta de reacciones en las cuales, metales como el mercurio o el cobre se calentaban en presencia de aire.

## **5.1 LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA.**

Lavoisier generalizó sus resultados a todas las reacciones químicas, enunciando la llamada ley de la conservación de la masa, que puede formularse de la siguiente manera:

En toda reacción química, la masa total de las sustancias reaccionantes es igual a la masa total de los productos de la reacción.

La conservación de la masa en las reacciones químicas debe representarse también en las ecuaciones químicas. Una ecuación química equilibrada es aquella en la que el número de átomos de cada elemento es igual en los reactantes y en los productos. Para equilibrar una ecuación química, se colocan números enteros delante de las fórmulas o los símbolos químicos de las sustancias que intervienen.

Ley de Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier En 1770, Antoine Laurent Lavoisier realizó el experimento del calentamiento del agua utilizando un aparato que condensaba el vapor y lo devolvía al recipiente sin perder un sólo gramo de agua. Pesó el agua y el recipiente antes y después de realizar el experimento. Gracias a este “sencillo” experimento, demostró que el peso del matraz del condensador y del agua seguía siendo el mismo antes y después de una prolongada ebullición. Sin embargo, un sedimento terroso seguía apareciendo.

Extrajo y pesó el depósito formado así como el matraz. Y comprobó que la suma de ambos era igual al peso del matraz antes de iniciar la experiencia. Es decir, el poso terroso provenía de una descomposición del vidrio provocada por el calor.

Posteriormente, se ocupó de las reacciones químicas y comprobó que la masa (cantidad de materia) es algo permanente e indestructible, algo que se conserva pese a todos los cambios. Newton defendió en la física la idea de que una masa permanecía constante a través de todos los movimientos, y Lavoisier la aplicó al mundo de la química.

En 1774, Lavoisier enunció su Ley de conservación de la masa, indicando que "en toda transformación química, la masa total de los reactivos que reaccionan es igual a la masa total de los productos de la reacción", es decir, la materia ni se crea ni se destruye, sólo se reorganiza.

Lavoisier comprobó su ley en numerosas reacciones, la mayoría de las cuales consistían en someter a calentamiento diversos metales, siempre en recipientes cerrados y con una cantidad determinada de aire, pero sobre todo midiendo las masas de las sustancias antes y después de la reacción, como en el experimento presentado en "Ciencia en acción". Estos experimentos le llevaron no sólo a comprobar que el oxígeno del aire se combina con los metales durante la reacción de oxidación, sino también a demostrar la conservación de la masa durante el proceso.

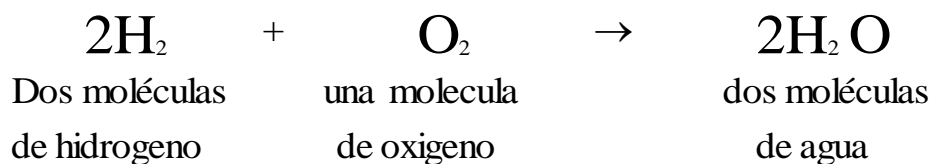
La Ley de Lavoisier hizo posible la aparición de la ecuación química la que se sustenta en dos pilares, uno es la ley de Lavoisier y otro es la formulación moderna de los compuestos químicos, cuyos principios sistemáticos se deben a un conjunto de notables químicos, entre los cuales también destaca Lavoisier.

En 1798, Lavoisier publicó un libro de texto en que afirmó: Podemos asentar como axioma incontrovertible que, en todas las operaciones del arte y la naturaleza, nada se crea; existe una cantidad igual de materia tanto antes como después del experimento. La aplicación posterior de esta ley a la teoría atómica permitió a los químicos comprender que durante una reacción química los átomos no se crean ni se destruyen, sólo se reorganizan.

Esta propiedad se cumple en todas las reacciones químicas, como lo estableció en el siglo XVIII, el químico francés Antoine Lavoisier, a través de la ley de conservación de la masa, según la cual: "en toda reacción química la masa de los reactantes es igual a la masa de los productos".

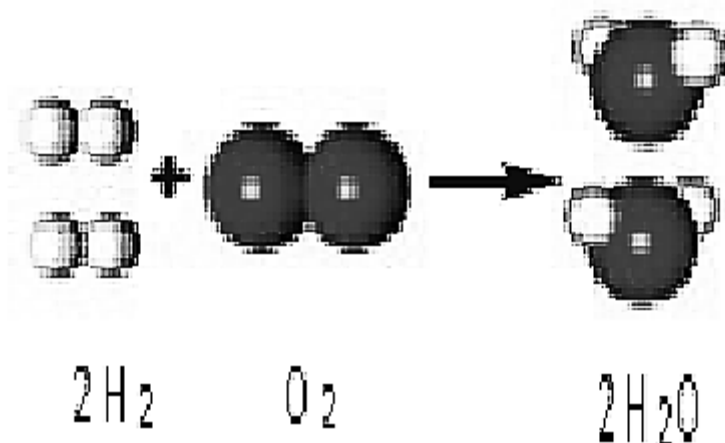
La conservación de la masa en las reacciones químicas debe representarse también en las ecuaciones químicas. Una ecuación química equilibrada es aquella en la que el número de átomos de cada elemento es igual en los reactantes y en los productos. Para equilibrar una ecuación química, se colocan números enteros delante de las fórmulas o los símbolos químicos de las sustancias que intervienen.

Estos números se denominan coeficientes estequiométricos. Por ejemplo, la formación de agua se representaría mediante la siguiente ecuación química:



La reacción molecular sería:

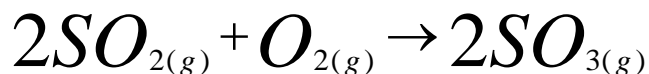
*Imagen 13. Ecuación molecular para la formación de agua.*



Descripción de la imagen: organización horizontal de la reacción molecular para la formación de agua. Se encuentra en la parte izquierda cuatro esferas pequeñas organizadas en parejas que representan las dos moléculas de hidrógeno, seguido el signo más, luego dos esferas medianas unidas por sus extremos que representan una molécula de oxígeno diatómico, luego una flecha en dirección horizontal, y para finalizar en la parte derecha se encuentran dos esferas medianas separadas cada una unida a dos esferas pequeñas representando de esta manera, las dos moléculas de agua.

Las relaciones de una ecuación química pueden expresarse como relaciones de moléculas, de moles y de masas, así como de volúmenes cuando están implicados gases. Mediante el ejemplo que se presenta a continuación se ilustra la clase de información que puede inferirse a partir de una ecuación química. La reacción muestra la oxidación del dióxido de azufre:





Esta reacción se puede leer de tres formas diferentes según lo trabajado hasta ahora:

1. Dos moléculas de óxido sulfuroso pueden reaccionar con una molécula de oxígeno diatómico para producir dos moléculas de óxido sulfúrico.
2. Dos moles de óxido sulfuroso pueden reaccionar con una mol de oxígeno diatómico para producir dos moles de óxido sulfúrico.
3. 128 gramos de óxido sulfuroso pueden reaccionar con 32 gramos de oxígeno diatómico para producir 160 gramos de óxido sulfúrico.

Teniendo en cuenta la información de la ecuación anterior se puede deducir que:

- ✓ Una ecuación química balanceada, contiene la información necesaria para predecir cuál será la cantidad de reactivo que se necesita para preparar una cierta cantidad de producto, o bien, cuánto producto se obtiene a partir de cierta cantidad de reactivo.
- ✓ Estos cálculos que se pueden realizar con las reacciones químicas se denominan cálculos estequiométricos y se basan en las leyes ponderales.

## **5.2 LEY DE LA COMPOSICIÓN DEFINIDA O LEY DE PROUST**

Postulada por Joseph Louis Proust, quien apoyado en un experimento realizado en 1799 demostró que la composición del carbonato cúprico era siempre la misma, cualquiera que fuese su método de obtención en la naturaleza o en el laboratorio: 5 partes de cobre, 4 de oxígeno y 1 de carbono.

