



La educación  
es de todos

Mineducación



# QUÍMICA

Guía de Apoyo Educativo en el área de  
Ciencias Naturales

Grado 9° de educación básica secundaria

Temas

Balanceo y estequiometría, Características moleculares de los estados de la materia, cinética molecular de los gases, Valores de T, P y V, Leyes de los gases. Soluciones 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 noveno, 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 noveno 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 noveno 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 noveno, por la licenciada en Química Diana Cristina Benavides Peña para el Instituto Nacional para Ciegos INCI, con destino a la Biblioteca Virtual.*

*Tenga en cuenta los siguientes aspectos para facilitar el uso de la presente guía:*

- 1. Al iniciar el cuerpo del documento podrá encontrar una tabla que presenta el símbolo o formula, nombre y forma de escribir de*

*elementos químicos, compuestos (óxidos, hidróxidos, ácidos, sales inorgánicas y otros compuestos de interés), además encontrará en ella símbolos que se relacionan con las diferentes temáticas que encontrara dentro de la guía, es importante que la navegue correctamente ya que con ella su lectura y aprendizaje será aún más fácil. (podrá también acceder a hipervínculos en cada uno de los nombres de la columna 1).*

- 2. Debido, que en química se manejan fórmulas y ecuación que con el editor de Word no son accesibles, aquí encontrara varios objeto de Microsoft editor de ecuaciones 3.0 que permiten que usted pueda conocer más sobre la lectura y escritura de estas fórmulas y ecuaciones químicas, por lo tanto le recomiendo cuando esté realizando la lectura, obviar información del tamaño del objeto ya que podría perder sentido la lectura.*
- 3. En las imágenes que tienen alguna complejidad, encontrara de apoyo además del texto alternativo una descripción después de la imagen que es aún más precisa de lo que en ella se encuentra.*
- 4. Encontrará mapas conceptuales elaborados por SmartArt, que pueden se navegables, por lo tanto, no requieren descripciones alternas. Esta navegación la puede realizar ubicándose en el gráfico y señalando en el botón de menú la opción panel de texto, el cual es utilizado para la elaboración del mismo pero que a su vez permite leer correctamente este tipo de gráfico.*

# **TABLA DE CONTENIDO**

<b>1</b>	<b>SIMBOLOGÍA DE APOYO PARA LA CORRECTA LECTURA DE LA GUÍA DE QUÍMICA</b>	<b>9</b>
<b>2</b>	<b>BALANCEO DE ECUACIONES Y ESTEQUIOMETRÍA</b>	<b>37</b>
<b>2.1</b>	<b>valores NECESARIOS EN ESTEQUIOMETRÍA</b>	<b>37</b>
2.1.1	Conversión mol-gramo	37
2.1.2	Fórmula molecular	40
<b>2.2</b>	<b>equilibrio en las ecuaciones</b>	<b>42</b>
<b>2.3</b>	<b>métodos para balancear una ecuACIÓN QUÍMICA</b>	<b>43</b>
2.3.1	Método de tanteo	44
2.3.2	Método de óxido reducción	49
2.3.3	Método algebraico	53
<b>2.4</b>	<b>Estequiometría</b>	<b>57</b>
2.4.1	Estequiometría, cálculo a partir de reacciones químicas	59
2.4.1.1	Método de la relación molar.	59
2.4.2	Reactivo límite	73
2.4.3	estequiometría y rendimiento	82
<b>2.5</b>	<b>ACTIVIDAD</b>	<b>85</b>
<b>3</b>	<b>TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR DE LA MATERIA</b>	<b>88</b>
<b>3.1</b>	<b>Fuerzas de atracción entre moléculas</b>	<b>88</b>
3.1.1	Los gases	91
3.1.1.1	El oxígeno	91

3.1.1.2 El hidrógeno	94
3.1.2 Los líquidos	95
3.1.3 Los sólidos	97
3.1.3.1 Sólidos cristalinos y amorfos	98
<b>3.2 los gases y la Cinética molecular</b>	<b>100</b>
<b>3.3 Teoría cinética de los gases</b>	<b>103</b>
<b>3.4 actividad</b>	<b>105</b>
<b>4 VALORES DE TEMPERATURA, VOLUMEN Y PRESION</b>	<b>109</b>
<b>4.1 temperatura</b>	<b>110</b>
4.1.1 La medida de la temperatura	111
4.1.2 Ecuaciones para la conversión de unidades de temperatura	113
<b>4.2 Volumen</b>	<b>115</b>
<b>4.3 Presión</b>	<b>117</b>
4.3.1 La presión en los líquidos	119
4.3.1.1 Principio de Pascal	119
4.3.1.2 El principio de Arquímedes	119
4.3.2 La presión atmosférica	120
<b>4.4 Actividad</b>	<b>122</b>
<b>5 LEYES DE LOS GASES</b>	<b>126</b>
<b>5.1 Ley de Boyle</b>	<b>126</b>
<b>5.2 Ley de Charles</b>	<b>131</b>
<b>5.3 Ley de Gay-Lussac</b>	<b>132</b>

<b>5.4 Ley combinada de los gases</b>	<b>136</b>
<b>5.5 Ley de Dalton o de las presiones parciales</b>	<b>136</b>
<b>5.6 Principio de Avogadro</b>	<b>139</b>
<b>5.7 Ecuación de estado o Ley de los gases ideales</b>	<b>140</b>
<b>5.8 Gases reales</b>	<b>143</b>
<b>5.9 Difusión de gases: ley de Graham</b>	<b>145</b>
<b>5.10 ACTIVIDAD</b>	<b>146</b>
 <b>6 EL AGUA Y LAS SOLUCIONES QUÍMICAS</b>	 <b>151</b>
<b>6.1 el agua</b>	<b>151</b>
6.1.1 Estructura y composición	151
6.1.2 Propiedades físicas	151
6.1.3 Propiedades químicas	153
6.1.4 Contaminación del agua	155
<b>6.2 Concepto de solución química</b>	<b>156</b>
6.2.1 Clases de soluciones	156
6.2.2 Proceso de disolución	158
<b>6.3 Solubilidad</b>	<b>158</b>
6.3.1 Factores que determinan la solubilidad	159
<b>6.4 La concentración de las soluciones</b>	<b>160</b>
6.4.1 Definición de concentración	161
6.4.1.1 Unidades de concentración	161
6.4.1.1.1	Unidades físicas

**6.5 Diluciones 174****6.6 actividad 176****7 BIBLIOGRAFÍA 179**

IMAGEN 1. ESTRUCTURA MOLECULAR DE LOS SÓLIDOS .....89

IMAGEN 2. ESTRUCTURA MOLECULAR DE LOS LÍQUIDOS.....89

IMAGEN 3. ESTRUCTURA MOLECULAR DE LOS GASES.....90

IMAGEN 4. EL MODELO PROPUESTO POR LA TEORÍA CINÉTICA DE LOS  
GASES..... 105IMAGEN 5. GRAFICA DE LA REPRESENTACIÓN DE LA LEY DE **BOYLE** 128IMAGEN 6. GRAFICA DE LA VARIACIÓN DEL VOLUMEN FRENTE A LA  
TEMPERATURA SEGÚN LEY DE CHARLES..... 132IMAGEN 7. GRAFICA DE LA RELACIÓN ENTRE LA TEMPERATURA Y LA  
PRESIÓN A TEMPERATURA CONSTANTE (LEY DE GAY LUSSAC) .. 134

IMAGEN 8. MODELO EXPLICATIVO DE LA LEY DE DALTON ..... 138

IMAGEN 9. ANALIZA Y RESPONDE ..... 147

TABLA 1. SÍMBOLOS DE ELEMENTOS, COMPUESTOS FORMULAS  
QUÍMICAS.....9TABLA 2. CANTIDAD DE ÁTOMOS EN REACTIVOS Y PRODUCTOS DE LA  
REACCIÓN. ....42

TABLA 3. MAGNITUDES UTILIZADAS PARA LOS GASES ..... 102

TABLA 4. COMPLETAR LA CLASIFICACIÓN Y PROPIEDADES DE ALGUNOS  
CRISTALES..... 108

TABLA 5. TABLA DE UNIDADES DE MEDIDA DE CAPACIDAD ..... 116

TABLA 6.UNIDADES INTERNACIONALES DE CAPACIDAD VOLUMÉTRICA .....	116
TABLA 7.EQUIVALENCIAS ENTRE MEDIDAS DE VOLUMEN Y CAPACIDAD .....	117
TABLA 8.EQUIVALENCIAS EN LAS UNIDADES DE VOLUMEN .....	117
TABLA 9.FACTORES DE CONVERSIÓN PARA UNIDADES DE PRESIÓN.	122
TABLA 10. PESO MOLECULAR Y DENSIDAD DE DIFERENTES SUSTANCIAS GASEOSAS. ....	150
TABLA 11.TIPOS DE SOLUCIONES. ....	157
TABLA 12.SOLUBILIDAD DE DIVERSAS SUSTANCIAS A DIFERENTES TEMPERATURAS, EN CADA 100 GRAMOS DE AGUA.....	177
MAPA CONCEPTUAL 1. CARACTERÍSTICAS REDOX DE LOS ELEMENTOS EN UNA REACCIÓN DE ÓXIDO REDUCCIÓN. ....	49



# 1 SIMBOLOGÍA DE APOYO PARA LA CORRECTA LECTURA DE LA GUÍA DE QUÍMICA

*Tabla 1. Símbolos de elementos, compuestos formulas químicas*

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

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

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

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

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
<u>Samario</u>	<b>Sm</b>	S mayúscula con m minúscula
<u>Selenio</u>	<b>Se</b>	S mayúscula con e minúscula
<u>Sílice</u>	<b>Si</b>	S mayúscula con i minúscula
<u>Sodio</u>	<b>Na</b>	N mayúscula con a minúscula
<u>Talio</u>	<b>Tl</b>	T mayúscula con l minúscula
<u>Tantalio</u>	<b>Ta</b>	T mayúscula con a minúscula
<u>Tecnecio</u>	<b>Tc</b>	T mayúscula con c minúscula
<u>Teluro</u>	<b>Te</b>	T mayúscula con e minúscula
<u>Titanio</u>	<b>Ti</b>	T mayúscula con e minúscula
<u>Torio</u>	<b>Th</b>	T mayúscula con 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 con e minúscula
<u>Zinc</u>	<b>Zn</b>	Z mayúscula con n minúscula
<u>Zirconio</u>	<b>Zr</b>	Z mayúscula con r minúscula
Cloruro de Sodio	<b>NaCl</b>	Símbolo del sodio con del cloro
Ácido Clorhídrico	<b>HCl</b>	Símbolo del hidrógeno con del cloro
Ácido Sulfúrico	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Símbolo del hidrógeno subíndice 2, símbolo del azufre con símbolo del

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
		oxígeno subíndice 4
Cloruro de Sodio	<b>NaCl</b>	Símbolo del sodio con del cloro
Ácido Clorhídrico	<b>HCl</b>	Símbolo del hidrógeno con del cloro
Ácido Sulfúrico	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Símbolo del hidrógeno subíndice 2, símbolo del azufre con 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
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

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
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
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

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
		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 con símbolo del oxígeno
Óxido de calcio	<b>CaO</b>	Símbolo del calcio con símbolo del oxígeno
Óxido de litio	<b>Li<sub>2</sub>O</b>	Símbolo del litio con subíndice dos con símbolo del oxígeno
Óxido de plata	<b>Ag<sub>2</sub>O</b>	Símbolo de la plata con subíndice 2 y el símbolo del oxígeno
Óxido de hierro(II)	<b>FeO</b>	Símbolo del hierro con símbolo del oxígeno
Óxido de hierro(III)	<b>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	Símbolo del hierro con subíndice 2 con 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	<b>Cu<sub>2</sub>O</b>	Símbolo del cobre con subíndice dos y



NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
cobre(I)		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
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

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
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
Pentóxido de di fósforo	<b>P<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	Símbolo del fósforo 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

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
		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
Nitrógeno diatómico	<b>N<sub>2</sub></b>	Símbolo del nitrógeno con subíndice 2
Oxigeno 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

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
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
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

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
		bromo y el símbolo del oxígeno el cual lleva subíndice dos, y fuera del paréntesis el subíndice dos
Bromito de litio	<b>LiBrO<sub>2</sub></b>	Símbolo de litio seguido del 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 el 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 el cual tiene subíndice tres.
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.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
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.
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.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
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.
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 Manganoso	<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.

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
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 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



NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
		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 fosforo y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres.
Metafosfito de sodio	<b>NaPO<sub>2</sub></b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del fosforo 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

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
		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.
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	<b>NaNO<sub>3</sub></b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
de sodio		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.
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

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
		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.
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 él 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 él 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.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
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 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 con 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 con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
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 con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro. Fuera del paréntesis el subíndice dos.
Perclorato de sodio	<b>NaClO<sub>4</sub></b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del cloro con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Permanganato de potasio	<b>KMnO<sub>4</sub></b>	Símbolo del potasio seguido del símbolo del manganeso con 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 con 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 con 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 fósforo 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 fósforo con subíndice dos con el símbolo del oxígeno con subíndice cinco.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Sulfato Cúprico	<b>CuSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del cobre seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato Cuproso	<b>Cu<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Símbolo del cobre con subíndice dos seguido del símbolo del azufre con 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 con 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 con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de berilio	<b>BeSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del berilio seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de calcio	<b>CaSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del calcio seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de cinc	<b>ZnSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del cinc seguido del símbolo del azufre con 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 con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato	<b>MgSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del magnesio seguido del

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
de magnesio		símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de potasio	<b>K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Símbolo del potasio con subíndice dos, seguido del símbolo del azufre con 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 con 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 con 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 con 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 con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro. Fuera del paréntesis subíndice dos.
Sulfato Plumboso	<b>PbSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del plomo, seguido del símbolo del azufre con 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 con el oxígeno el cual tiene



NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
		subíndice cuatro. Fuera del paréntesis subíndice dos.
Sulfato Stanoso	<b>SnSO<sub>4</sub></b>	Símbolo del estaño, seguido del símbolo del azufre con 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 con 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 con 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 con 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.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Sulfuro ácido de sodio	<b>NaHS</b>	Símbolo del sodio seguido del símbolo del hidrógeno con del azufre.
Yodato de potasio	<b>KIO<sub>3</sub></b>	Símbolo del potasio seguido del símbolo del yodo con el oxígeno él 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 con el oxígeno él 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 con el oxígeno él 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 con el oxígeno él 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 con el símbolo del hidrógeno con subíndice cuatro.
Tetróxido de	<b>N<sub>2</sub>O<sub>4</sub></b>	Símbolo del nitrógeno con subíndice dos

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

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
tetra fosforo		cuatro seguido del símbolo de azufre con subíndice tres.
Tricloruro de fosforo	<b>PCl<sub>3</sub></b>	Símbolo del fosforo seguido del símbolo del cloro con subíndice tres.
Di fluoruro de plomo	<b>PbF<sub>2</sub></b>	Símbolo del plomo seguido del símbolo del flúor con subíndice dos.