Aun cuando la Ley de conservación o de Lavoisier marca un hito que revolucionó la química, iese no es todo! Gracias a varios experimentos se observó que un compuesto específico siempre contiene los mismos elementos y en proporciones gravimétricas (masa) idénticas. Por ejemplo, el agua siempre estará formada por hidrógeno y oxígeno en proporción 1 a 2 o un 11,2% de hidrógeno y un 88,8% de oxígeno en masa. Este hecho indica que si el oxígeno y el hidrógeno se combinan con otros elementos o entre ellos mismos en proporciones distintas, el compuesto formado no será agua. Por ejemplo, el peróxido de hidrógeno ( $H_2O_2$ ), conocido comúnmente como agua oxigenada, está constituido por los mismos elementos que el agua, pero en proporción 2 a 2, es decir, formado por un 5,9% de hidrógeno y un 94,1% de oxígeno en masa, formando un compuesto de propiedades muy distintas al agua.

### **5.3 LEY DE DALTON O DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES**

Proust y muchos químicos de su época encontraron compuestos formados por los mismos elementos, que tenían distinta composición. Por ejemplo, encontraron dos óxidos de cobre:

Tabla 9. porcentaje de elementos que forman los dos óxidos de cobre

Oxido de cobre	Porcentaje de cobre	Porcentaje de oxígeno
I(1)	88,83%	11,17%
II(2)	79,90%	20,10%

La relación entre las masas.

$$\text{óxido de cobre I} : \frac{\text{cobre}}{\text{oxígeno}} = \frac{88,83}{11,17} = 7,953$$

$$\text{óxido de cobre II} : \frac{\text{cobre}}{\text{oxígeno}} = \frac{79,90}{20,10} = 3,975$$

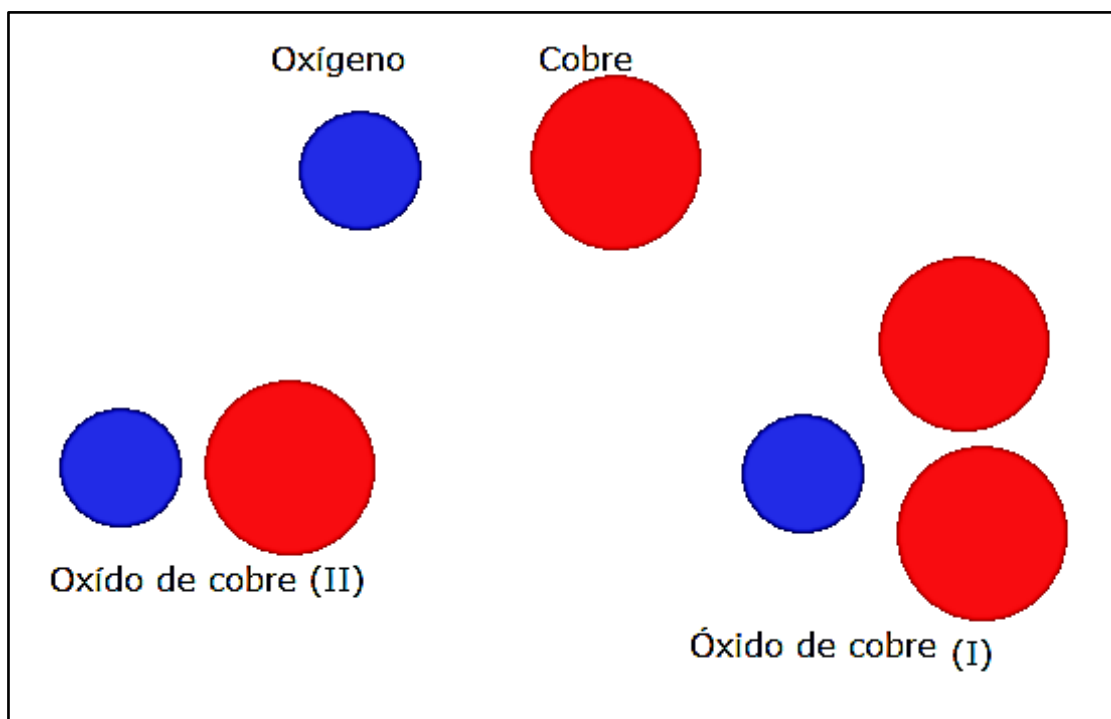
Esto hacía pensar que la ley de Proust había fallado, sin embargo, no era así, pues se trata de dos compuestos diferentes, dos óxidos de cobre de aspecto y propiedades diferentes y hay que recordar que esa ley sí se cumple pero para un mismo compuesto dado.

John Dalton resolvió esta inquietud al demostrar en el laboratorio que, haciendo reaccionar cobre con oxígeno en diferentes condiciones, se obtenían dos óxidos de cobre diferentes y comprobó que, dependiendo de las condiciones, dos o más elementos pueden combinarse de manera distinta. Cuantitativamente verificó que, en unas condiciones dadas, reaccionaba 1 g de oxígeno con 3,98 g de cobre para dar 4,98 g del óxido de cobre II, mientras que en otras condiciones 1 g de oxígeno reaccionaba con 7,96 g de cobre para dar 8,98 g de óxido de cobre I. Dalton se sorprendió al comprobar que la reacción entre las masas de cobre que reaccionaban con 1 g de oxígeno para formar dos compuestos distintos, resultó ser 2:1 es decir dos a uno, una relación entre números enteros. Para evitar que hubiera sido una casualidad demostró en el laboratorio que en otros casos (óxidos y sales) ocurría lo mismo, siempre se obtenían relaciones de números enteros sencillos. Con esta

información dedujo la ley de las proporciones múltiples que se enuncia así:

Las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar varios compuestos, están en una relación de números enteros sencillos.

*Imagen 14. ley de las proporciones múltiples de Dalton para dos óxidos de cobre.*



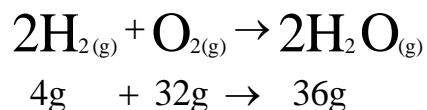
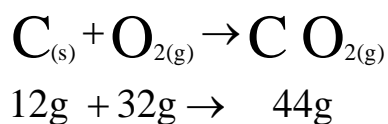
Descripción de la imagen: es una representación de la formación de los óxidos de cobre I (1) y II (2). En la parte superior se encuentran dos esferas una pequeña y otra mediana, la pequeña representa a la molécula de oxígeno y la mediana a la molécula de cobre. En la parte inferior izquierda se encuentra el óxido de cobre II (2) formado por una molécula de oxígeno y una molécula de cobre, representado por un par de esferas una pequeña y otra mediana. En la parte inferior derecha se encuentra el óxido de cobre I (1) formado por una molécula de oxígeno

y dos moléculas de cobre, representado por la agrupación de dos esferas medianas y una esfera pequeña.

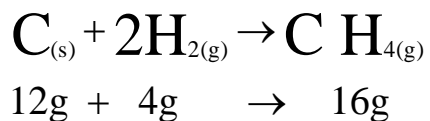
## 5.4 LEY DE LAS PROPORCIONES RECÍPROCAS

Establece que las masas de los elementos que se combinan con una masa de un tercero guardan la misma proporción que las masas de los dos cuando se combinan entre sí.

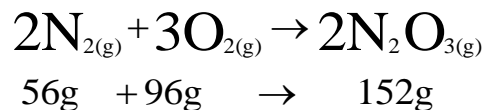
Ejemplo 1.

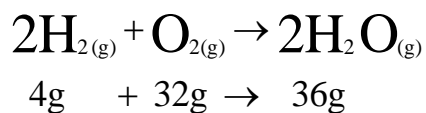


**De forma que:**

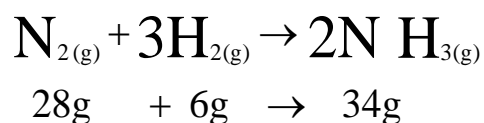


Ejemplo 2.





De forma que:



## 5.5 LEY DE GAY-LUSSAC O LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN

Muchos de los compuestos y elementos que manejaban los químicos en sus experiencias al final del siglo XVIII y comienzos del XIX eran gases. Debido a que era más fácil medir el volumen de un gas que pesarlo, estudiaban con más frecuencia las relaciones de volumen.

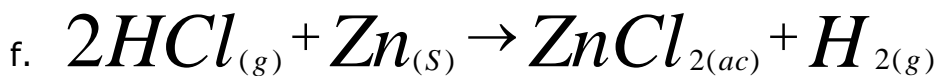
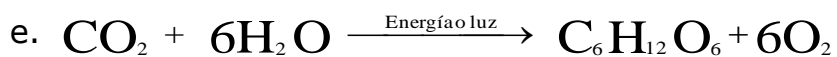
Al hacer reaccionar, por ejemplo, un volumen de oxígeno con dos volúmenes de hidrógeno, se obtenían dos volúmenes de vapor de agua, siempre y cuando los volúmenes de los gases se midieran a la misma presión y temperatura. Joseph Gay-Lussac, demostró que la observación anterior se cumplía para todas las reacciones en la que intervenían gases. En 1808, enunció así su conocida ley de los volúmenes de combinación:

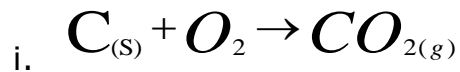
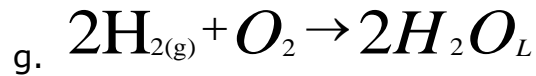
En las reacciones químicas en las que intervienen gases, los volúmenes de las sustancias que reaccionan y los volúmenes de las que se obtienen de la reacción están en una relación de números enteros sencillos, siempre y cuando la presión y la temperatura permanezcan constantes.

Por ejemplo, el nitrógeno y el hidrógeno gaseosos se combinan para formar amoníaco. La relación de los volúmenes de nitrógeno, hidrógeno y amoníaco siempre es de 1:3:2. Esto es, por cada unidad de volumen de nitrógeno se combinarán 3 unidades de volumen de hidrógeno y se formarán 2 unidades de volumen de amoníaco.

## 5.6 ACTIVIDAD

1. Comprueba en las siguientes ecuaciones químicas, el cumplimiento de la ley de conservación de la masa: la masa de los reactantes es igual a la masa de los productos.





2. Explica mediante algunos ejemplos específicos:

- a. La ley de las proporciones definidas.
- b. La ley de las proporciones múltiples.
- c. La ley de los volúmenes de combinación.

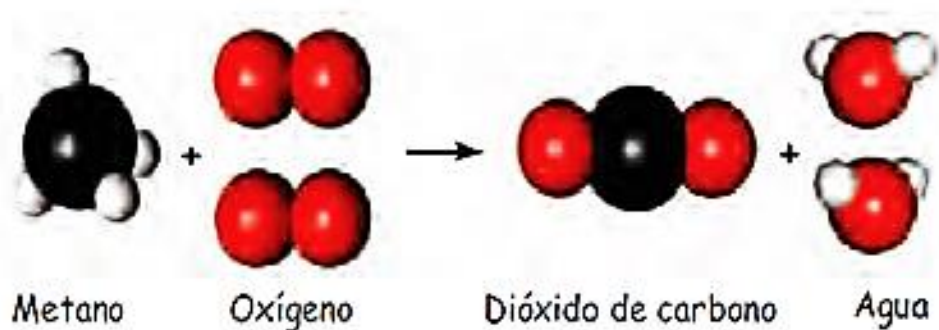
3. Si se aplica la ley de conservación de la masa a las reacciones químicas, se puede deducir:

- a. La cantidad de masa que se necesita para una reacción química.
- b. La masa total de los reactantes, conociendo la masa total de los productos.
- c. La rapidez con la que reaccionan los reactantes.
- d. La masa de uno de los productos de la reacción química.

4. La siguiente reacción química representa la combustión del gas natural.

*Imagen 15. Representación molecular de la combustión del metano.*





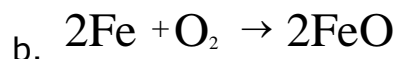
Descripción de la imagen: se representa la reacción de combustión del metano. En la parte izquierda se encuentran las moléculas de los reactivos: una molécula de metano formada por una esfera grande que representa el carbono unida por los extremos a cuatro esferas pequeñas que representan cuatro átomos de hidrógeno, seguido de dos moléculas de oxígeno diatómico formado por dos pares de esferas medianas. Luego se encuentra una flecha que indica la reacción, hacia la derecha encontramos los productos: el primero es el dióxido de carbono formado por una esfera grande unida por los extremos a dos esferas pequeñas, luego se encuentran dos moléculas de agua, cada una formada por una esfera mediana unida por los extremos a dos esferas pequeñas.

- Teniendo en cuenta la imagen de la reacción anterior completa la información de las columnas dos y tres en la siguiente tabla.
- Escribe la ecuación química según como la plantea la imagen.
- Explica por qué en esta reacción se cumple la ley de conservación de la masa.
- Señala tres razones que expliquen por qué la combustión del metano es un cambio químico y no físico.

Tabla 10. Átomos o moléculas que participan en la reacción de combustión del gas metano.

ELEMENTO	NÚMERO DE ÁTOMOS DE REACTIVOS	NÚMERO DE ÁTOMOS DE PRODUCTOS
Carbono		
Oxígeno		
Hidrógeno		
Total		

5. Revisa atentamente las siguientes ecuaciones químicas. En cada caso identifica los reactivos, los productos y los coeficientes estequiométricos.



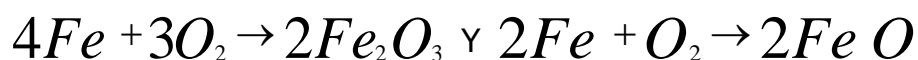
6. ¿Cuál es la unidad estructural básica de la materia?

- a. Elemento.
- b. Átomo.
- c. Molécula.
- d. Compuesto.

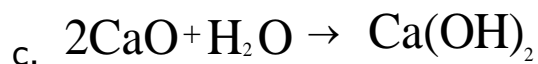
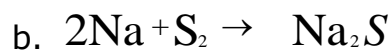
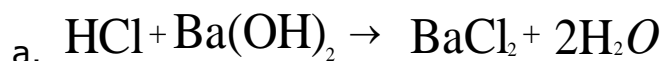
7. El sodio (Na) es un metal tóxico y reactivo, el cloro (Cl) es un gas verde y venenoso, sin embargo, la unión de ambos átomos permite obtener un producto comestible que es la sal común (NaCl). ¿Qué se puede concluir con esta información?

- a. Las propiedades de un compuesto son distintas a las propiedades de sus elementos constituyentes.
- b. La combinación de sodio y cloro es un cambio físico.
- c. Se forma un nuevo tipo de átomo, por ello, la sal es comestible.
- d. Siempre que se unen átomos peligrosos, se obtienen átomos no peligrosos.

8. Explica a qué ley o leyes ponderales obedecen las siguientes reacciones químicas.



9. La ley de conservación de la masa establece que la suma de las masas que intervienen como reactantes es igual a la suma de las masas de las sustancias que aparecen como productos. Indica cuál o cuáles de estas ecuaciones cumplen esta ley en las siguientes ecuaciones químicas:



10. Plantea 10 reacciones que se presenten en el diario vivir e indica como estas cumplen las leyes ponderales.

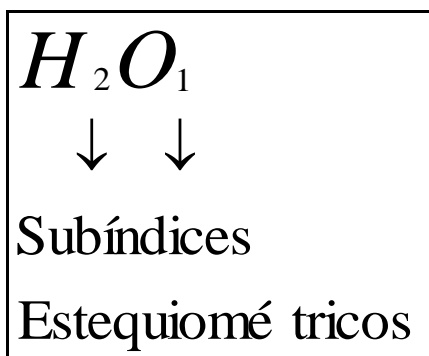
## **6 BALANCEO DE ECUACIONES Y ESTEQUIOMETRÍA**

### **6.1 MÉTODOS PARA BALANCEAR UNA ECUACIÓN QUÍMICA**

Las ecuaciones químicas, además de entregar información cualitativa, proporcionan información cuantitativa. Para ello, es necesario establecer el balance de la ecuación cumpliendo así con lo estipulado por Lavoisier.