## **2 BALANCEO DE ECUACIONES Y ESTEQUIOMETRÍA**

### **2.1 VALORES NECESARIOS EN ESTEQUIOMETRÍA**

Entre los valores que se requieren para realizar los respectivos cálculos estequiométricos encontramos la relación entre la masa molar y el número de moles de un elemento o un compuesto químico.

#### **2.1.1 CONVERSIÓN MOL-GRAMO**

Con frecuencia resulta necesario convertir moles de una sustancia en 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 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.

### **2.1.2 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 ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) es un gas que se emplea para soldar, y el benceno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) 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%.

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.

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

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

Luego, al dividir cada valor por el menor se obtiene: H = 1,99 y C = 1,00. Entonces, la fórmula empírica será: CH<sub>2</sub>.

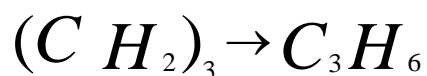
La masa molar del compuesto según el dato entregado en el problema es 42,00 g; la masa de la fórmula empírica (CH<sub>2</sub>) será:

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

La cantidad de unidades de fórmula empírica será:

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

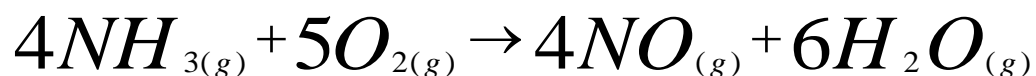
El valor obtenido (3) multiplica ambos elementos en la fórmula empírica, entonces:



Finalmente, la fórmula molecular del compuesto es **C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>**

## 2.2 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 2. 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

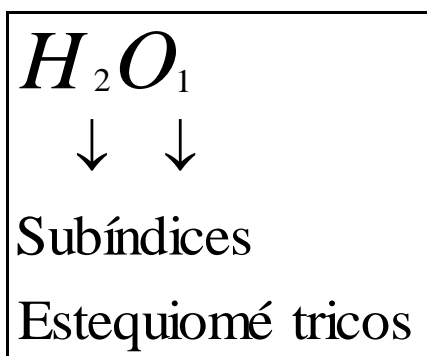
TOTAL	26	26
-------	----	----

## 2.3 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.

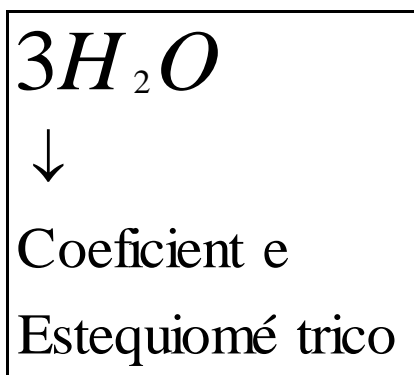
Entonces, la finalidad del proceso de balance de ecuaciones químicas es igualar la cantidad de átomos de cada tipo a cada lado de la ecuación. Antes de comenzar a balancear ecuaciones es necesario considerar que al contar los átomos participantes en un compuesto:

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 estequiométrico multiplica a los átomos de cada elemento.

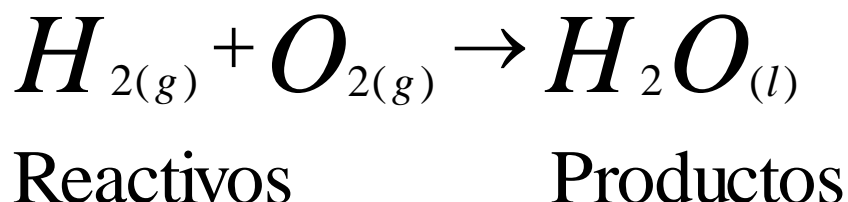
3. Como puedes analizar, el número 1 no se escribe.

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

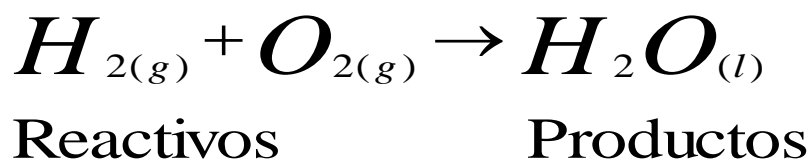
### 2.3.1 MÉTODO DE TANTEO

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:

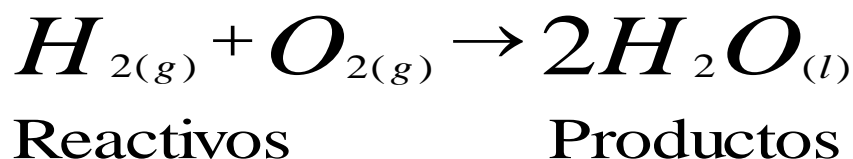
- ✓ **Proceso 1:** escribe a ambos lados de la ecuación los elementos presentes en el mismo orden. Por ejemplo, para la formación del agua la ecuación química es:



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



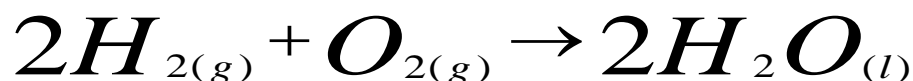
**Proceso 3:** revisa que existen diferencias entre las cantidades de oxígeno presentes en los reactivos (2) y los productos (1). Para igualar las cantidades, se puede amplificar por el número 2 la cantidad de oxígeno en los productos. Esta amplificación, como se indicó con anterioridad, sólo puede ser por coeficiente y no por subíndice, por lo tanto:



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:



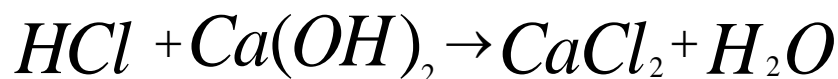
Reactivos

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:

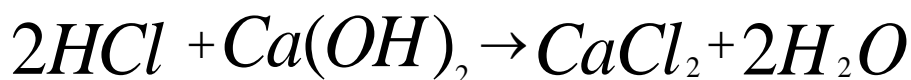


- ✓ **Proceso 2.** Comprobar si la ecuación química está balanceada. Para ello se verifica si el número de átomos de cada clase es igual en los reactivos y en los productos. En nuestro ejemplo tenemos:
- Reactivos: 3 átomos de H, 1 átomo de Cl, 1 átomo de Ca y 2 átomos de O.
  - Productos: 2 átomos de H, 2 átomos de Cl, 1 átomo de Ca y 1 átomo de O.

Entendemos que la ecuación química no está balanceada.

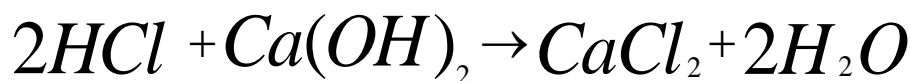
- ✓ **Proceso 3.** Ajustar la ecuación química colocando coeficientes delante de las fórmulas de los reactivos y de los productos. Como existen dos átomos de cloro en los productos y solo uno en los

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  $H_4O_2$ .

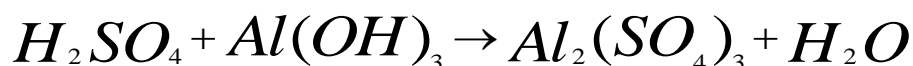
- ✓ **Proceso 4.** Comprobar que la ecuación química haya quedado balanceada. Para ello se comprueba si el número de átomos de cada clase es igual en los reactivos y en los productos, de forma similar a como se procedió en el proceso 2.
  - Reactivos: 4 átomos de H, 2 átomos de Cl, 1 átomo de Ca y 2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

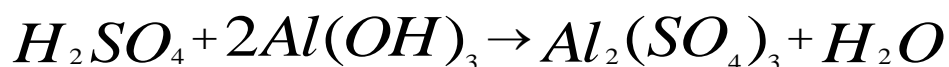
Una manera fácil y sencilla de balancear una ecuación química por tanteo es llevando el siguiente orden, primero se balancean metales, luego no metales y por último hidrógenos y oxígenos. Tomemos como ejemplo la siguiente ecuación:



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.

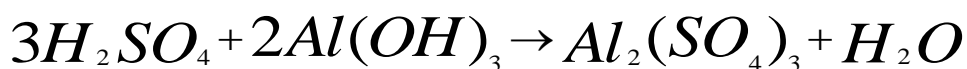
### ***Balancear en primer lugar los metales***

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***

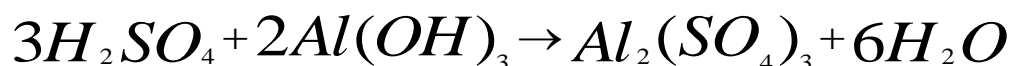
En los productos hay 3 átomos de azufre y en los reactivos, solo 1 por lo que debemos ubicar el coeficiente 3 antes del ácido sulfúrico de modo que el número de átomos de azufre sea igual tanto en los reactivos como en los productos.





### ***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.



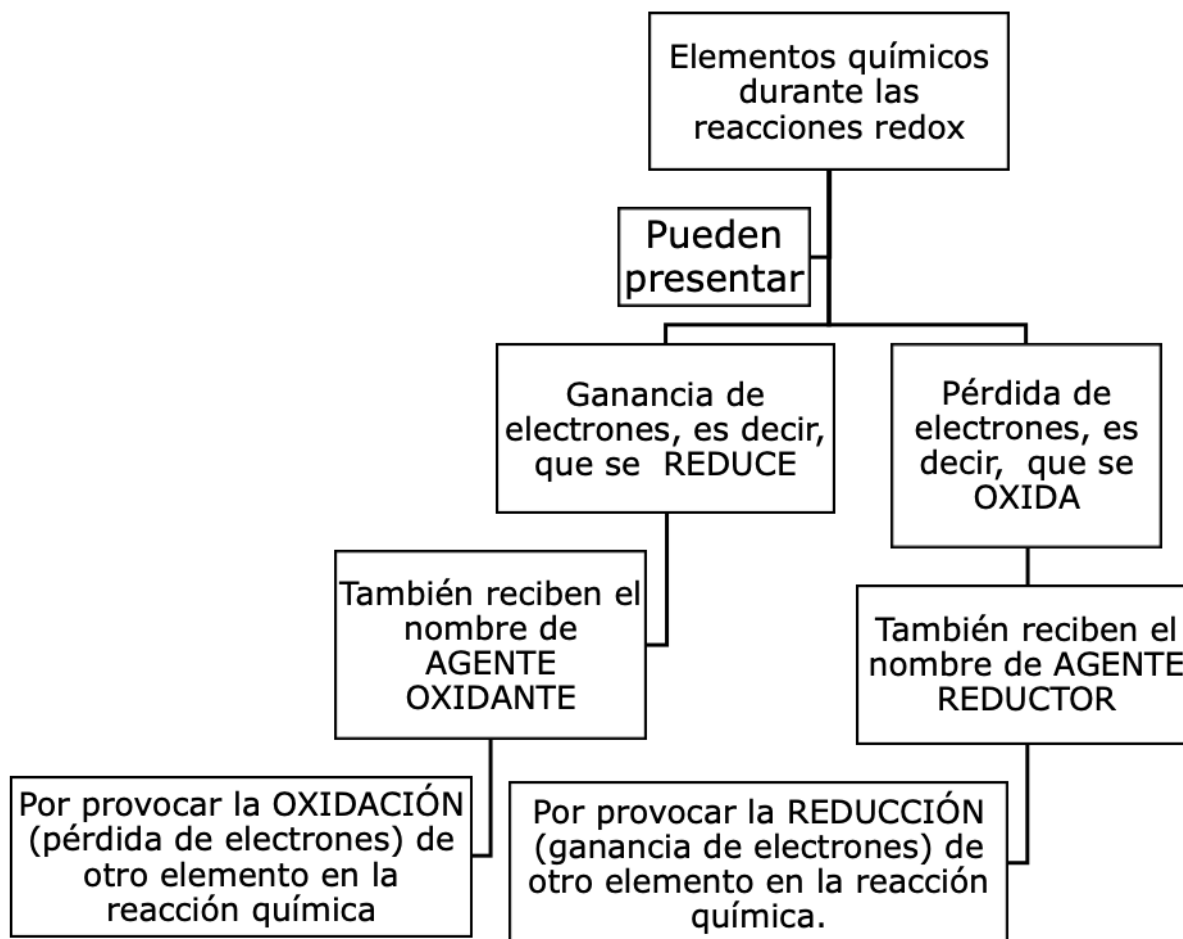
Al verificar el número de átomos de todos los elementos tanto en reactivos como en productos encontramos que es igual y por lo tanto cumple la ley de la conservación de la materia.

### **2.3.2 MÉTODO DE ÓXIDO REDUCCIÓN**

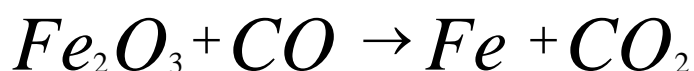
Como recordaras, en las reacciones de óxido-reducción, hay pérdida o ganancia de electrones. En consecuencia, los conceptos de oxidación y de reducción pueden expresarse en función del cambio del número de oxidación. Se considera que un elemento se **oxida** cuando aumenta su estado de oxidación, o sea, 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 1. Características REDOX de los elementos en una reacción de óxido*

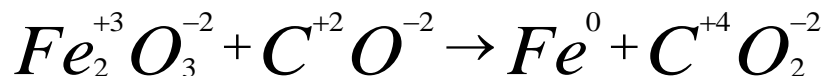
reducción.



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 o positiva.



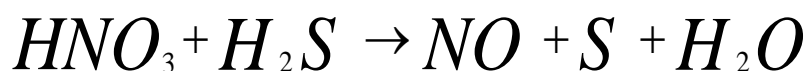
Se encuentran los siguientes cambios en los números de oxidación de los elementos involucrados:



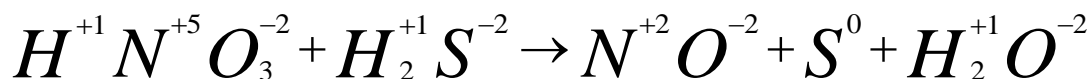
El  $Fe_2O_3$  actuó como agente oxidante, mientras que el CO fue el agente reductor.

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:

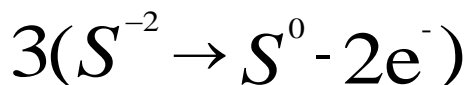
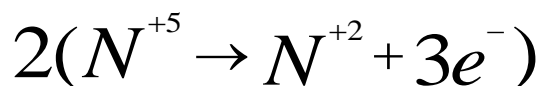


**Proceso 3.** Revisar cuáles fueron los elementos que experimentaron cambios en su estado de oxidación y con ellos plantear semirreacciones. Según el ejemplo anterior, estas son:

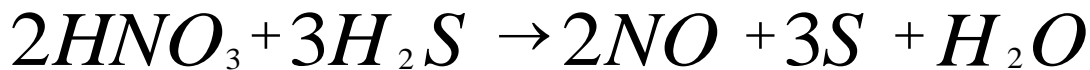
Ecuación .1  $N^{+5} \rightarrow N^{+2}$  gana  $3e^-$ , se redujo

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

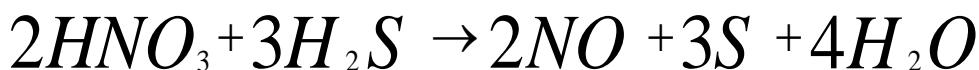
**Proceso 4.** Igualar la cantidad de electrones perdidos y ganados. Para ello, se multiplica la ecuación (1) por el número de electrones perdidos en la ecuación (2), y la ecuación (2) por el número de electrones ganados en la ecuación (1). Veamos:



Estos números no solo sirven para igualar los electrones sino como coeficientes en la ecuación balanceada. Por lo tanto, el coeficiente del  $HNO_3$  y del  $NO$  será dos y el de  $H_2S$  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:



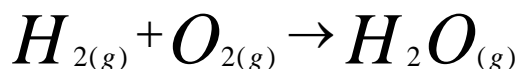
Por último, se revisa si es posible simplificar los coeficientes para las diferentes especies presentes.

### 2.3.3 MÉTODO ALGEBRAICO

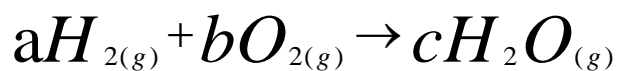
Para poder igualar la ecuación forma un sistema de ecuaciones, a partir del cual se conocerán las incógnitas que representan los coeficientes estequiométricos. Observa el siguiente ejemplo:

**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

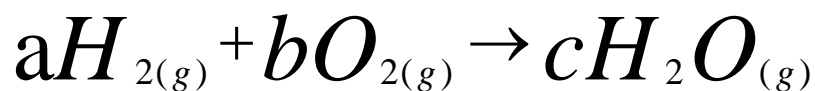
encontramos con un valor decimal expresado como fracción. Entonces es necesario buscar un valor que al multiplicarlo por todos los coeficientes estequiométricos los convierta en números enteros. En este caso, al multiplicar los valores por 2, se obtendrá que:

$$\mathbf{a = 2}$$

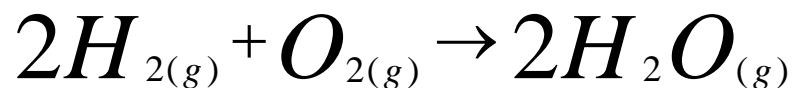
$$b = 1$$

$$c = 2$$

**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.

## **2.4 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 un 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 un mol de cualquier elemento está relacionada con la masa molar del elemento, por ejemplo, un mol de carbono 12, tiene una masa molar de 12 gramos de carbono y contiene  $6,023 \times 10^{23}$  átomos.

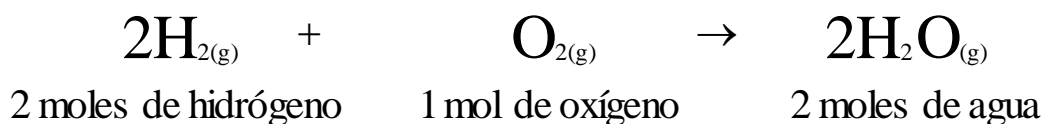
## 2.4.1 ESTEQUIOMETRÍA, CÁLCULO A PARTIR DE REACCIONES QUÍMICAS

Determinar la cantidad de “materiales” que serán empleados en la ejecución de una determinada tarea es un principio básico de eficiencia en toda profesión u oficio. Por ejemplo, un maestro albañil debe calcular la cantidad de arena, ripio y cemento necesaria para construir un piso o un muro, de lo contrario aumenta innecesariamente el costo del muro y tendrá que desperdiciar o botar lo que sobra. Esta misma situación se aplica a la química; los científicos en los laboratorios de investigación o en laboratorios con fines industriales deben determinar la cantidad de materiales que necesitan para elaborar un determinado producto y así proceder a ejecutar las reacciones químicas que sean necesarias.

### 2.4.1.1 MÉTODO DE LA RELACIÓN MOLAR.

Para calcular la cantidad de reactivos necesarios o la cantidad de productos que se quiere obtener existen diversas formas; no obstante, se considera que la **relación molar** o **método mol a mol** es el mejor para resolver este tipo de relaciones.

La relación molar o método mol a mol, corresponde a la relación entre la cantidad de moles entre dos de las especies que participan en la reacción. Por ejemplo, si observamos la reacción de descomposición del agua se tiene:



Como se indicó, las relaciones mol a mol serán entre dos de las especies participantes; en este caso, se podrían establecer las siguientes.

### 1. Relación entre reactivos.

$$\frac{2 \text{ moles de } \text{H}_2}{1 \text{ mol de } \text{O}_2} \quad \text{Y} \quad \frac{1 \text{ mol de } \text{O}_2}{2 \text{ moles de } \text{H}_2}$$

Es decir, que dos moles de hidrógeno reaccionan con un mol de oxígeno y que un mol de oxígeno reacciona con dos moles de hidrógeno.

### 2. Relación entre reactivos y producto.

$$\frac{2 \text{ moles de } \text{H}_2}{2 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}; \frac{1 \text{ mol de } \text{O}_2}{2 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}}; \frac{2 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}}{2 \text{ moles de } \text{H}_2} \quad \text{Y} \quad \frac{2 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \text{O}_2}$$

Es decir que dos moles de hidrógeno produce dos moles de agua; una moles de oxígeno produce 2 moles de agua; dos moles de agua se obtiene a partir de 2 moles de hidrógeno y 2 moles de agua se obtiene a partir de 1 mol de oxígeno.

Estas relaciones permiten establecer las relaciones proporcionales distintas expuestas en la ecuación balanceada. Revisa atentamente los siguientes ejemplos:

#### 1. En relación a los reactivos.

a. ¿Cuántos moles de  $\text{H}_2$  reaccionarán con 4 moles de  $\text{O}_2$ ? Si se utiliza la primera relación expuesta, se tiene que por cada 2 moles de  $\text{H}_2$  es necesario 1 mol de  $\text{O}_2$ .

$$\frac{2 \text{ moles de H}_2}{1 \text{ mol de O}_2}$$

Siguiendo la regla, para resolver el problema se tiene:

$$\frac{2 \text{ moles de H}_2}{1 \text{ mol de O}_2} \rightarrow \frac{x \text{ moles de H}_2}{4 \text{ moles de O}_2}$$

Si dos moles H<sub>2</sub> reaccionan con un mol O<sub>2</sub> entonces cuántas moles de hidrógeno reaccionarán con cuatro moles de oxígeno.

Al resolver se obtiene:

$$2 \text{ moles de H}_2 \cdot 4 \text{ moles de O}_2 = 1 \text{ mol de O}_2 \cdot X \text{ moles de H}_2$$

Despejando x, será

$$X \text{ moles de H}_2 = \frac{2 \text{ moles de H}_2 \cdot 4 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2}$$

$$X \text{ moles de H}_2 = 8 \text{ moles de H}_2$$

## 2. En relación con los productos.

a. ¿Cuántos moles de agua se producirán a partir de 4 moles de O<sub>2</sub>? La relación que se establece de acuerdo a la ecuación balanceada indica que por cada 1 mol de O<sub>2</sub> se obtienen dos moles de H<sub>2</sub>O.

$$\frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de O}_2}$$

Para resolver la pregunta planteada se establece que:

$$\frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de O}_2} \rightarrow \frac{x \text{ moles de H}_2\text{O}}{4 \text{ moles de O}_2}$$

Si dos moles H<sub>2</sub>O se producen por un mol O<sub>2</sub> entonces cuántas moles de H<sub>2</sub>O se producirán con cuatro moles de oxígeno.

Al resolver se obtiene:

$$2 \text{ moles de H}_2\text{O} \cdot 4 \text{ moles de O}_2 = 1 \text{ mol de O}_2 \cdot X \text{ moles de H}_2\text{O}$$

Despejando x, será

$$X \text{ moles de H}_2\text{O} = \frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O} \cdot 4 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2}$$

$$X \text{ moles de H}_2\text{O} = 8 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

Ahora bien, los datos en un problema estequiométrico no siempre serán entregados en cantidades de mol, es decir, en los dos ejemplos anteriores se indica que la cantidad de O<sub>2</sub> son 4 moles, pero este dato podría estar expresado en masa, cantidad de moléculas o volumen, por ejemplo:

**a.** ¿Cuántos moles de H<sub>2</sub> reaccionarían con 20 g de O<sub>2</sub>?

**b.** ¿Cuántos moles de H<sub>2</sub> reaccionarían con  $7,25 \times 10^{24}$  moléculas de O<sub>2</sub>?

En estos casos es necesario transformar las unidades entregadas a cantidad de sustancia o mol. Con anterioridad, en este texto hemos revisado las transformaciones para expresar en mol distintas unidades

de medida. Analiza atentamente las ecuaciones de densidad, masa molar y número de Avogadro y las aplicaremos en los ejemplos propuestos.

**A continuación encontrará las conversiones para densidad, masa molar y número de Avogadro:**

✓ **Densidad.**

$$D = \frac{m}{V}$$

$$m = D \times V$$

$$V = \frac{m}{D}$$

Donde:

- **D mayúscula** = densidad.
- **m minúscula** = masa.
- **V mayúscula** = volumen.

✓ **Masa molar.**

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

$$n = M \times m$$

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

Donde:

- **M mayúscula** = Masa molar.
- **m minúscula** = masa.
- **n minúscula** = número de moles.

✓ **Número de Avogadro.**

$$N_A = \frac{N_{ee}}{n}$$

$$N_{ee} = n \times N_A$$

$$n = \frac{N_{ee}}{N_A}$$



Donde:

- **N mayúscula con A mayúscula** = número de Avogadro.
- **N mayúscula, e minúscula, e minúscula** = número de entidades elementales.
- **N mayúscula** = número de moles.

Aplicando el resumen de las ecuaciones a los problemas presentados se tiene:

- a.** ¿Cuántos moles de  $H_2$  reaccionarían con 20 g de  $O_2$ ? De acuerdo a los datos (20 g de  $O_2$ ), es necesario determinar la cantidad de sustancia empleando la masa molar. Entonces, la masa molar del  $O_2$  es 32 g. Aplicando la relación propuesta en el esquema se tiene:

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

Remplazando valores se obtiene:

$$n = \frac{20g}{32gO_2/1mol O_2}$$
$$= 0,625 \text{ moles}$$

**La cantidad de sustancia de oxígeno equivalente a 20 g es 0,625 moles.**

X moles de  $H_2$  es a 0, 625 mol de  $O_2$ .

Como 2 moles de  $H_2$  es a 1 mol de  $O_2$ .

Es decir que;  $x = 1,25$  mol de  $H_2$

**b.** ¿Cuántos moles de  $H_2$  reaccionarían con  $7,25 \times 10^{24}$  moléculas de  $O_2$ ?

Conociendo la cantidad de entidades elementales ( $7,25 \times 10^{24}$  moléculas de  $O_2$ ), es necesario establecer la cantidad de sustancia, según el esquema, empleando el número de Avogadro.

$x$  mol de  $H_2$  es a  $7,25 \times 10^{24}$  moléculas de oxígeno,

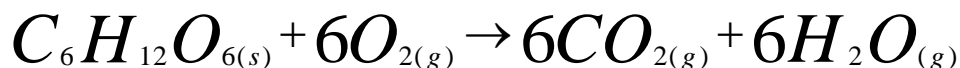
Como 2 moles de  $H_2$  es a  $6,023 \times 10^{23}$  moléculas de  $O_2$

Es decir que;  $x = 24,086$  moles de  $H_2$ .

En general, se recomienda seguir los siguientes pasos para efectuar cálculos estequiométricos. Observa atentamente los problemas desarrollados.

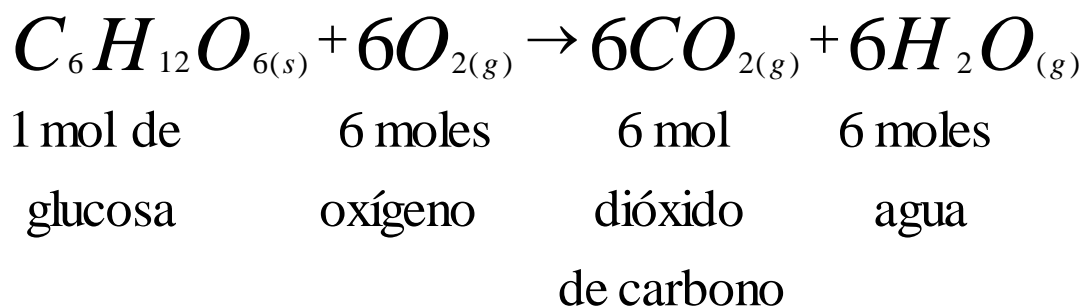
### **Ejemplo 1.**

¿Qué masa de dióxido de carbono ( $CO_2$ ) se producirá al reaccionar completamente 2 moles de glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ) de acuerdo con la siguiente ecuación?



**Paso 1:** con la ecuación química balanceada, debes **determinar el número de moles de la sustancia inicial**, es decir, reconocer entre los datos entregados aquellos con los que es posible formular la relación entre reactivos con reactivos y/o productos. Si los datos entregados no corresponden a moles, proceder a transformarlos.

Por ejemplo: En la ecuación se indica que reaccionan:



Según los datos entregados, la sustancia inicial corresponde a 2 moles de glucosa, y la incógnita a la cantidad de moles de dióxido de carbono que se formarán. Como te darás cuenta, no es necesario realizar transformaciones, pues el dato está en moles.