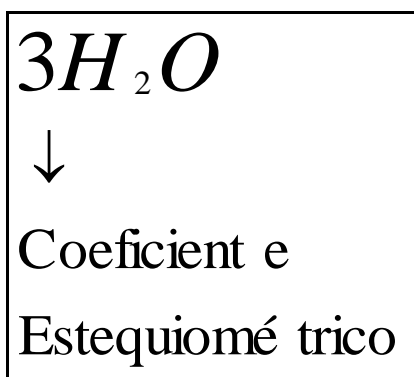
Entonces, la finalidad del proceso de balance de ecuaciones químicas es igualar la cantidad de átomos de cada tipo a cada lado de la ecuación. Antes de comenzar a balancear ecuaciones es necesario considerar que al contar los átomos participantes en un compuesto:

1. Los subíndices estequiométricos no pueden ser cambiados, pues éstos indican las proporciones definidas y múltiples. Al alterarlos, se modifica automáticamente el compuesto. Por ejemplo, los subíndices para el agua son 2 y 1 para el hidrógeno y oxígeno, respectivamente. Si uno de ellos es cambiado, el compuesto ya no será agua, pues la proporción entre ambos habrá cambiado.



Se contabilizan 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno.

2. Los coeficientes estequiométricos afectan la cantidad de átomos de un compuesto, pues multiplican al subíndice estequiométricos; por ejemplo:



Se contabilizan 6 átomos de hidrógeno y 3 átomos de oxígeno. Ya que el coeficiente estequiométricos multiplica a los átomos de cada elemento.

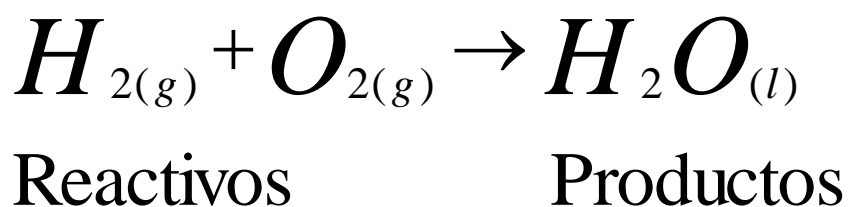
3. Como puedes analizar, el número 1 no se escribe.

Existen dos métodos para balancear ecuaciones, y ambos serán revisados en este texto, pero tú escoges el que te resulte más conveniente.

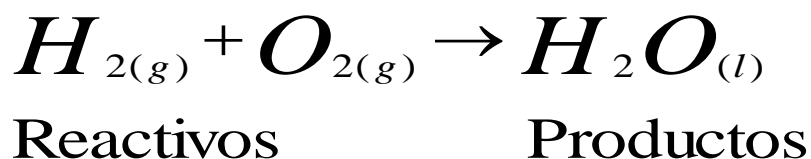
### 6.1.1 MÉTODO DE TANTEO

Consiste en contabilizar las especies existentes en reactantes y productos, para posteriormente asociar números que multiplicados por las especies existentes igualen las cantidades a ambos lados. Los números que se escojan sólo pueden ser empleados como coeficientes estequiométricos. Te recomendamos seguir el siguiente esquema:

- ✓ **Proceso 1:** escribe a ambos lados de la ecuación los elementos presentes en el mismo orden. Por ejemplo, para la formación del agua la ecuación química es:

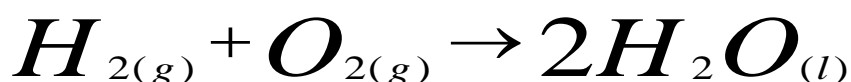


- ✓ **Proceso 2:** contabiliza los elementos que representen los reactivos y productos considerando los subíndices y coeficientes estequiométricos.



**Proceso 3:** revisa que existen diferencias entre las cantidades de oxígeno presentes en los reactivos (2) y los productos (1). Para igualar las cantidades, se puede amplificar por el número 2 la cantidad de oxígeno en los productos. Esta amplificación, como se indicó con

anterioridad, sólo puede ser por coeficiente y no por subíndice, por lo tanto:

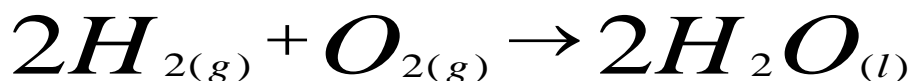


Reactivos

Productos

Te darás cuenta, que la cantidad de oxígeno se ha equilibrado, pero ha producido un desequilibrio en la cantidad de hidrógeno. Para solucionar este nuevo "problema" será necesario buscar un número que multiplicado por la cantidad de hidrógeno de los reactivos iguale la que está presente en los productos. ¿Cuál es el número?, ¡exacto!, 2.

Número que debe ser dispuesto como coeficiente, por ende:



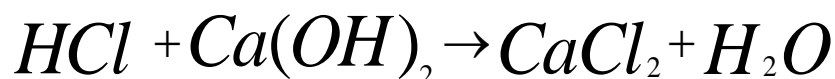
Reactivos

Productos

Las cantidades están igualadas, por lo tanto, se dice que la ecuación está balanceada, igualada o equilibrada.

Revisemos otro ejemplo:

- ✓ **Proceso 1.** Plantear la ecuación para los reactivos y productos:



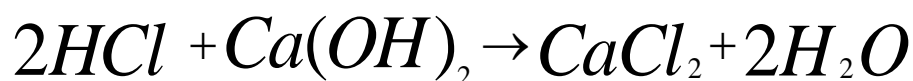
- ✓ **Proceso 2.** Comprobar si la ecuación química está balanceada. Para ello se verifica si el número de átomos de cada clase es igual en los reactivos y en los productos. En nuestro ejemplo tenemos:

- Reactivos: 3 átomos de H, 1 átomo de Cl, 1 átomo de Ca y 2 átomos de O.

- Productos: 2 átomos de H, 2 átomos de Cl, 1 átomo de Ca y 1 átomo de O.

Entendemos que la ecuación química no está balanceada.

- ✓ **Proceso 3.** Ajustar la ecuación química colocando coeficientes delante de las fórmulas de los reactivos y de los productos. Como existen dos átomos de cloro en los productos y solo uno en los reactivos, se coloca un dos como coeficiente del HCl. Ahora, hay cuatro átomos de hidrógeno en los reactivos y solo dos en los productos, por lo que es necesario colocar un dos delante de la molécula de agua. Con estos coeficientes la ecuación queda:

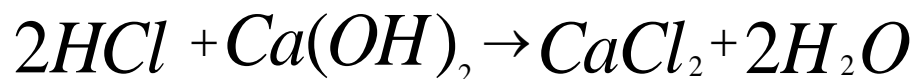


Es importante tener presente que por ningún motivo se pueden variar los valores de los subíndices en las fórmulas, pues de lo contrario estaríamos alterando la constitución química de las sustancias y por consiguiente, los materiales involucrados en la reacción perderían su identidad. Revisa que para balancear los átomos de H se coloca un dos delante de la molécula de agua:  $2H_2O$ , y no  $H_4O_2$ .

- ✓ **Proceso 4.** Comprobar que la ecuación química haya quedado balanceada. Para ello se comprueba si el número de átomos de cada clase es igual en los reactivos y en los productos, de forma similar a como se procedió en el proceso 2.
  - Reactivos: 4 átomos de H, 2 átomos de Cl, 1 átomo de Ca y 2 átomos de O.
  - Productos: 4 átomos de H, 2 átomos de Cl, 1 átomo de Ca y 2 átomos de O.

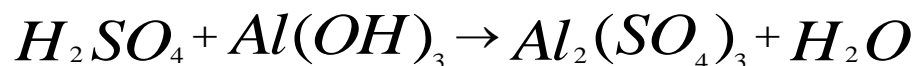


- ✓ **Proceso 5.** Escribir la ecuación química balanceada:



El método de tanteo o simple inspección se utiliza para balancear ecuaciones de una forma muy sencilla. Por ensayo y error, se escriben coeficientes a la izquierda de cada sustancia presente en la reacción, hasta igualar el número de átomos tanto de reactivos como de productos.

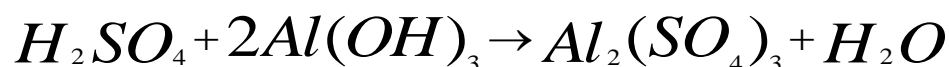
Una manera fácil y sencilla de balancear una ecuación química por tanteo es llevando el siguiente orden, primero se balancean metales, luego no metales y por ultimo hidrógenos y oxígenos. Tomemos como ejemplo la siguiente ecuación:



En esta primera ecuación, las sustancias presentes no se encuentran balanceadas, por lo que se requiere seguir el siguiente procedimiento, para que se cumpla la ley de la conservación de la materia en la ecuación.

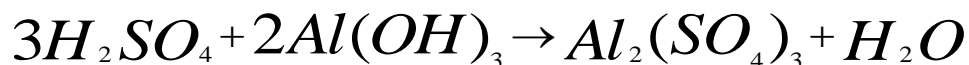
### ***Balancear en primer lugar los metales***

En este caso hay dos átomos de aluminio (metal) en los productos y uno solo en los reactivos. Ubicamos el coeficiente 2 antes del hidróxido de aluminio de modo que el número de átomos de aluminio es igual tanto en reactivos como en productos.



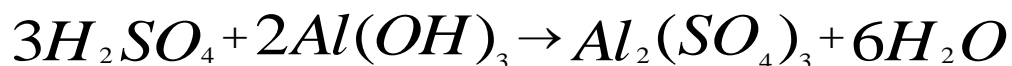
### ***Balancear los no metales***

En los productos hay 3 átomos de azufre y en los reactivos, solo 1 por lo que debemos ubicar el coeficiente 3 antes del ácido sulfúrico de modo que el número de átomos de azufre sea igual tanto en los reactivos como en los productos.



### ***Balancear hidrógenos y oxígenos***

Hasta el momento, el número de átomos de oxígeno en los reactivos es igual a 18 y el número de hidrógenos 12. En los productos, el número de átomos de oxígeno es 13 y el número de átomos de hidrógeno es 2. Al ubicar antes del agua, en los productos, el coeficiente 6, el número de átomos de hidrógeno y de oxígeno es igual tanto en reactivos como en productos.



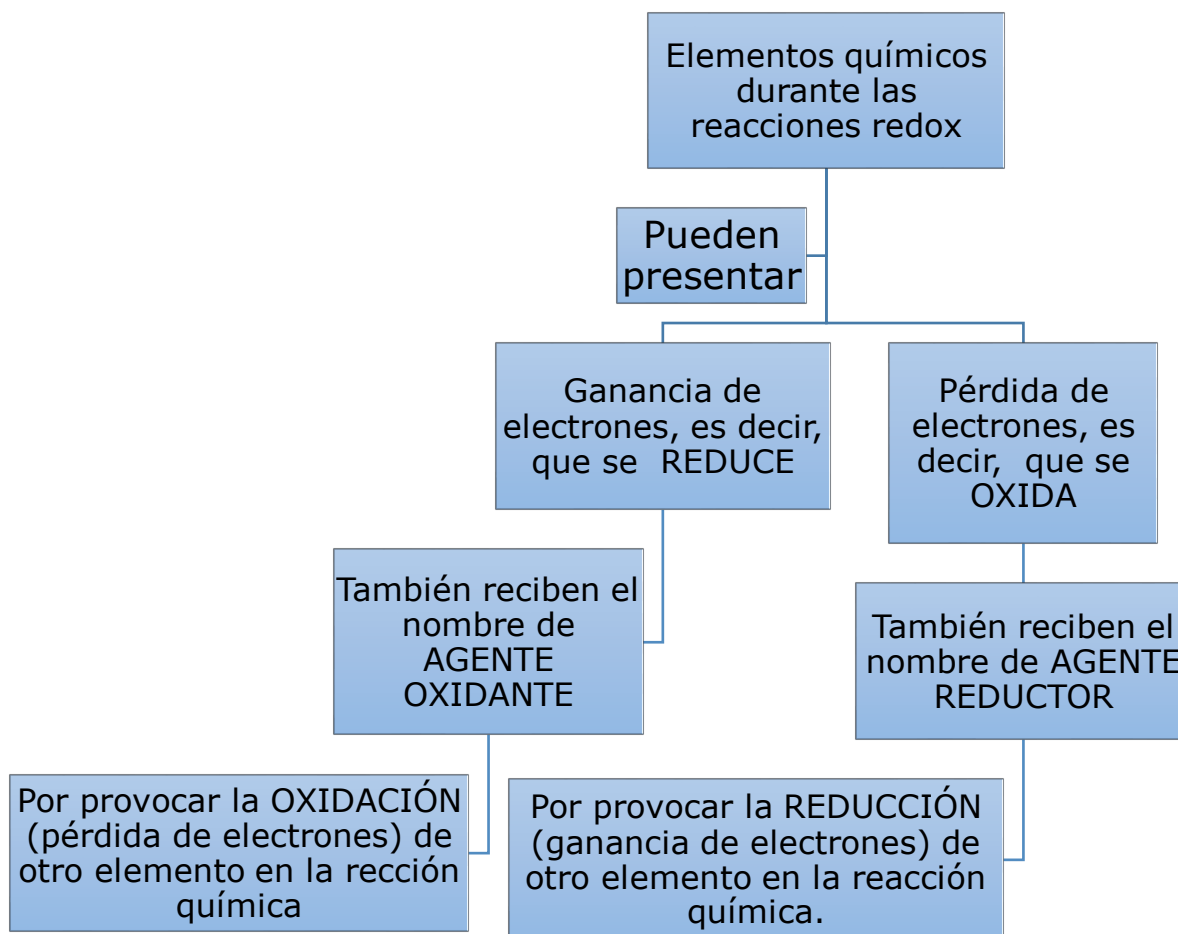
Al verificar el número de átomos de todos los elementos tanto en reactivos como en productos encontramos que es igual y por lo tanto cumple la ley de la conservación de la materia.

## **6.1.2 MÉTODO DE ÓXIDO REDUCCIÓN**

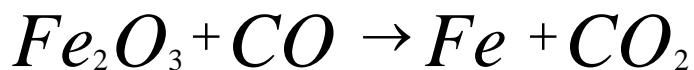
Como recordaras, en las reacciones de óxido-reducción, hay pérdida o ganancia de electrones. En consecuencia, los conceptos de oxidación y de reducción pueden expresarse en función del cambio del número de oxidación. Se considera que un elemento se **oxida** cuando aumenta su estado de oxidación, o sea, hay una pérdida de electrones, mientras que

en la **reducción** hay una disminución en el estado de oxidación, luego hay ganancia de electrones.

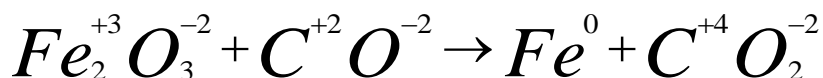
*Mapa Conceptual 4. Características REDOX de los elementos en una reacción de óxido reducción.*



Desde el punto de vista de transferencia de electrones, un agente oxidante es aquel que es capaz de captar electrones, provocando la **oxidación** de una sustancia, mientras que un agente reductor es aquel que es capaz de ceder electrones, provocando que otras especies se **reduzcan**. Así, en la reacción:



Que expresada con estados de oxidación (los cuales recuerda que se ubican como superíndices en cada elemento, con carga negativa ó positiva.



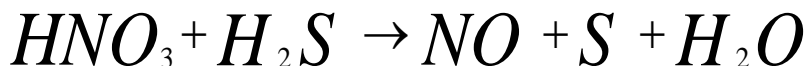
Se encuentran los siguientes cambios en los números de oxidación de los elementos involucrados:



El  $Fe_2O_3$  actuó como agente oxidante, mientras que el CO fue el agente reductor.