**Paso 2: determinar la relación molar de la sustancia deseada a la sustancia inicial.** A partir de la cual es posible calcular la cantidad de moles que se formarán de  $CO_2$ .

$$\frac{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6}{6 \text{ moles de } CO_2} \rightarrow \frac{2 \text{ moles de } C_6H_{12}O_6}{X \text{ moles de } CO_2}$$

Un mol de glucosa produce 6 moles de dióxido de carbono entonces dos moles de glucosa cuantas moles de dióxido de carbono producen.

Al resolver el planteamiento anterior tenemos:

$$6 \text{ moles de } CO_2 \cdot 2 \text{ moles de } C_6H_{12}O_6 = 1 \text{ moles de } C_6H_{12}O_6 \cdot x \text{ moles de } CO_2$$

Al despejar x, se tiene:

$$x \text{ moles de } CO_2 = \frac{6 \text{ moles de } CO_2 \cdot 2 \text{ moles de } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ moles de } C_6H_{12}O_6}$$

$$x \text{ moles de } CO_2 = 12 \text{ moles de } CO_2$$

Pero el dato obtenido no corresponde a la unidad de medida solicitada. En el problema se indica que se requiere conocer la cantidad de masa de  $\text{CO}_2$ , razón por la cual es necesario transformar.

**Paso 3: calcular el valor deseado (en las unidades que corresponda).** Acudiendo al esquema resumen, es necesario conocer la masa molar del dióxido de carbono para transformar los moles en gramos. La masa molar del  $\text{CO}_2$  es 44 g. De acuerdo a este valor la masa del  $\text{CO}_2$  que equivale a 12 moles será:

$$m = M \cdot n$$

Remplazando se obtiene:

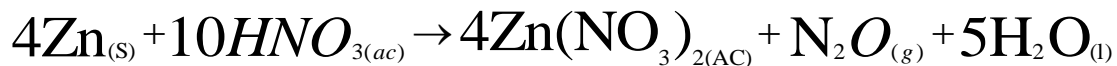
$$m = \frac{44 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ moles de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot 12 \text{ moles de } \text{CO}_2$$

$$m = 528 \text{ g de } \text{CO}_2$$

**Por lo tanto, se obtendrán 528 g de  $\text{CO}_2$  al reaccionar 2 moles de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) completamente con oxígeno.**

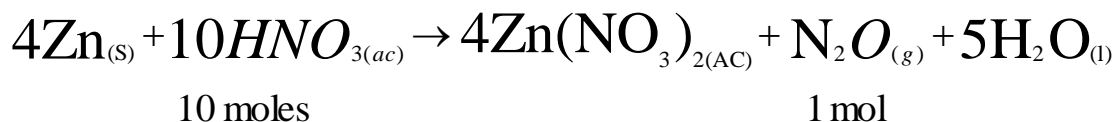
### **Ejemplo 2.**

¿Cuántos gramos de ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ), se requieren para producir 8,75 g de monóxido de dinitrógeno ( $\text{N}_2\text{O}$ )?



**Paso 1: determinar el número de moles de la sustancia inicial.**

En la ecuación se indica qué reacciona, según la relación establecida en el problema.



Según los datos entregados, la sustancia inicial corresponde a 8,75 g de  $\text{N}_2\text{O}$ , y la incógnita, a la cantidad de masa en gramos del ácido nítrico que son necesarios para que se forme la cantidad de monóxido de dinitrógeno. Como observarás, es necesario realizar transformaciones, pues el dato está en gramos. La masa molar del  $\text{N}_2\text{O}$  es 44 g, aplicando la transformación se obtiene:

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

Remplazando valores se obtiene :

$$\frac{n = \frac{8,75\text{g}}{44\text{g}}}{1 \text{ mol de } \text{N}_2\text{O}}$$

$$n = 0,199 \text{ moles de } \text{N}_2\text{O}$$

La cantidad de sustancia de  $\text{N}_2\text{O}$  equivalente a 8,75g es 0,199 moles.

**Paso 2: determinar la relación molar de la sustancia deseada con la sustancia inicial.**

$$\frac{10 \text{ moles de } HNO_3}{1 \text{ mol de } N_2O} \rightarrow \frac{X \text{ moles de } HNO_3}{0,199 \text{ moles de } N_2O}$$

Si diez moles de ácido nítrico producen un mol de monóxido de dinitrógeno entonces cuantas moles de ácido nítrico producirán 0,199 moles de monóxido de dinitrógeno.

Al resolver se obtienen:

$$10 \text{ moles de } HNO_3 \cdot 0,199 \text{ moles de } N_2O = 1 \text{ mol de } N_2O \cdot X \text{ moles de } HNO_3$$

Al despejar x, se tiene :

$$x \text{ moles de } HNO_3 = \frac{10 \text{ moles de } HNO_3 \cdot 0,199 \text{ moles de } N_2O}{1 \text{ mol de } N_2O}$$

$$x \text{ moles de } HNO_3 = 0,199 \text{ moles de } HNO_3$$

Pero el dato obtenido no corresponde a la unidad de medida solicitada. En el problema se indica que se requiere conocer la cantidad de masa de  $HNO_3$ , razón por la cual es necesario transformar.

**Paso 3: calcular el valor deseado (en las unidades que corresponda).** Acudiendo al esquema resumen, es necesario conocer la masa molar del ácido nítrico para transformar los moles en gramos.

La masa molar del  $\text{HNO}_3$  es 63 g. De acuerdo a este valor, la masa del  $\text{HNO}_3$  que equivale a 1,99 moles será:

$$m = M \cdot n$$

Reemplazando se obtiene :

$$m = \frac{63 \text{ g de } \text{HNO}_3}{1 \text{ mol de } \text{HNO}_3} \cdot 1,99 \text{ g de } \text{HNO}_3$$

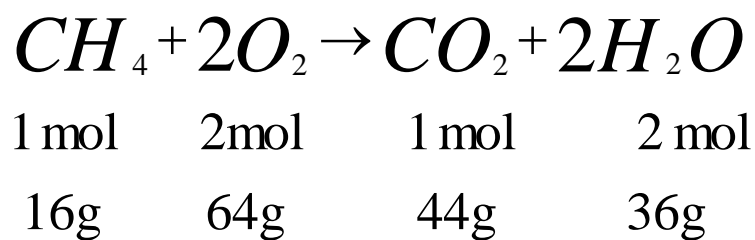
$$m = 125,37 \text{ g de } \text{HNO}_3$$

**Por lo tanto, son necesarios 125,37g de  $\text{HNO}_3$  para obtener 8,75 g de  $\text{N}_2\text{O}$ .**

Analicemos el siguiente ejemplo.

**¿Qué masa de oxígeno se requiere para que reaccionen completamente 24 g de metano,  $\text{CH}_4$ ?**

La ecuación balanceada es:



Interpretando la información anterior tenemos que 16 g de metano reaccionan con 64 g de oxígeno, por lo que se puede establecer la siguiente relación:

$$\frac{16 \text{ g } \text{CH}_4}{64 \text{ g } \text{O}_2} = \frac{24 \text{ g } \text{CH}_4}{X \text{ g } \text{O}_2}$$

$$X \text{ g de } O_2 = 24 \text{ g } CH_4 \cdot \frac{64 \text{ g } O_2}{16 \text{ g } CH_4}$$

$$= 96 \text{ g de } O_2$$

El problema puede resolverse también empleando las cuatro etapas mencionadas anteriormente. Se hallan las relaciones molares entre reactivos y productos y al final se transforman en unidades de masa o cualquiera otra que se desee.

Primero se transforman los 24g de metano en moles:

$$x \text{ mol de } CH_4 = 24 \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ g } CH_4}$$

$$= 1,5 \text{ mol } CH_4$$

Teniendo en cuenta la relación molar de la ecuación:

$$\frac{1 \text{ mol } CH_4}{2 \text{ mol } O_2} = \frac{1,5 \text{ mol } CH_4}{x \text{ mol } O_2}$$

$$X \text{ mol de } O_2 = 1,5 \text{ mol } CH_4 \cdot \frac{2 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } CH_4}$$

$$= 3 \text{ mol de } O_2$$

Por último se transforman los moles de oxígeno a unidades de masa:



$$xmolde O_2 = 3.0mol O_2 \cdot \frac{32g O_2}{1mol O_2} = 96g O_2$$

### 2.4.2 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.

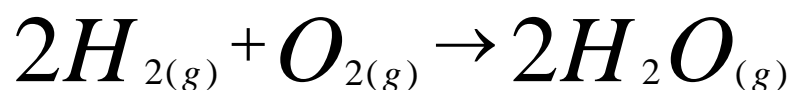
Para hallar el reactivo límite se puede seguir el procedimiento que se describe a continuación:

- ✓ 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:

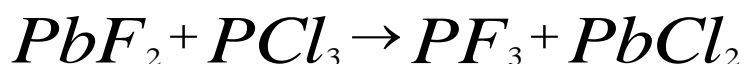


Necesitamos dos moléculas de H<sub>2</sub> por cada molécula de O<sub>2</sub>. La proporción necesaria de hidrógeno y oxígeno para esta reacción es de 2:1(dos a uno), sin embargo, hay disposición en una proporción de 1:1 (uno a uno). El reactivo en exceso es el oxígeno y el hidrógeno es el reactivo límite.

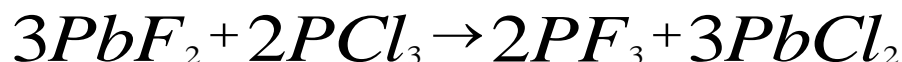
Analicemos el siguiente ejemplo:

¿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.

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

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

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.

Como 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.

### **Analicemos otra forma de interpretar el término de reactivo límite.**

Si en un problema se dan a conocer las cantidades de dos o más reactivos presentes en una reacción, será necesario determinar cuál es el reactivo limitante para calcular con exactitud la cantidad de productos que se obtendrán. Para identificarlo es necesario:

1. Calcular la cantidad de producto (moles) que se puede formar a partir de cada reactivo.
2. Determinar el reactivo limitante, entendiendo que será aquel que produzca menor cantidad de productos.

3. El compuesto que no es limitante corresponde al reactivo en exceso.

Otra forma recomendada por algunos científicos es:

Comparar las cantidades de reactivos necesarios teórica y experimentalmente para conocer el reactivo limitante y, posteriormente, resolver el problema en función de ese reactivo.

### **Revisemos un ejemplo común.**

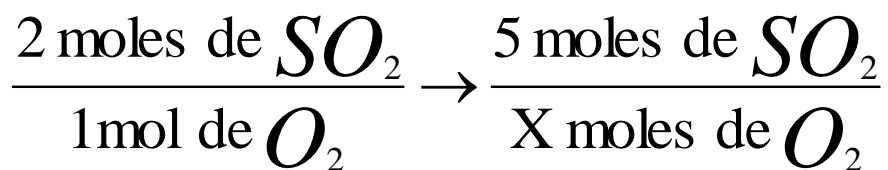
Parte del dióxido de azufre (SO<sub>2</sub>) que se introduce en la atmósfera por la combustión de compuestos que contienen azufre se convierte finalmente en ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). La ecuación química balanceada que explica el proceso es:



¿Cuánto ácido sulfúrico se puede formar a partir de 5 moles de dióxido de azufre, 2 moles de oxígeno y una cantidad ilimitada de agua?

Antes de aplicar los pasos para resolver el problema estequiométrico **es necesario conocer el reactivo limitante**. Para ello, aplicaremos el siguiente principio. Si se supone que un reactivo se consume por completo, se puede calcular la cantidad del segundo reactivo que se requiere en la reacción. Al comparar la cantidad calculada (necesaria) con la disponible, se establece cuál es el reactivo limitante. Revisa atentamente.

Según el problema planteado, se tienen 5 moles de SO<sub>2</sub>; procederemos a calcular cuántos moles de oxígeno son necesarios para consumirlos, acudiendo a las relaciones proporcionales establecidas en la ecuación química balanceada.



Dos moles de dióxido de azufre reaccionan con 1 mol de oxígeno entonces 5 moles de dióxido de azufre con cuántas moles de oxígeno reaccionan.

A despejar x, se tiene:

$$x \text{ moles de } O_2 = \frac{1 \text{ moles de } O_2 \cdot 5 \text{ moles de } SO_2}{2 \text{ moles de } SO_2}$$

$$x \text{ moles de } O_2 = 2,5 \text{ moles de } O_2$$

De acuerdo al cálculo realizado, la conversión de los 5 moles de  $SO_2$  en  $H_2SO_4$  requiere de 2,5 moles de oxígeno, y según los datos entregados en el problema, sólo se tienen 2 moles, entonces, el oxígeno es el reactivo limitante y el  $SO_2$  el reactivo en exceso.

Ahora corresponde resolver el problema estequiométrico en función del reactivo limitante.

**Paso 1:** Determinar el número de moles de la sustancia inicial.

En la ecuación se indica qué reacciona, según la relación establecida en el problema:



Según los datos entregados, la sustancia inicial corresponde a 2 moles de  $O_2$ , y la incógnita a la cantidad de  $H_2SO_4$  que se formará.

**Paso 2:** Determinar la relación molar de la sustancia deseada con la sustancia inicial.

$$\frac{1 \text{ mol de } O_2}{2 \text{ moles de } H_2SO_4} \rightarrow \frac{2 \text{ moles de } O_2}{X \text{ moles de } H_2SO_4}$$

Si un mol de oxígeno produce 2 moles de ácido sulfúrico entonces 2 moles de oxígeno cuántas moles de ácido sulfúrico producen.

Al resolver se obtiene:

$$1 \text{ mol de } O_2 \cdot x \text{ mol de } H_2SO_4 = 2 \text{ moles de } H_2SO_4 \cdot 2 \text{ moles de } O_2$$

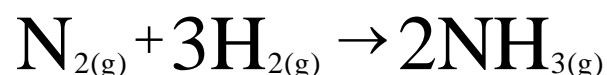
Al despejar x, se tiene :

$$x \text{ moles de } H_2SO_4 = \frac{2 \text{ moles de } H_2SO_4 \cdot 2 \text{ moles de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2}$$

$$x \text{ moles de } H_2SO_4 = 4 \text{ moles de } H_2SO_4$$

### **Analizamos un nuevo ejemplo:**

Para producción de amoníaco se representa mediante la siguiente ecuación balanceada:



Apliquemos lo aprendido para desarrollar el siguiente problema:

A partir de 100 g de  $N_2$  y 100 g  $H_2$ . ¿Cuántos g de  $NH_3$  (amoníaco) se obtienen?

¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?

Calcula la cantidad de g de reactivo en exceso que queda al final de la reacción.

**Paso 1:** determinar el número de moles de cada reactivo.

$$100g\ N_2 \left( \frac{1mol\ N_2}{28,02g\ N_2} \right) = 3,57moles\ N_2$$

$$100g\ H_2 \left( \frac{1mol\ H_2}{2,02g\ H_2} \right) = 49,50moles\ H_2$$

**Paso 2:** determinar el reactivo límite y en exceso. Comparando cantidades se establece que el reactivo limitante es  $N_2$  y el, reactivo en exceso es el  $H_2$ .

**Paso 3:** determinar la cantidad de amoníaco ( $NH_3$ ) producido en gramos.

$$\frac{1mol\ N_2}{3,57mol\ N_2} = \frac{2mol\ NH_3}{Xmol\ NH_3}$$

Si un mol de nitrógeno produce dos moles de amoníaco entonces, 3,57 moles de nitrógeno cuántas moles de amoníaco producen.



$$n_{NH_3} = 7,14 \text{ mol } NH_3$$

$$m_{NH_3} = n_{NH_3} \cdot M_{NH_3}$$

$$M_{NH_3} = 17 \text{ g/mol } NH_3$$

$$m_{NH_3} = 7,14 \text{ mol} \cdot 17 \text{ g/mol}$$

$$m_{NH_3} = 121,38 \text{ g}$$

**Paso 4:** determinar la cantidad de reactivo en exceso, en gramos.

$$\frac{1 \text{ mol } N_2}{3,57 \text{ mol } N_2} = \frac{3 \text{ mol } H_2}{X}$$

Entonces:

$$X n_{H_2} = 10,71 \text{ mol } H_2$$

$$R.E = 38,79 \text{ mol } H_2$$

$$m_{H_2} = 78,36 \text{ g } H_2 \text{ en..exceso}$$

### 2.4.3 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:

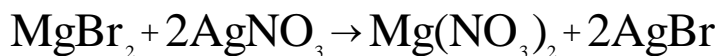
$$\text{Rendimiento}(\%) = \frac{\text{Cantidad real del producto}}{\text{Cantidad teórica del producto}} \times 100$$

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.

Lee con atención el siguiente problema resuelto.

Se prepara bromuro de plata haciendo reaccionar 200 g de bromuro de magnesio con la cantidad adecuada de nitrato de plata. ¿Cuál será el rendimiento porcentual de la reacción si se obtienen 375 g de bromuro de plata? La ecuación química balanceada que representa el proceso es:



Aplicando los pasos para resolver problemas estequiométricos, se obtiene que la cantidad de bromuro de plata (AgBr) alcanzada a partir de 200 g de bromuro de magnesio (MgBr<sub>2</sub>) es de 409,4 g, como muestra en resumen el siguiente procedimiento.

**1.** Sabiendo que la masa molecular de MgBr<sub>2</sub> = 184,13 g/mol, se calcula la cantidad de sustancia (mol) a la que equivalen 200 g de MgBr<sub>2</sub>. Donde **n = 1,09 moles.**

**2.** La relación molar a partir de la ecuación química y la cantidad inicial de reactivo indica que:

$$\frac{1\text{mol } \text{MgBr}_2}{2\text{moles } \text{AgBr}} \rightarrow \frac{1,09\text{mol } \text{MgBr}}{x \text{AgBr}}$$

Al resolver se obtiene:

$$x \text{ moles de } \text{AgBr} = 2,18\text{mol}$$

Sabiendo que la masa molecular de AgBr = 187,8 g/mol , se obtiene que los 2,18 moles en masa corresponde a:

**X gramos de AgBr = 409,4 g**

Para determinar el rendimiento de la reacción se compara el rendimiento real (375 g) con el teórico (409,4 g), obteniéndose:

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{375\text{g}}{409,4} \cdot 100$$

$$\text{Rendimiento porcentual} = 91,59\%$$

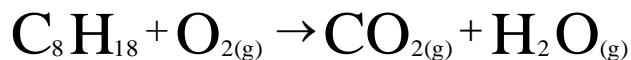
## 2.5 ACTIVIDAD

1. Un producto secundario de la reacción que infla las bolsas de aire para automóvil es sodio, que es muy reactivo y puede encenderse en el aire. El sodio que se produce durante el proceso de inflado reacciona con otro compuesto que se agrega al contenido de la bolsa, el nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ), según la reacción:



- a. ¿Cuántos gramos de  $\text{KNO}_3$  se necesitan para eliminar 5 g de Na?

2. El octano se quema de acuerdo con la siguiente ecuación:

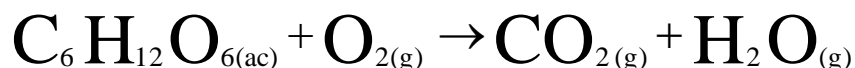


- a. ¿Cuántos gramos de  $\text{CO}_2$  se producen cuando se queman 8 g de  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ?

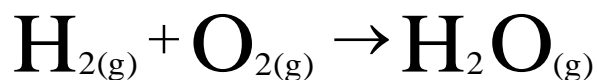
3. ¿Qué masa de magnesio se necesita para que reaccione con 9,27 g de nitrógeno? La ecuación que explica el proceso



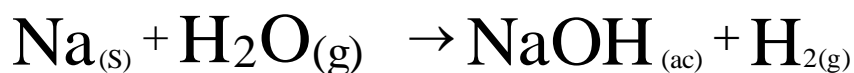
4. La reacción de la glucosa con el oxígeno es de vital importancia a nivel celular, ya que gracias a ella se obtiene el ATP (Adenosintrifosfato), energía necesaria para realizar nuestras labores diarias. De acuerdo a la ecuación:



5. Cuando se prepara  $\text{H}_2\text{O}$  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:

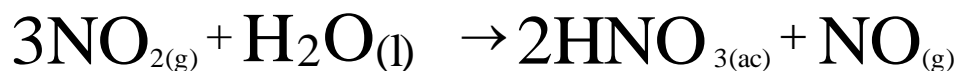


6. El metal sodio reacciona con agua para dar hidróxido de sodio e hidrógeno gas. Si 10 g de sodio reaccionan con 8,75 g de agua según la ecuación química:



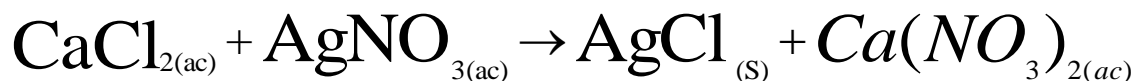
- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuánto hidróxido de sodio e hidrógeno se obtiene?

7. En la reacción:



- ¿cuántos gramos de  $\text{HNO}_3$  se pueden formar cuando se permite que reaccionen 1,00 g de  $\text{NO}_2$  y 2,25 g de  $\text{H}_2\text{O}$ ?

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



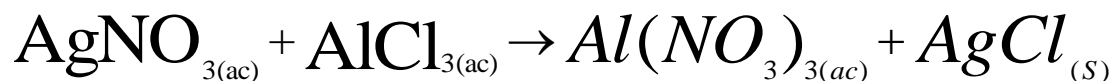
En un experimento se obtienen 1,864 g de precipitado (sólido). Si el rendimiento teórico del cloruro de plata es 2,45 g, ¿cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

9. En un experimento en el que se obtuvieron 3,43 g de  $\text{SOCl}_2$  mediante la reacción de 2,50 g de  $\text{SO}_2$  con 7 g de  $\text{PCl}_5$ , esta reacción tiene un rendimiento teórico de 5,64 g de  $\text{SOCl}_2$ . Considerando que la ecuación química es:



Determina.

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
  - ¿Cuánto  $\text{SOCl}_2$  se produce?
  - ¿Cuánto  $\text{POCl}_3$  se produce?
  - ¿Cuál es el reactivo en exceso?
  - ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?
10. ¿Qué masa de cloruro de plata se puede preparar a partir de la reacción de 4,22 g de nitrato de plata con 7,73 g de cloruro de aluminio? Considera que esta reacción tiene un rendimiento teórico de 4 g de  $\text{AgCl}$ .



Calcula además:

- a. ¿Cuál es el reactivo en exceso? ¿En qué cantidad excede las necesidades de la reacción?
- b. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

### **3 TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR DE LA MATERIA**

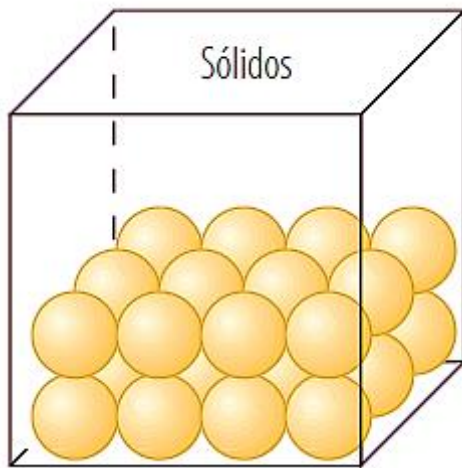
#### **3.1 FUERZAS DE ATRACCIÓN ENTRE MOLÉCULAS**

Como sabemos, las sustancias están constituidas por átomos, iones o moléculas. Estas partículas se hallan sujetas a fuerzas de atracción y repulsión. Las fuerzas de atracción entre partículas de una misma sustancia, se conocen como fuerzas de **cohesión**. Las fuerzas de repulsión son el resultado de la energía cinética que poseen las partículas y que las mantiene en constante movimiento. La magnitud de este movimiento es directamente proporcional a la temperatura a la que se encuentre la sustancia.

El estado de agregación de una sustancia, bajo unas determinadas condiciones de temperatura y presión, es el resultado de la relación entre las fuerzas de atracción (cohesión) y las fuerzas de repulsión (energía cinética) presentes entre las partículas constituyentes de dicho material.

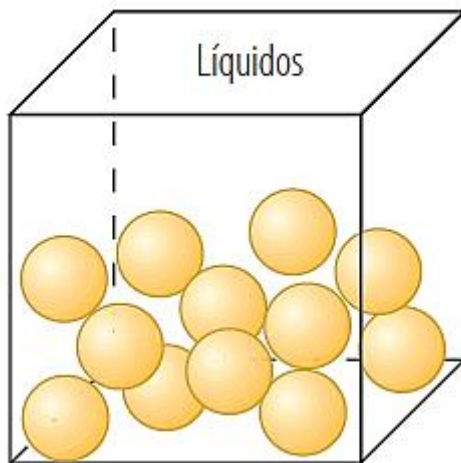


*Imagen 1. Estructura molecular de los sólidos*



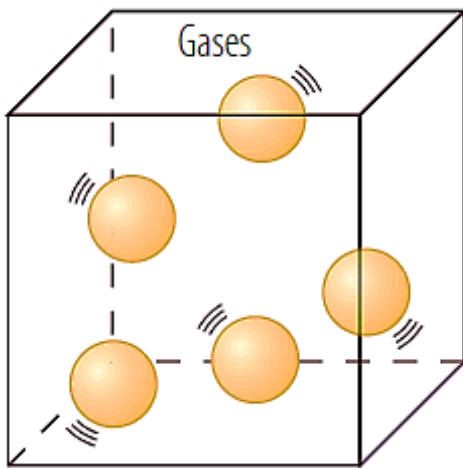
Descripción de la imagen: es una representación de la organización de las moléculas en un sólido. En ella se encuentra un cubo que contiene un grupo de esferas apiladas, que ocupan aproximadamente la mitad de este cubo. Indicando de esta manera que en los sólidos las partículas tienen fuerzas de cohesión muy fuertes, y el mínimo de espacio entre ellas.

*Imagen 2. Estructura molecular de los líquidos.*



Descripción de la imagen: es una representación de la organización de las moléculas de un líquido. En ella se encuentra un cubo que contiene un grupo de esferas en desorden y algo separadas, que ocupan solo una parte del cubo. Indicando de esta manera que en los líquidos las partículas presentan una cohesión menor que en sólidos y tienen mayor movilidad.

*Imagen 3. Estructura molecular de los gases.*



Descripción de la imagen: es una representación de la organización de las moléculas en un gas. En ella se encuentra un cubo que contiene cinco esferas separadas cada una con una golpeando a una cara del cubo. Indicando de esta manera que en los gases las partículas tienen una alta energía cinética, con una estructura desordenada, y grandes espacios entre partículas.

A partir de esta relación entre fuerzas, podemos clasificar las sustancias como gases, líquidos y sólidos. Así mismo, si modificamos las condiciones de presión y temperatura, provocaremos cambios de

estado, como vimos en la primera unidad. Por ejemplo, cuando calentamos un líquido, suministramos energía a las partículas, con lo cual, la agitación térmica de éstas aumenta. Con ello, la oposición a las fuerzas de cohesión es cada vez mayor, hasta que el líquido se convierte en vapor.

Cada sustancia, de acuerdo con su constitución físico-química se presenta como sólida, líquida o gaseosa a temperatura ambiente.

Los postulados anteriores constituyen un modelo explicativo para dar razón de los diferentes estados de la materia, así como de los cambios de estado que pueden experimentar las sustancias. Este modelo recibe el nombre de **teoría cinético-molecular** de la materia.

### **3.1.1 LOS GASES**

Según la teoría cinético-molecular, los gases presentan las siguientes características:

- ✓ Tienen a ocupar todo el espacio disponible en el recipiente que los contiene, ya que sus moléculas poseen gran energía cinética, superando las fuerzas de atracción intermoleculares. Esta propiedad se denomina **expansibilidad**.
- ✓ Como consecuencia de la expansibilidad, los gases **no tienen forma ni volumen definido**.

#### **3.1.1.1 EL OXÍGENO**

**Historia sobre el descubrimiento del oxígeno**

El científico inglés **Joseph Priestley** (1733-1804), en 1774, trabajando en su laboratorio, descubrió un gas que presentaba un comportamiento muy particular. El montaje experimental que utilizó fue el siguiente: colocó un polvo rojizo (óxido de mercurio II,  $\text{Hg O}$ ) dentro de un matraz.

Al calentar este polvo, valiéndose de una lente de gran aumento para concentrar los rayos solares, observó que se desprendía un gas. Para aislar este gas y así poder estudiar sus propiedades, empleó un dispositivo en el cual hacía pasar el gas producido a través de un tubo de vidrio que comunicaba con un recipiente invertido y lleno de agua, en cuya base se atrapaba la sustancia gaseosa.