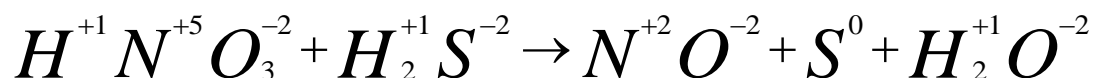
Para balancear una ecuación química por el método de óxido-reducción seguimos los siguientes procesos:

**Proceso 1.** Verificar que la ecuación se encuentra bien escrita o planteada.



**Proceso 2.** Determinar el número de oxidación para cada elemento, tanto en los reactivos como en los productos. Analicemos la siguiente

reacción, encima de la cual hemos escrito los números de oxidación correspondientes:

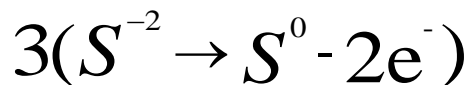
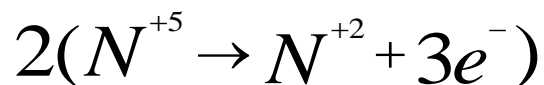


**Proceso 3.** Revisar cuáles fueron los elementos que experimentaron cambios en su estado de oxidación y con ellos plantear semirreacciones. Según el ejemplo anterior, estas son:

Ecuación 1.  $N^{+5} \rightarrow N^{+2}$  gana  $3e^-$ , se redujo

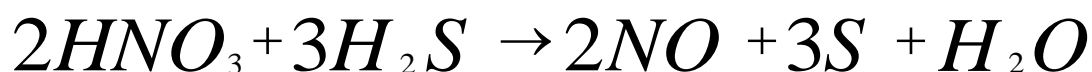
Ecuación 2:  $S^{-2} \rightarrow S^0$ , pierde  $2e^-$  se oxida

**Proceso 4.** Igualar la cantidad de electrones perdidos y ganados. Para ello, se multiplica la ecuación (1) por el número de electrones perdidos en la ecuación (2), y la ecuación (2) por el número de electrones ganados en la ecuación (1). Veamos:

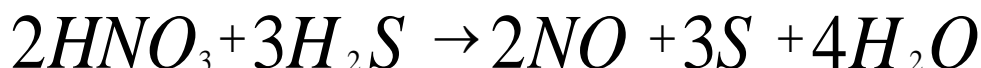


Estos números no solo sirven para igualar los electrones sino como coeficientes en la ecuación balanceada. Por lo tanto, el coeficiente del

HNO<sub>3</sub> y del NO será dos y el de H<sub>2</sub>S y S será tres. De donde obtenemos la ecuación:



**Proceso 5.** Verificar los coeficientes para las especies no contempladas en el proceso anterior, es decir, H y O. En caso de estar desbalanceados, se procede según el método de tanteo explicado antes. Así, vemos que en la parte izquierda hay ocho átomos de hidrógeno, por lo que deberán formarse igualmente cuatro moléculas de agua en el lado derecho. La ecuación final será:



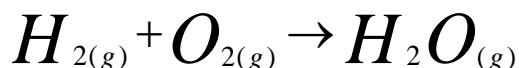
Por último, se revisa si es posible simplificar los coeficientes para las diferentes especies presentes.

### 6.1.3 MÉTODO ALGEBRAICO

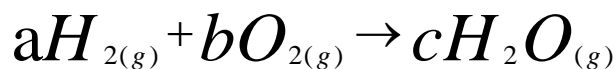
Para poder igualar la ecuación forma un sistema de ecuaciones, a partir del cual se conocerán las incógnitas que representan los coeficientes estequiométricos. Observa el siguiente ejemplo:

**Proceso 1:** escribe a ambos lados de la ecuación los elementos presentes en el mismo orden. Por ejemplo, para la formación del agua, la ecuación química es:

## REACTIVOS    PRODUCTOS



**Proceso 2:** antepón en cada elemento una letra (a,b,c,d, etc.) y empléala para contabilizar los elementos presentes en reactivos y productos, considerando los coeficientes y subíndices estequiométricos.



### **Reactivos**

Hidrógenos = 2a

Oxígenos = 2b

### **Productos**

Hidrógenos = 2c

Oxígenos = 1c

**Proceso 3:** gracias al balance de la ecuación, se espera que la cantidad de elementos de cada tipo se iguale en ambos lados de la ecuación, es decir, que la cantidad de hidrógeno sea igual en reactivos y productos, lo mismo para el oxígeno. Se deduce entonces:

Entre reactivos y productos de la reacción existe la siguiente relación:

Hidrógenos:  $2a=2c$

Oxígenos:  $2b=1c$

Por lo tanto el sistema de ecuación sería:

$$2a = 2c$$

$$2b = 1c$$

**Proceso 4:** es necesario resolver el sistema. Para ello se considera que "a" es igual a 1. Entonces:

En la primera ecuación, al reemplazar "a" como 1 se tiene:

$$2 \cdot 1 = 2c$$

*despejando "c", se obtiene :*

$$c = \frac{2}{2}$$

$$c = 1$$

Conociendo el valor de "c" podemos reemplazar la ecuación 2 para determinar el valor de "b".

$$2b = 1c \text{ entonces,}$$

$$2 \cdot b = 1 \cdot 1$$

*despejando "b", se obtiene :*

$$b = \frac{1}{2}$$

**Proceso 5:** en síntesis,  $a = 1, b = \frac{1}{2}, c = 1$  En este caso nos

encontramos con un valor decimal expresado como fracción. Entonces es necesario buscar un valor que al multiplicarlo por todos los coeficientes estequiométricos los convierta en números enteros. En este caso, al multiplicar los valores por 2, se obtendrá que:

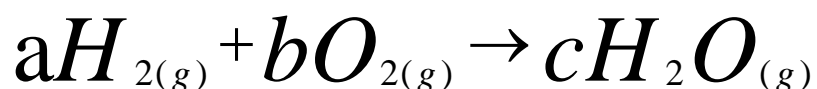


$$a = 2$$

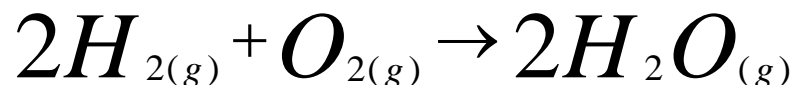
$$b = 1$$

$$c = 2$$

**Proceso 6:** Una vez obtenidos los valores como números enteros, se reemplazan en la ecuación en el mismo orden en el que se asignaron. Observa atentamente.



Reemplazando por los valores encontrados de a, b y c tendremos los siguientes valores estequiométricos en la ecuación química. (Recuerda que el número 1 no se coloca pero si se tiene en cuenta).



Para comprobar si la ecuación ha sido equilibrada, contabiliza los elementos a ambos lados de la ecuación. Revisamos que las cantidades están igualadas.

### **Reactivos**

Hidrógenos=4.

Oxígenos=2.

### **Productos**

Hidrógenos=4.

Oxígenos=2.

Recuerda que cualquiera sea el método que utilices para ajustar los coeficientes estequiométricos de las ecuaciones químicas no equilibradas hay que tener presente que debe cumplir con la Ley de conservación de masa, es decir, la masa de los reactivos debe ser igual a la de los productos. Por lo tanto, utiliza siempre el siguiente protocolo:

1. Identificar los reactivos y productos.
2. Plantear la ecuación de la reacción química considerando el número de elementos participantes.
3. Contar y comparar el número de elementos antes y después de la flecha.
4. Determinar cuáles elementos se deben balancear.
5. Encontrar los coeficientes estequiométricos que corresponden a cada elemento o grupo de elementos, de forma de conseguir la igualdad antes y después de la flecha.
6. Comprobar que los demás elementos queden balanceados.
7. Asegurarse de que todos los elementos antes y después de la flecha se encuentren en el mismo número entero y que sea el mínimo posible.

#### **6.1.4 BALANCEO DE ECUACIONES POR EL MÉTODO DEL ION-ELECTRÓN**

Este método es utilizado particularmente para hallar los coeficientes en una ecuación redox. Para balancear una reacción por este método se procede así:

**Proceso 1.** Escribir una ecuación esquemática que incluya aquellos reactivos y productos que hayan experimentado cambios en su estado de oxidación.

**Proceso 2.** Escribir semirreacciones para el agente oxidante y el agente reductor.

**Proceso 3.** Igualar cada semirreacción en cuanto al número de átomos de cada elemento. Si se trata de soluciones ácidas o neutras, se añade  $H_2O$  y  $H^+$  para balancear el oxígeno y el hidrógeno. Por cada átomo de oxígeno que se encuentra en exceso, en un lado de la ecuación, se agrega una molécula de  $H_2O$  en el otro lado. De la misma forma, se añaden iones  $H^+$  para igualar los átomos de hidrógeno. Si la solución es básica, por cada oxígeno en exceso en un lado de la ecuación se añade una molécula de  $H_2O$  en el mismo lado y  $2OH^-$  en el otro lado.

**Proceso 4.** Igualar cada semirreacción en cuanto al número de cargas añadiendo electrones en el primer o segundo miembro de la ecuación.

**Proceso 5.** Igualar la pérdida y ganancia de electrones en ambos lados, multiplicando cada semirreacción por los mínimos coeficientes.

**Proceso 6.** Sumar las dos semirreacciones y simplificar todos los términos comunes en ambos lados de la ecuación resultante.

**Proceso 7.** Simplificar los coeficientes, en caso de ser posible.

## 6.2 ESTEQUIOMETRÍA

Describe las relaciones cuantitativas entre los elementos en los compuestos y entre las sustancias cuando se experimentan cambios químicos. En otras palabras se pueden definir como: la parte de la Química que trata sobre las relaciones cuantitativas entre los elementos y compuestos en reacciones químicas.

Mediante la estequiometría es posible calcular la cantidad de reactivos necesarios para obtener una cantidad determinada de productos. Sin embargo para esto es necesario manejar ciertos conceptos:

- ✓ **La masa atómica:** es la masa de un átomo de unidades de masa atómica (u.m.a.) que equivale a la masa de un doceavo de un átomo de carbono 12.
- ✓ **La masa molecular:** es la suma de la masa atómica de los átomos que componen la molécula.
- ✓ **Un mol:** es la cantidad de sustancia que contiene tantos átomos, moléculas u otras partículas como átomos hay en 12 gramos de carbono 12. Este número es igual a  $6,023 \times 10^{23}$  átomos de hidrógeno.
- ✓ **La masa molar:** corresponde a la masa de una mol de una sustancia, la cual se debe expresar en gramos. Para cada elemento, su masa molar corresponde al peso atómico representado en la tabla periódica. Se ha determinado que una mol de cualquier elemento está relacionada con la masa molar del elemento, por ejemplo, una mol de carbono 12, tiene una masa molar de 12 gramos de carbono y contiene  $6,023 \times 10^{23}$  átomos.

### **6.2.1 ESTEQUIMETRÍA Y RENDIMIENTO**

En los procesos químicos la cantidad del producto que se suele obtener en una reacción química, es menor que la cantidad teórica del mismo; esto varía dependiendo de factores como la pureza de los reactivos, las reacciones secundarias, la presión, la temperatura, entre otros.

**El rendimiento o eficiencia de una reacción** se conoce como la relación entre la cantidad del producto obtenido y la cantidad de producto esperado, según las ecuaciones estequiométricas.

- ✓ **Rendimiento teórico**, es la cantidad máxima de un producto específico que se debería obtener a partir de determinadas cantidades de reactivos en caso de que la reacción se complete.
- ✓ **Rendimiento real**, es la cantidad del producto puro que se obtiene en realidad de una reacción.
- ✓ **Rendimiento porcentual**, es el rendimiento real multiplicado por 100 y dividido por el rendimiento teórico.

El rendimiento de una reacción se calcula mediante la siguiente fórmula:

$$\text{Rendimiento}(\%) = \frac{\text{Cantidad real del producto}}{\text{Cantidad teórica del producto}} \times 100$$

En la industria, el propósito es alcanzar el mayor rendimiento porcentual posible. Sin embargo este suele ser menor al 100% dependiendo de factores como:

- ✓ Reversibilidad de las reacciones.
- ✓ Formación de nuevos productos a partir de la reacción de los productos iniciales entre sí o con los reactivos. Estas reacciones adicionales reducen el rendimiento de la primera reacción.
- ✓ Condiciones químicas o físicas no adecuadas para que se lleve a cabo la reacción.
- ✓ Ineficiencia en los métodos de separación de los productos.

- ✓ Para calcular el rendimiento de una reacción es necesario que la cantidad del producto obtenido, es decir, el rendimiento real y la cantidad esperado, o rendimiento teórico, estén expresados en las mismas unidades de medida (unidad de masa, volumen, etc.) lo cual depende, también del estado en el que se encuentran los reactivos y los productos.

### 6.2.2 REACTIVO LÍMITE

Cuando se ponen en contacto determinadas cantidades de reactivos para producir nuevas sustancias, uno de los dos puede estar en exceso, por lo cual el otro reactivo se agota primero.

La sustancia que se agota, es decir, que se consume en su totalidad dentro de una reacción, se conoce como **reactivo límite**. Este determina la cantidad de productos formados y la reacción de otros reactivos presentes.

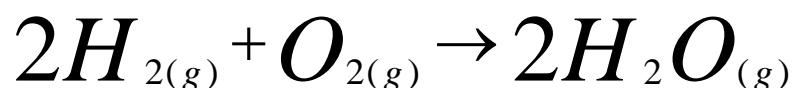
Un ejemplo sencillo para entender el concepto es suponer que disponemos de cuatro rebanadas de jamón y seis trozos de pan y deseamos hacer tantos emparedados como sea posible, utilizando dos trozos de pan y una rebanada de jamón para cada uno. Un cálculo rápido deja ver que solo se pueden hacer tres emparedados, pues solamente se tienen seis trozos de pan y no alcanza para utilizar todo el jamón disponible. El pan representa el reactivo límite y la rebanada de jamón sobrante representa el reactivo en exceso. Por lo tanto, la cantidad de producto (emparedados) se calcula con base en el reactivo límite, para nuestro ejemplo, el pan.

Para hallar el reactivo límite se puede seguir el procedimiento que se describe a continuación:

- ✓ Escribir la ecuación y balancearla si no lo está.
- ✓ Interpretar la ecuación con los datos suministrados, moles, moléculas y gramos.
- ✓ Determinar y escribir el número de moles de las sustancias involucradas tanto en los reactivos como en los productos.
- ✓ A partir de lo anterior determinar el reactivo límite.

Existe también un método sencillo que consiste en dividir el número de moles de cada reactivo por su respectivo coeficiente en la ecuación y comparar los coeficientes obtenidos. El menor de ellos corresponderá al reactivo límite.

Analiza el siguiente ejemplo: ¿Cuál es el reactivo límite, si tenemos 10 moléculas de hidrógeno y 10 moléculas de oxígeno?, para la reacción:

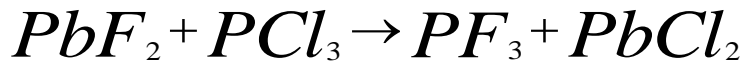


Necesitamos dos moléculas de H<sub>2</sub> por cada molécula de O<sub>2</sub>. La proporción necesaria de hidrógeno y oxígeno para esta reacción es de 2:1(dos a uno), sin embargo, hay disposición en una proporción de 1:1 (uno a uno). El reactivo en exceso es el oxígeno y el hidrógeno es el reactivo límite.

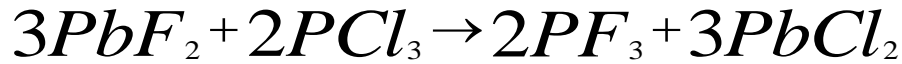
Analicemos el siguiente ejemplo:

¿Cuántos moles de cloruro de plomo (II), PbCl<sub>2</sub>, puede obtenerse a partir de la reacción entre 20 g de cloruro de fósforo (III), PCl<sub>3</sub>, y 45 g de fluoruro de plomo (II), PbF<sub>2</sub>?