De esta manera pudo observar que el misterioso gas tenía la propiedad de hacer arder algunos materiales, como la madera y que una vela podía permanecer encendida cuando se hallaba en su presencia. No obstante, con los conocimientos que poseía Priestley, le fue imposible explicar lo que había descubierto. Años más tarde, en 1777, **Lavoisier**, realizó nuevos experimentos con la extraña sustancia, determinando que ésta se hallaba libre en el aire, en una proporción del 20% y evidenciando una relación estrecha entre dicho gas y fenómenos como la combustión y la respiración. Finalmente, Lavoisier le dio el nombre de **oxígeno**, que significa “engendrador de ácido”.

### **Estado natural y propiedades físicas del oxígeno**

El oxígeno es un gas incoloro, inodoro e insípido, algo más pesado que el aire y poco soluble en agua. Se licúa a una temperatura de  $2183^{\circ}\text{C}$ , adquiriendo una tonalidad azulada. Se solidifica a  $2218,5^{\circ}\text{C}$ , formando una masa compacta de color azul.

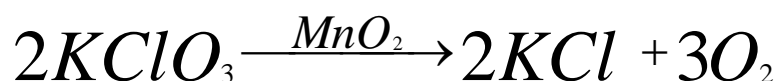
Si respiramos oxígeno puro durante un largo período, se produce una aceleración del ritmo cardíaco que se traduce en un estado de euforia y ocasiona un desgaste en el organismo por efecto de la rápida combustión de sus reservas energéticas.

El oxígeno está constituido por moléculas diatómicas ( $O_2$ ). Es un elemento muy activo que forma compuestos con casi todos los elementos, a excepción de los gases nobles. Con el sodio y el potasio reacciona rápida y violentamente, mientras que con otros elementos como el cobre, el mercurio y el antimonio, solamente reacciona a temperaturas elevadas.

El oxígeno está directamente involucrado en la combustión de sustancias. La sustancia que se quema o consume durante la reacción recibe el nombre de combustible, mientras que la sustancia que mantiene la combustión se denomina comburente. En las combustiones que ocurren en el aire, el oxígeno actúa como comburente.

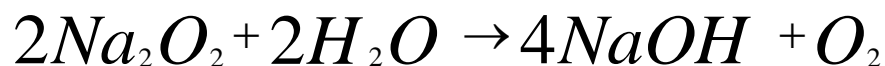
### **Obtención de oxígeno**

La forma más común de obtener oxígeno en el laboratorio es a través del calentamiento de clorato de potasio en presencia de dióxido de manganeso, que actúa como catalizador de la reacción, tal como se ilustra a continuación:



Otras formas de obtener oxígeno son:

- ✓ A través de la reacción entre el agua y el peróxido de sodio, según la ecuación:



- ✓ Por electrólisis del agua, es decir, rompimiento del compuesto en sus elementos, por fuerzas eléctricas. Este método suministra oxígeno de alta pureza.
- ✓ Industrialmente, se obtienen grandes cantidades de oxígeno mediante la destilación fraccionada de aire líquido. El aire se despoja de la humedad y del  $CO_2$  que contiene y se enfría (contrae) y calienta (expande) sucesivamente, hasta que finalmente se licúa. Luego se destila, con el fin de separar el oxígeno del nitrógeno.

### **3.1.1.2 EL HIDRÓGENO**

#### **Historia sobre el descubrimiento del hidrógeno**

En 1766, el químico inglés Henry Cavendish (1731-1810) observó que cuando depositaba pequeños trozos de metal, por ejemplo, de zinc, en un recipiente con ácido, se desprendía un gas. Este gas tendía a ascender rápidamente a la atmósfera circundante, quemándose cuando entraba en contacto con el aire, luego de lo cual se observaba la aparición de vapor de agua. Cavendish, lo llamó "aire inflamable" por su propiedad de arder con facilidad. Más tarde, Lavoisier observó que este gas era capaz de formar agua, bajo ciertas condiciones, por lo que lo llamó hidrógeno, que en griego significa generador de agua.

### **Estado natural y propiedades físicas**

El hidrógeno existe en grandes cantidades en la naturaleza. En estado libre es poco frecuente, encontrándose solamente en los gases de erupciones volcánicas, en las capas más altas de la atmósfera, en el Sol y en las estrellas.

En condiciones normales de presión y temperatura (1 atm y 0 °C) es un gas inodoro, incoloro e insípido. Es buen conductor de calor y de electricidad. Se presenta en forma molecular como H<sub>2</sub>. Es el gas más ligero que se conoce, pues sus átomos presentan la estructura más sencilla posible, es decir, un protón y un electrón.

### **Propiedades químicas**

El hidrógeno ejerce una fuerte acción sobre el oxígeno, hasta tal punto que puede desplazar el metal unido a éste en algunos óxidos, para formar agua.

Esta propiedad se conoce como poder reductor y es una de las características más importantes del hidrógeno.

El hidrógeno reacciona también con la mayoría de los metales, formando hidruros. Estos se descomponen en presencia de agua y originan hidróxidos. El hidrógeno puede reaccionar también con los halógenos para formar hidrácidos.

### **3.1.2 LOS LÍQUIDOS**

Comparados con los gases, los líquidos son mucho más densos. Esto quiere decir que las moléculas están más próximas entre sí. Dado que las partículas de un líquido también se hallan en continuo movimiento,

según la teoría cinético-molecular, al estar más próximas entre sí, los choques de unas moléculas con otras son más frecuentes, al tiempo que la movilidad molecular es más restringida. Esta teoría también establece que cuando un par de moléculas se encuentran demasiado cerca, se repelen, debido a que ambas poseen las mismas cargas externas. El equilibrio entre las fuerzas de repulsión y atracción contribuye a mantener las moléculas en continuo movimiento.

Las partículas en un líquido se hallan sujetas por fuerzas suficientemente altas como para mantenerlas juntas y cerca, pero no tan fuertes como para impedir que dichas partículas puedan deslizarse unas sobre otras, haciendo de las sustancias líquidas, **fluidos**.

### **Propiedades de los líquidos**

Los líquidos poseen **volumen constante**, debido a que las fuerzas de atracción intermoleculares son relativamente altas como para impedir que las sustancias líquidas se expandan, como ocurre con los gases.

Adoptan la forma del recipiente que los contiene ya que sus moléculas se pueden deslizar unas sobre las otras, es decir, tiene **forma variable**

Tienen capacidad de **difusión lenta**, debido a que las distancias intermoleculares son más pequeñas.

Poseen **viscosidad variable**. Así, algunos líquidos, como el aceite, fluyen lentamente, mientras que otros como el agua, lo hacen con mayor rapidez.

Son prácticamente **incompresibles**. Aún a temperaturas muy altas, su volumen se altera muy poco, debido a que el espacio libre entre las moléculas es mínimo.



La cohesión entre las moléculas de un líquido es uniforme hacia todas las direcciones. Sin embargo, sobre la superficie de contacto con otras sustancias, por ejemplo el aire sobre un recipiente, se produce un desequilibrio de fuerzas, resultante de la atracción diferencial entre las partículas del líquido y entre éstas y las del aire. El resultado es una fuerza, llamada **tensión superficial**. Su acción puede observarse, por ejemplo en la formación de gotas o al colocar objetos ligeros sobre la superficie del líquido, que flotarán, sostenidos por esta fuerza.

El ascenso espontáneo de un líquido dentro de un tubo estrecho, es un rasgo fundamental de los líquidos y se conoce como **capilaridad**. Este fenómeno es consecuencia de las fuerzas de cohesión entre las partículas del líquido y las fuerzas de atracción entre el líquido y las paredes del recipiente, llamadas fuerzas de adhesión. Si las fuerzas de adhesión son mayores que las de cohesión, éste subirá por la pared del recipiente. En cambio si la cohesión es mayor que la **adhesión**, el líquido no ascenderá sino que formará un especie de curva cóncava en la superficie de contacto con el tubo, llamada **menisco**. Por ejemplo, el agua es atraída por las paredes de los conductos vasculares de las plantas, lo que permite que esta ascienda desde las raíces hacia las partes altas.

### **3.1.3 LOS SÓLIDOS**

En los materiales sólidos las fuerzas de atracción intermoleculares son mucho más potentes que entre las partículas de líquidos y entre las partículas de gases. Esta situación se presenta en sustancias iónicas metálicas y en enrejados.

Una sustancia existe en estado sólido porque las fuerzas de atracción entre sus moléculas son superiores a las fuerzas de dispersión debidas a

la agitación térmica. En un sólido, las partículas se mantienen juntas y ordenadas en una estructura rígida donde sólo poseen movimiento vibración. La velocidad de vibración depende de la temperatura, así, al aumentar ésta, la vibración se hace más fuerte.

### **Propiedades de los sólidos**

Los sólidos tienen **forma definida**, independientemente del recipiente que los contiene, debido a que sus partículas se encuentran adheridas rígidamente entre sí.

Los sólidos poseen un **volumen definido**, pues, como se mencionó anteriormente, los átomos o moléculas de un sólido no poseen movimiento de translación sino únicamente de vibración en torno a puntos fijos.

Comparados con los líquidos o los gases, los sólidos presentan una **difusión muy lenta**, debido a que sus moléculas ocupan posiciones fijas de las que apenas pueden separarse.

Los sólidos son **incompresibles**, debido a que sus moléculas están muy cerca unas de otras. Al comprimirlos por lo general se deforman.

Cuando una sustancia se solidifica, sus moléculas disminuyen la agitación térmica y se ordenan de formas particulares, dando lugar a estructuras geométricas definidas, que se repiten en todo el volumen del sólido y se denominan **cristales**.

#### **3.1.3.1 SÓLIDOS CRISTALINOS Y AMORFOS**

De acuerdo con la manera como una sustancia cambia al estado sólido, ya sea desde el líquido o el gaseoso, su estructura interna, es decir, la

organización de sus moléculas, será diferente. Así, cuando el cambio de estado ocurre gradualmente, se obtiene un **sólido cristalino**, en el cual las partículas se ubican de forma ordenada en una red tridimensional, estableciéndose la máxima atracción entre ellas. Esta distribución da lugar a estructuras poliédricas, llamadas **cristales**.

Por el contrario, cuando el enfriamiento ocurre abruptamente, las partículas poseen una distribución desordenada, obteniéndose lo que se denomina un **sólido amorfo** o **vidrio**. En un vidrio las partículas tienen casi la misma distribución que en los líquidos, salvo que su movimiento translación ha cesado, perdiendo así su fluidez.

### **Los cristales**

Los cristales son estructuras homogéneas, limitadas por superficies planas o caras cristalinas, que se cortan formando ángulos. La magnitud de estos ángulos es propia de cada elemento o compuesto. Las hermosas caras angulares, planas y suaves de los cristales son la manifestación externa de un maravilloso orden interno.

Las posiciones que ocupan las partículas de un sólido cristalino se pueden determinar por medio de una técnica basada en la difracción de rayos X. La forma como, estos son difractados por los electrones de las unidades estructurales del cristal (átomos, iones o moléculas), da información sobre las distancias y ángulos entre átomos. Si se representa el centro de cada partícula por un punto y se imagina su distribución en el espacio, se tendrá lo que se llama **red cristalina espacial**. Para el estudio de un cristal se escoge una porción mínima del mismo, llamada **celda unidad**, considerada como representativa de todo el conjunto, de tal manera que, si esta celda es desplazada en las tres dimensiones del espacio, sea posible reconstruir todo el sistema.

### **Propiedades físicas de los cristales**

- ✓ **Clivaje:** cuando un cristal se rompe, sus partículas tienden a mantener la forma del cristal mayor. El clivaje produce cristales más pequeños pero del mismo tipo. En algunos casos los planos de clivaje facilitan el tallado de algunos cristales.
- ✓ **Anisotropía:** es la propiedad de propagar el calor y la luz con igual velocidad en todas las direcciones, dependiendo del sistema cristalino a que pertenezca.
- ✓ **Polarización de la luz:** cuando un rayo de luz pasa a través de ciertos cristales, se divide en dos haces, como resultado de la doble refracción que experimentan las ondas al cambiar su medio de propagación. A la luz resultante que vibra en un solo plano se le conoce como **luz polarizada** y es muy útil en análisis químicos para determinar la actividad óptica de las sustancias. Los cristales que polarizan la luz se llaman **polarizadores**.

## **3.2 LOS GASES Y LA CINÉTICA MOLECULAR**

Para definir el estado de un gas se necesitan cuatro magnitudes: masa, presión, volumen y temperatura.

- ✓ **Masa.** Representa la cantidad de materia del gas y suele asociarse con el número de moles ( $n$ ).

- ✓ **Presión.** Se define como la fuerza por unidad de área  $\frac{F}{A}$  . y se representa con la letra  $P$  mayúscula se define en los gases como el

resultado de la fuerza ejercida por las partículas del gas al chocar contra las paredes del recipiente. La presión determina la dirección de flujo del gas. Se puede expresar en:

- ✓ Atmósferas: se simboliza con las letras minúsculas (a t m),
- ✓ milímetros de mercurio: se simbolizan con las letras minúsculas (mmHg),
- ✓ pascuales: se simboliza con las letras (P mayúscula con a minúscula)
- ✓ kilo pascuales: que se simboliza con las letras (k P mayúscula y a minúscula).

La presión que ejerce el aire sobre la superficie de la tierra se llama **presión atmosférica** y varía de acuerdo con la altura sobre el nivel del mar; se mide con un instrumento llamado **barómetro**. Las medidas hechas a nivel del mar y a  $0^{\circ}\text{C}$  dan un promedio de 760 mm de Hg que son equivalentes a 1 atm, a 101,3 k P a, a  $1,0332\text{kg}/\text{cm}^2$ , a 7,6 torr (Torricelli) o a 1,01325 bares, dependiendo de la unidad en la que se quiera expresar. La presión de un gas se mide con un aparato llamado **manómetro**.

En el estudio de los gases es necesario tener claridad sobre dos conceptos: **la presión ejercida por un gas y la presión ejercida sobre el gas**. La presión ejercida por el gas es la que ejercen las moléculas del propio gas. Se le llama **presión interna** porque actúa desde adentro hacia afuera a través de los choques de sus moléculas con el recipiente que las contiene. En cambio, la presión ejercida sobre un gas corresponde a la fuerza que se

ejerce sobre él, comprimiendo sus moléculas, para que ocupen un volumen determinado. Esta se llama **presión externa**.