Primero escribimos la ecuación:



Luego balanceamos la ecuación y tenemos que:



Después calculamos los pesos moleculares de las sustancias que nos interesan.

$$PM: PbF_2 = 245,18 \text{ g/mol}$$

$$PM: PCl_3 = 137,32 \text{ g/mol}$$

A continuación transformamos en moles las masas del fluoruro de plomo y el cloruro de fósforo.

$$x \text{ mol } PbF_2 = 45,0 \text{ g } PbF_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } PbF_2}{245,18 \text{ g } PbF_2} = 0,184 \text{ mol de } PbF_2$$

$$x \text{ mol de } PCl_3 = 20,0 \text{ g } PCl_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } PCl_3}{137,32 \text{ g de } PCl_3} \quad x = 0,146 \text{ mol de } PCl_3$$

De los dos reactivos, ¿cuál reaccionará completamente y será el reactivo límite? Si observamos la ecuación balanceada vemos que 2 moles de  $PCl_3$  necesitan 3 moles de  $PbF_2$ , luego 0,146 moles de  $PCl_3$  necesitarán:

$$x \text{ mol } PbF_2 = 0,146 \text{ mol de } PCl_3 \cdot \frac{3 \text{ mol } PbF_2}{2 \text{ mol } PCl_3}$$

$$x = 0,219 \text{ mol } PbF_2$$



Si nos fijamos en los moles iniciales de  $\text{PbF}_2$ , 0,184, vemos que son menores que 0,219 que es la cantidad que se necesita para que reaccione todo el cloruro de fósforo ( $\text{PCl}_3$ ).

Calculemos ahora los moles de  $\text{PCl}_3$  que se necesitan para que reaccionen completamente 0,184 mol de  $\text{PbF}_2$ :

$$x \text{ mol } \text{PCl}_3 = 0,184 \text{ mol de } \text{PbF}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{PCl}_3}{3 \text{ mol } \text{PbF}_2}$$

$$x = 0,13 \text{ mol } \text{PCl}_3$$

Ya que inicialmente disponemos de 0,146 moles de  $\text{PCl}_3$ , significa que el reactivo límite es el  $\text{PbF}_2$  y el reactivo en exceso, el cloruro de fósforo.

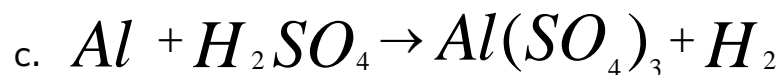
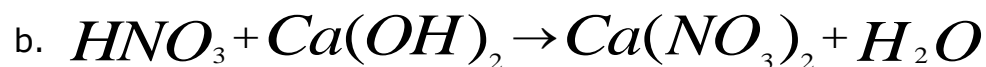
## 6.3 ACTIVIDAD

1. Una ecuación química balanceada contiene la información necesaria para predecir cuál será la cantidad de reactivo que se requiere para preparar una determinada cantidad de producto, o para establecer cuánto producto se obtiene a partir de cierta cantidad de reactivo. Estos cálculos se pueden realizar basados en las leyes ponderales.
  - a. ¿Qué establecen las leyes ponderales? Da un ejemplo para cada caso.
  - b. ¿Quién estableció la ley de las proporciones definidas?
  - c. ¿Quién fue el creador de la balanza? Explica el funcionamiento de este instrumento de medición.

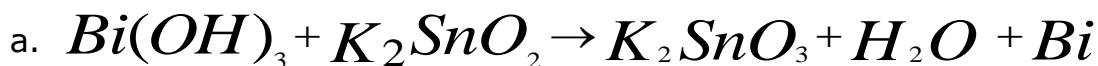
2. Define los siguientes términos:

- a. Coeficiente estequiométricos.
- b. Reactantes o reactivos.
- c. Productos.
- d. Reactivo límite.
- e. Reactivo en exceso.

3. Balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método de inspección simple, también llamado tanteo.

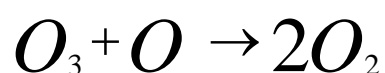


4. Balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método de oxidación-reducción, y determina el agente oxidante, el agente reductor, la sustancia oxidada y la sustancia reducida para cada caso.



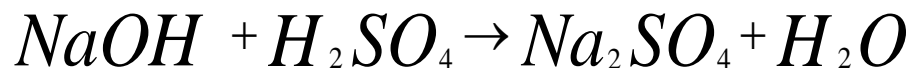
5. Explica: ¿Qué reacciones químicas ocurren en la respiración de los seres vivos aerobios?

6. El ozono es una sustancia pura cuya molécula está formada por tres átomos de oxígeno,  $O_3$ . Se encuentra en pequeñas cantidades en la estratosfera formando una ligera capa alrededor de la Tierra. El ozono es un filtro para ciertas radiaciones, como los rayos ultravioleta, que provienen del Sol y son muy perjudiciales. Desde hace varias décadas se ha observado una disminución de  $O_3$  en el Polo Sur y parece que comienza a disminuir en el Polo Norte. Es el fenómeno conocido como agujero en la capa de ozono. El ozono se puede destruir y transformar en oxígeno según la reacción:



La velocidad de esta reacción puede aumentar por acción de algunas sustancias. Los óxidos de nitrógeno y el cloro serían catalizadores de esta reacción. El cloro se forma a partir de ciertos compuestos que contienen cloro, flúor y carbono, denominados clorofluorocarbonos, CFC.

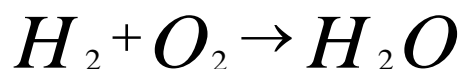
- a. ¿Qué clase de reacción ocurre en este fenómeno? ¿Cuáles son las consecuencias de la destrucción de la capa de ozono? ¿Por qué el cáncer de piel se asocia con la radiación UV, que proviene del Sol?
  - b. ¿Qué podemos hacer para evitar que el ozono se siga destruyendo?
  - c. ¿Para qué se utilizan los compuestos fluorocarbonados en la industria?
7. El hidróxido de sodio se combina con el ácido sulfúrico para formar sulfato de sodio y agua, como se indica en la siguiente ecuación química: (recuerde balancear la ecuación).



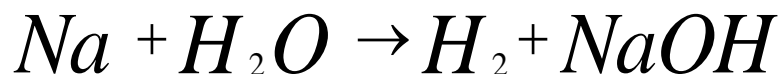
Si reaccionan 15 g de NaOH con 20 g de  $H_2SO_4$ , determina:

- Cantidad de sulfato de sodio obtenido.
- Número de moles de agua obtenidos.
- Reactivo límite.

8. Cuando se prepara  $H_2O$  a partir de hidrógeno y oxígeno, si se parte de 4,6 moles de hidrógeno y 3,1 moles de oxígeno, ¿cuántos moles de agua se pueden producir y qué permanece sin reaccionar? Considera la ecuación química:



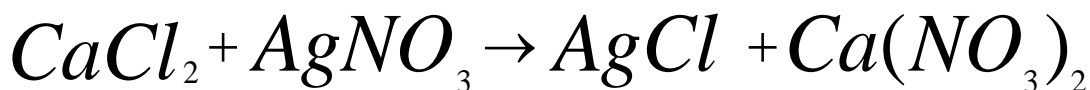
9. El metal sodio reacciona con agua para dar hidróxido de sodio e hidrógeno gas, según la ecuación química:



Si 10 g de sodio reaccionan con 8,75 g de agua:

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuánto hidróxido de sodio e hidrógeno se obtiene?

10. El cloruro de calcio reacciona con nitrato de plata para producir un precipitado de cloruro de plata de acuerdo a la siguiente ecuación.



- a. Si reaccionan 245 g de cloruro de calcio y 129 gramos de nitrato de plata indica quien es el reactivo límite.

## **7 BIBLIOGRAFÍA**

Carrillo, C. Esteban. (2010). Hipertexto ciencias 8. Bogotá: editorial Santillana.

- Carrillo C. Esteban. (2004). Contextos Naturales 8. Bogotá: editorial Santillana.
- Salamanca Magda N. (2005), Vida 8. Bogotá: editorial Voluntad.
- Carrillo, C. Esteban. (2010). Hipertexto química 1. Bogotá: editorial Santillana.
- Reyes Fabián, Janitte Tello, Márquez Carlos. (2012). Ciencias naturales 8. Básico. Santiago de Chile: editorial Santillana del pacifico.