- ✓ **Volumen.** Es el espacio en el cual se mueven las moléculas. Está dado por el volumen del recipiente que lo contiene, pues por lo general se desprecia el espacio ocupado por las moléculas. El volumen ( $V$ ) de un gas se puede expresar en  $m^3$ ,  $cm^3$ , litros o mililitros. La unidad más empleada en los cálculos que se realizan con gases es el litro.
- ✓ **Temperatura.** Es una propiedad que determina la dirección del flujo del calor. Se define como el grado de movimiento de las partículas de un sistema bien sea un sólido, un líquido o un gas. La temperatura en los gases se expresa en la escala Kelvin, llamada también **escala absoluta que se simboliza con la letra K mayúscula**. Puesto que muchos gases se encuentran a muy bajas temperaturas (negativas en la escala centígrada), es conveniente al realizar cálculos matemáticos, transformar primero los grados centígrados en grados absolutos. Cuando se tiene 1 mol de gas, a 1 atm de presión, a una temperatura de 273 K y ocupa un volumen de 22,4 L, se dice que se encuentra en **condiciones normales**.

*Tabla 3. Magnitudes utilizadas para los gases*

Magnitud	Unidad	Condiciones normales
Presión	Atmosferas,	1 atmosfera

Magnitud	Unidad	Condiciones normales
	milímetros de mercurio y Torricelli	
Volumen	Litros	22,4 litros
Temperatura	Kelvin	273 kelvin
Masa	moles	1 mol

### 3.3 TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES

La teoría cinética de los gases intenta explicar el comportamiento de los gases a partir de los siguientes enunciados:

Los gases están compuestos por partículas muy pequeñas llamadas **moléculas**. La distancia que hay entre las moléculas es muy grande comparada con su tamaño; esto hace, que el volumen total que ocupan sea solo una fracción muy pequeña comparada con el volumen total que ocupa todo el gas. Este enunciado explica la alta compresibilidad y la baja densidad de los gases.

No existen fuerzas de atracción entre las moléculas de un gas.

- ✓ Las moléculas de un gas se encuentran en un estado de **movimiento rápido** constante, chocan unas con otras y con las paredes del recipiente que las contiene de una manera perfectamente aleatoria. La frecuencia de las colisiones con las paredes del recipiente explica la presión que ejercen los gases.
- ✓ Todas estas colisiones moleculares son perfectamente **elásticas**; en consecuencia no hay pérdida de energía cinética en todo el

sistema. Una pequeña parte de esa energía puede transferirse de una molécula a otra durante la colisión.

- ✓ La energía cinética promedio por molécula del gas es proporcional a la temperatura medida en Kelvin y la energía cinética promedio por molécula en todos los gases es igual a la misma temperatura.
- ✓ Teóricamente a cero Kelvin no hay movimiento molecular y se considera que la energía cinética es cero.

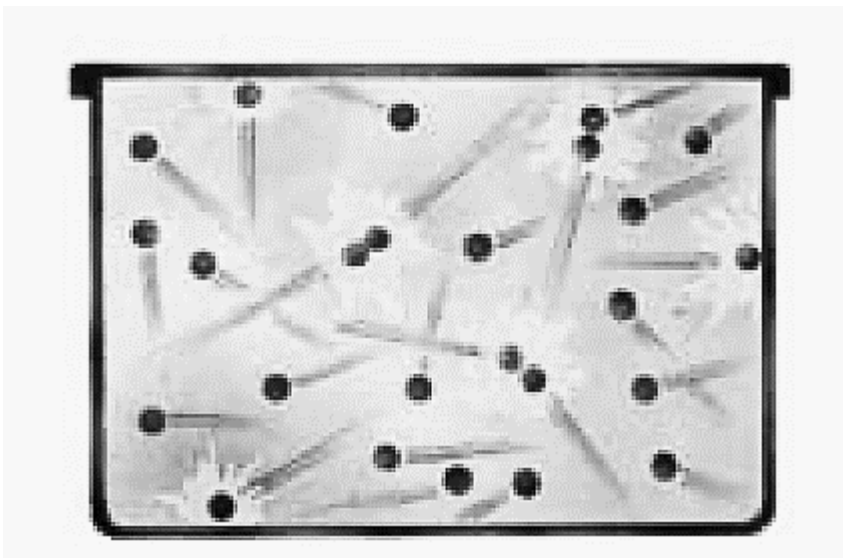
Con estos enunciados es posible explicar el comportamiento de los gases frente a las variaciones de presión y temperatura. Por ejemplo:

- ✓ El aumento que experimenta el volumen de un gas cuando se aumenta la temperatura, se explicaría de la siguiente manera: al aumentar la temperatura del gas, se aumenta la agitación térmica de sus moléculas, es decir, las moléculas se mueven con mayor velocidad y describen trayectorias mucho más amplias, de manera que el espacio ocupado por dichas moléculas es mayor que el que ocuparían a temperaturas más bajas.
- ✓ El aumento de presión que experimenta un gas cuando se reduce su volumen se interpretaría de la siguiente manera: para una cantidad fija de moléculas encerradas en un recipiente, la presión será tanto mayor cuanto menor sea el volumen, ya que las colisiones de dichas partículas contra las paredes del recipiente serán tanto más frecuentes cuanto menor sea la cantidad de espacio disponible para sus movimientos.
- ✓ Los gases que se ajustan a estos enunciados se llaman **gases ideales** y aquellos que no lo hacen se denominan **gases reales**,



los cuales en condiciones bajas de temperatura o presiones altas se desvían del comportamiento ideal.

*Imagen 4.El modelo propuesto por la teoría cinética de los gases.*



Descripción de la imagen: es la representación molecular de la cinética de los gases. En la que se encuentra un rectángulo que simula un recipiente el cual contiene varias esferas pequeñas desordenadas que parecieran estar chocando contra el recipiente y entre ellas.

### **3.4 ACTIVIDAD**

1. Si se encuentran tres sustancias diferentes como; el agua, las nubes y la sal los cuales son diferentes estados de agregación. responde:
  - a. ¿Cómo es el volumen del agua, comparado con el volumen de la sal y de la nube, definido o indefinido? Justifica tu respuesta.

- b. ¿Qué diferencias existen entre las fuerzas de atracción y la viscosidad de las partículas que conforman los sólidos, los líquidos y los gases?
  - c. ¿Qué diferencias puedes establecer con relación a la forma de los tres estados de agregación?
- 2. De acuerdo con la forma como una sustancia cambia al estado sólido, ya sea desde el líquido o el gaseoso, su estructura cambia. Si el cambio ocurre gradualmente se obtiene un sólido cristalino, y si el cambio ocurre bruscamente se obtendrá un sólido amorfo. ¿Qué diferencias existen entre los sólidos cristalinos y los sólidos amorfos? Escribe un ejemplo para cada caso.
- 3. Explica los procesos mediante los cuales la materia puede cambiar de estado:
  - a. Sublimación progresiva.
  - b. Evaporación.
  - c. Solidificación.
  - d. Fusión.
  - e. Condensación.
  - f. Sublimación regresiva.
- 4. A temperaturas mayores de  $1.000.000^{\circ}\text{C}$ , las partículas que conforman los gases se rompen y pasan al estado plasma, como sucede en las estrellas como el Sol, que están conformadas por helio e hidrógeno. A estas temperaturas las moléculas se mueven tan rápidamente que se rompen los átomos y forman fracciones, liberando gran cantidad de energía que se puede usar, por ejemplo, para obtener electricidad.

- a. ¿En qué fenómenos naturales se pueden alcanzar temperaturas por encima de  $1.000.000^{\circ}\text{C}$ ?
- b. ¿Qué otras aplicaciones se le puede dar a la gran cantidad de energía que proviene del estado plasma?

5. Identifica los cambios en los estados de agregación que se presentan en las siguientes situaciones:

- a. Descongelamiento de los polos.
- b. Formación de las nubes.
- c. Elaboración de una pulsera de plata.
- d. Ebullición de la leche.
- e. Incienso de canela encendido.
- f. Elaboración de helados.

6. Establece diferencias entre:

- a. Fluidez y viscosidad.
- b. Clivaje y anisotropía.
- c. Sistema cúbico y sistema tetragonal.
- d. Difusión y expansión.
- e. Plano de simetría y eje de simetría.

7. El plasma es considerado el cuarto estado de la materia. Se forma mediante la ionización de los átomos que, al romperse, pierden su cubierta de electrones, los cuales se desplazan libremente. Esta clase de materia existe de manera natural en la exosfera terrestre y en el sol. Responde:

- a. ¿Qué reacciones ocurren en el Sol?
- b. ¿El fuego se puede considerar un ejemplo de plasma?

Explica.

- c. ¿Qué características presentan la exosfera y el Sol para que se consideren plasmas naturales?

8. Teniendo en cuenta las características de los estados de la materia, contesta las siguientes preguntas:

- ¿Qué sucede con las fuerzas de cohesión y de dispersión cuando el agua líquida se evapora?
- ¿Qué ocurre con las fuerzas de dispersión y de cohesión en la sublimación del yodo?
- ¿Qué ocurre en las fuerzas de cohesión y de dispersión en la solidificación del hierro fundido?
- ¿Qué caracteriza a las fuerzas de cohesión y de dispersión?

9. Los cristales se clasifican en moleculares, iónicos, covalentes y metálicos. Completa la información de la siguiente tabla teniendo en cuenta las propiedades de cada clase de cristal:

*Tabla 4. Completar la clasificación y propiedades de algunos cristales.*

Sustancia	Clase de cristal	propiedades
Diamante		
Halita		
Hielo		
Hierro		

10. El oxígeno es uno de los oxidantes más usados en la industria por su fácil obtención y bajo costo. En la industria del acero se utiliza para quemar impurezas como el azufre o el

carbono. Está presente en el proceso de combustión, ya que es un excelente comburente, es decir, permite mantener la combustión por un tiempo determinado. Explica:

- a. ¿Por qué el oxígeno que se utiliza en los hospitales está líquido?
- b. ¿Qué elementos químicos, en estado gaseoso, se encuentran cerca al oxígeno?

11. El hidrógeno existe en grandes cantidades en el universo, a diferencia de nuestro planeta en donde se encuentra únicamente en los gases de erupciones volcánicas y en las capas más altas de la atmósfera. En condiciones normales de presión y de temperatura  $1\text{ atm}$  y  $0^{\circ}\text{C}$ , es un gas inodoro, incoloro e insípido. En la industria se emplea en la obtención de amoníaco, materia prima de fertilizantes y explosivos, y en la soldadura de metales. También es utilizado como combustible en la propulsión de cohetes mezclado de manera adecuada con el oxígeno. Explica:

- a. ¿Por qué el hidrógeno es considerado como el combustible del futuro?
- b. ¿Qué propiedades presenta este gas que permiten su aplicación como combustible de cohetes?
- c. ¿Quién descubrió este gas?
- d. ¿Qué cuidados se deben tener en cuenta para la manipulación de este gas?

## **4 VALORES DE TEMPERATURA, VOLUMEN Y PRESION**

## 4.1 TEMPERATURA

Con frecuencia utilizamos los términos calor y temperatura para describir eventos que observamos en la naturaleza, tales como el estado del tiempo.

Es importante que establezcamos la diferencia entre estos conceptos ya que tienden a ser utilizados de manera inexacta.

Supongamos que durante el mismo tiempo calentamos con la misma estufa dos cantidades de agua diferentes que inicialmente se encontraban en el mismo recipiente. Podemos comprobar que el aumento de temperatura de la menor cantidad de agua es mayor que el aumento de la temperatura de la mayor cantidad de agua. En este caso decimos que las dos cantidades de agua reciben la misma cantidad de calor proveniente de la fuente y, sin embargo, el cambio de temperatura es diferente. En el lenguaje usual decimos que la cantidad de agua cuya masa es menor llega a estar más caliente que la cantidad de agua cuya masa es mayor. A la cantidad de agua más caliente que la otra, le hacemos corresponder mayor temperatura.

Cuando medimos la temperatura de nuestro cuerpo con un termómetro, nos colocamos el termómetro debajo del brazo y esperamos unos instantes para tomar el registro de la medición. Este hecho sugiere que, después de un tiempo, las temperaturas a las cuales se encuentran los dos cuerpos en contacto, tienen el mismo valor.

Por otra parte, como nuestro cuerpo le transfiere calor al termómetro, podemos afirmar que cuando dos cuerpos están en contacto, el calor se transfiere del cuerpo con mayor temperatura al cuerpo con menor temperatura. El calor es energía en tránsito, es decir que los cuerpos ceden o ganan calor. Sin embargo, no es correcto afirmar que un cuerpo

posea calor, de la misma manera que es incorrecto afirmar que un cuerpo le transfiere temperatura a otro. Debido a que las moléculas que conforman un sólido o un fluido están en constante movimiento, a los cuerpos se les asocia una energía llamada energía interna, que se relaciona con la energía cinética de las partículas que los constituyen, siendo la temperatura una medida de la energía cinética promedio de las moléculas que constituyen el cuerpo.

Cuando se cede calor a un cuerpo, la velocidad de las partículas que lo constituyen aumenta y este aumento de la energía cinética promedio de las partículas es mayor cuanto más calor se transfiera al cuerpo. Cuando se registra un aumento en la temperatura de una sustancia, podemos inferir que se produce un aumento en su energía interna.

#### **4.1.1 LA MEDIDA DE LA TEMPERATURA**

El termómetro es el instrumento utilizado para medir temperatura. Su funcionamiento se basa en dos hechos:

Las propiedades de los cuerpos cuando varía su temperatura.

La temperatura alcanzada por dos cuerpos en contacto.

Algunos termómetros consisten en una columna de líquido (mercurio o alcohol) que aumenta su volumen cuando aumenta la temperatura.

El termómetro más conocido es el termómetro de mercurio. Este elemento químico suele utilizarse en la construcción de termómetros debido a que es muy susceptible a los cambios de temperatura, lo cual se manifiesta en su aumento de volumen.

La lectura en el termómetro se realiza en una escala graduada en función de la altura alcanzada por el líquido. Aunque es usual medir la

temperatura en grados centígrados  $^{\circ}\text{C}$  , la unidad de medida de la temperatura en el Sistema Internacional de Unidades es el Kelvin  $K$  .En el sistema británico de unidades la temperatura se mide en grados Fahrenheit  $^{\circ}\text{F}$  .

A continuación describimos cada una de estas escalas, llamadas escalas termométricas.

- ✓ La escala en la cual se mide la temperatura en  $^{\circ}\text{C}$  se denomina **escala centígrada** o **escala Celsius**. En esta escala, el punto de fusión del agua (temperatura a la cual el agua se congela) es  $0^{\circ}\text{C}$  y el punto de ebullición del agua (temperatura a la cual el agua presenta ebullición a una presión de 1 atmósfera), es  $100^{\circ}\text{C}$  en la escala centígrada, el intervalo entre estas temperaturas (de  $0^{\circ}\text{C}$  a  $100^{\circ}\text{C}$  ) se divide en cien partes iguales, cada una de las cuales se denomina grado centígrado.  $^{\circ}\text{C}$
- ✓ La escala en la cual la temperatura se mide en K se llama **escala absoluta** o **escala Kelvin**. En esta escala el punto de fusión del agua es (273 K) y el punto de ebullición (373 K). El intervalo entre ambas temperaturas (de 273 K a 373 K) se divide en cien partes iguales, cada una de las cuales se denomina grado Kelvin. La temperatura de un objeto puede descender, sin embargo, es imposible que su valor alcance los (0 K) pues este valor correspondería al estado en el cual todas las moléculas que forman el cuerpo estarían en reposo. Esta escala se emplea con mayor frecuencia en ámbitos científicos. Una temperatura en grados centígrados. Se puede expresar en grados Kelvin.



- ✓ La escala en la cual la temperatura se mide en °F se llama escala Fahrenheit. En esta escala el punto de fusión del agua es 32 °F y el de ebullición de 212°F. En la escala Fahrenheit, el intervalo entre ambas temperaturas se divide en ciento ochenta partes iguales, cada una de las cuales se denomina grado Fahrenheit. Una temperatura en grados centígrados, se puede expresar en grados Fahrenheit.

#### **4.1.2 ECUACIONES PARA LA CONVERSIÓN DE UNIDADES DE TEMPERATURA**

***De Fahrenheit a Celsius***

$$^{\circ}C = \frac{5(F - 32)}{9}$$

***De Celsius a Fahrenheit***

$$^{\circ}F = \frac{9^{\circ}C}{5} + 32$$

***De Kelvin a Celsius***

$$^{\circ}C = K - 273.15$$

***De Celsius a Kelvin***

$$K = ^\circ C + 273.15$$

***De Kelvin a Fahrenheit***

$$^\circ F = \frac{9(K - 273,15)}{5} + 32$$

***De Fahrenheit a Kelvin***

$$K = \frac{5(F - 32)}{9} + 273,15$$

- También encontrarás más información sobre [conversi3n de unidades de temperatura](http://www.elosiodelosantos.com/conversi3n-de-unidades-de-temperatura)<http://www.elosiodelosantos.com/>

**EJEMPLOS**

1. La temperatura de  $50^\circ\text{C}$  corresponde al valor que se encuentra en la mitad de los puntos de fusión y de ebullición del agua a una presión de una atmósfera. Expresar este valor en:
  - a. Grados Fahrenheit.
  - b. Grados Kelvin.

**Solución:**

- a. Para expresar la temperatura de  $50^{\circ}\text{C}$  en grados Fahrenheit, tenemos que usar la ecuación para pasar de centígrados a Fahrenheit.

$$^{\circ}\text{F} = \frac{9^{\circ}\text{C}}{5} 32$$

Reemplazando grados centígrados de la ecuación por  $50^{\circ}\text{C}$  tenemos que:

$$\begin{aligned}^{\circ}\text{F} &= \frac{9 \cdot 50^{\circ}\text{C}}{5} + 32 \\ &= 122^{\circ}\text{F}\end{aligned}$$

- b. Para expresar la temperatura de  $50^{\circ}\text{C}$  en Kelvin, tenemos que utilizar la ecuación para convertir de centígrados a kelvin.

$$K = ^{\circ}\text{C} + 273.15$$

Reemplazando grados centígrados por  $50^{\circ}\text{C}$  tenemos:

$$K = 50^{\circ}\text{C} + 273.15$$

## 4.2 VOLUMEN

Es la cantidad de espacio que ocupa un cuerpo. El metro cúbico  $m^3$  es la unidad internacional de volumen.

*Tabla 5. Tabla de unidades de medida de capacidad*

<b>Unidad de medida y símbolo</b>	<b>Equivalencia</b>
kilolitro (K mayúscula con l)	1 000 litros
Hectolitro (H mayúscula con l)	100 litros
Decalitro (D mayúscula con l)	10 litros
Litro (L mayúscula)	1litros
Decilitro (d minúscula con l)	0,1 litros
Centilitro (c minúscula con l)	0,01 litros
Mililitro (m minúscula con l)	0,001 litros

*Tabla 6. unidades internacionales de capacidad volumétrica*

<b>Unidad de Medida</b>	<b>Equivalencias</b>
1 litro	0,264 galón (USA)
1 galón (USA)	3,7853 litros
1 barril	42 galones

Tabla 7. Equivalencias entre medidas de volumen y capacidad

Unidad de medida	Equivalencia
(un decímetro cúbico) $1 \text{ dm}^3$	1 litro
(un metro cúbico) $1 \text{ m}^3$	1000 litros
(un centímetro cúbico) $1 \text{ cm}^3$	1 mililitro
1 pie cúbico	28,317 litros
(un metro cúbico) $1 \text{ m}^3$	6,29 barriles

Tabla 8. Equivalencias en las unidades de volumen

Equivalencias	$1 \text{ plg}^3$	$1 \text{ pie}^3$	$1 \text{ yd}^3$	$1 \text{ cm}^3$	$1 \text{ dm}^3$	$1 \text{ m}^3$
$1 \text{ plg}^3$	1	0,006	0,0000214	16,39	0,01639	0,0000164
$1 \text{ pie}^3$	1728	1	0,037	28316,83	28,32	0,02832
$1 \text{ yd}^3$	46656	27	1	764554,64	764,55	0,765
$1 \text{ cm}^3$	0,061	0,00003532	0,00000131	1	0,001	0,000001
$1 \text{ dm}^3$	61,02	0,03531	0,00131	1000	1	0,001
$1 \text{ m}^3$	61023,76	35,3147	1,308	1000000	1000	1

## 4.3 PRESIÓN

La presión se define como fuerza ejercida sobre una superficie por unidad de área. En ingeniería, el término presión se restringe

generalmente a la fuerza ejercida por un fluido por unidad de área de la superficie que lo encierra. De esta manera, la presión se representa con la letra P mayúscula, de una fuerza que se representa con la letra F mayúscula, distribuida sobre un área la cual se representa con la letra A mayúscula, se define como:

$$P = \frac{F}{A}$$

Existen muchas razones por las cuales en un determinado proceso se debe medir presión. Entre estas se tienen:

- ✓ Calidad del producto, la cual frecuentemente depende de ciertas presiones que se deben mantener en un proceso.
- ✓ Por seguridad, como por ejemplo, en recipientes presurizados donde la presión no debe exceder un valor máximo dado por las especificaciones del diseño.
- ✓ En aplicaciones de medición de nivel.
- ✓ En aplicaciones de medición de flujo.

En el sistema Internacional de Unidades, la unidad de medida de presión es el Pascal (que se simboliza con las letras P mayúscula y a minúscula), que se define como la fuerza ejercida por un Newton (N mayúscula)

sobre un área de un metro cuadrado ( $m^2$ ). Es decir,  $Pa = \frac{N}{m^2}$  Esta es

una unidad de presión muy pequeña, pero el kilo pascal (K P a), es igual a 1.000 P a (pascales), permite expresar fácilmente los rangos de presión comúnmente más usados en la industria petrolera. Otras de las

unidades utilizadas son el Kilogramo por centímetro cuadrado  $\frac{Kg}{cm^2}$ ;

libras por pulgada cuadrada (P s i); bar, y otros.

### **4.3.1 LA PRESIÓN EN LOS LÍQUIDOS**

¿Has experimentado alguna vez la sensación de presión en los oídos cuando te sumerges en una piscina? Cuando haces esta divertida actividad es fácil percibir que a medida que te vas sumergiendo la presión que experimentas es mayor. Lo que ocurre en este caso, como lo estudiaremos a continuación es que la presión que ejerce el agua sobre ti, es mayor a medida que estás más abajo.

#### **4.3.1.1 PRINCIPIO DE PASCAL**

Si aplicamos una presión externa a cualquier punto de un fluido en reposo, esta presión se transmite exactamente igual a todos los puntos del fluido.

Por ejemplo, si presionamos con las manos el émbolo de una jeringa que contiene aire a la cual le tapamos el orificio de salida, cualquier sector dentro del fluido experimenta un aumento de presión igual a la presión externa ejercida.

#### **4.3.1.2 EL PRINCIPIO DE ARQUÍMEDES**

Todo cuerpo sumergido en un fluido experimenta una fuerza de empuje vertical, hacia arriba, que es igual al peso del volumen de líquido desplazado.

Aunque hemos hecho la deducción para un cilindro totalmente sumergido en un líquido de densidad  $\rho_l$ , el principio de Arquímedes es válido para sólidos de cualquier forma y se cumple para sólidos parcialmente sumergidos en fluidos, pues la expresión para la fuerza de empuje involucra el volumen de líquido desplazado.

A partir del principio de Arquímedes tenemos que independientemente de sus densidades, dos sólidos de igual volumen sumergidos en un fluido desplazan la misma cantidad de fluido, por tanto experimentan iguales fuerzas de empuje.

#### **4.3.2 LA PRESIÓN ATMOSFÉRICA**

La Tierra está rodeada por una capa de aire, de tal manera que nosotros y todo cuanto nos rodea nos podemos considerar como cuerpos sumergidos en un fluido y, en consecuencia, experimentamos una presión que se conoce con el nombre de presión atmosférica.

Cuando nos referimos a la presión atmosférica encontramos una diferencia con respecto a lo que hemos estudiado acerca de los fluidos. En los casos que hemos analizado hasta el momento, hemos considerado que la densidad del fluido es constante, sin embargo, en el caso del aire que rodea la Tierra, las capas superiores comprimen a las capas inferiores ocasionando que la densidad de estas capas sea mayor que la densidad de las capas superiores.

La presión atmosférica varía con la altitud, así en los sitios de mayor altitud la presión atmosférica es menor que al nivel del mar.

Por ejemplo la presión atmosférica en Bogotá, que se encuentra a 2.600 metros sobre el nivel del mar, es menor que la presión atmosférica de



una ciudad como Cartagena que está ubicada a nivel del mar. El valor de la presión atmosférica al nivel del mar se utiliza como unidad de presión y se denomina **atmósfera** (atm). La presión atmosférica de 1

atmósfera equivale aproximadamente a una presión de  $\frac{10N}{cm^2}$ , esto

implica que, al nivel del mar, cada centímetro cuadrado de superficie de cualquier cuerpo soporta una fuerza de 10 N.

Nuestra contextura se ha desarrollado bajo la acción de dicha presión, así si el área de la palma de una mano mide 150 cm<sup>2</sup>, cuando está extendida, soporta una fuerza de aproximadamente 1.500 N, lo que equivale a cargar un objeto de aproximadamente 150 kg. A pesar de este valor, no nos sentimos comprimidos por la presión atmosférica debido a que los líquidos internos de nuestro organismo ejercen una presión interior que equilibra la presión exterior. Una aplicación diaria de los conceptos de presión atmosférica se presenta en los alimentos que están empacados al vacío. Estar empacado al vacío significa que se ha extraído el aire del interior del empaque y, de esta manera, la presión atmosférica es superior a la presión del interior del empaque, evitando de esta manera el crecimiento de bacterias.

En la siguiente tabla se presentan los factores de conversión entre las unidades de presión más comunes.

Tabla 9. Factores de conversión para unidades de presión.

<b>Equivalencia</b>	<b><math>\frac{Kg}{cm^2}</math></b>	<b>P s i</b>	<b>Atm (atmosferas)</b>	<b>Bar</b>	<b>Pulg Hg (pulgadas de mercurio)</b>	<b>Kilopascal</b>
$\frac{Kg}{cm^2}$	<b>1</b>	<b>14,2200</b>	<b>0,9678</b>	<b>0,98067</b>	<b>28,9600</b>	<b>98,0670</b>
<b>P s i</b>	<b>0,0703</b>	<b>1</b>	<b>0,06804</b>	<b>0,06895</b>	<b>2,0360</b>	<b>6,8450</b>
<b>Atm (atmosferas)</b>	<b>1,0332</b>	<b>14,6960</b>	<b>1</b>	<b>1,01325</b>	<b>29,9200</b>	<b>101,3250</b>
<b>Bar</b>	<b>1,0197</b>	<b>14,5030</b>	<b>0,98692</b>	<b>1</b>	<b>29,5300</b>	<b>100,0000</b>
<b>Pulg. Hg (pulgadas de mercurio)</b>	<b>0,0345</b>	<b>0,4912</b>	<b>0,3342</b>	<b>0,03386</b>	<b>1</b>	<b>3,3864</b>
<b>Kilo pascal</b>	<b>0,0101</b>	<b>0,1450</b>	<b>0,00986</b>	<b>0,0100</b>	<b>0,2953</b>	<b>1</b>

## 4.4 ACTIVIDAD

- Resuelve los siguientes problemas sobre conversiones de temperatura. No olvides indicar, datos, fórmula sustitución y resultado.
  - Los termómetros de mercurio no pueden medir temperaturas menores a  $-30^{\circ}\text{C}$  debido a que a esa

- temperatura el Hg se hace pastoso. ¿Podrías indicar a qué temperatura Fahrenheit y Kelvin corresponde?
- b. En un día de invierno la temperatura de un lago cerca de la ciudad de Montreal es de  $20^{\circ}\text{F}$ . ¿El agua estará congelada?
  - c. El movimiento molecular de un cuerpo es el cero absoluto y corresponde a  $0\text{ K}$ . ¿Podrías decir a cuantos  $^{\circ}\text{C}$  y  $^{\circ}\text{F}$  equivale?
  - d. Al poner a hervir cierta cantidad de agua en la ciudad de México, esta empieza a hervir a  $97^{\circ}\text{C}$ . ¿A cuántos K y  $^{\circ}\text{F}$  corresponde?
  - e. Si la temperatura del cuerpo humano es de  $37.5^{\circ}\text{C}$  aproximadamente estando en condiciones normales. ¿A cuántos  $^{\circ}\text{F}$  equivale?
  - f. En un día normal la temperatura en un aeropuerto es de  $20^{\circ}\text{F}$ . Indicar si podrán despegar los vuelos.
  - g. Una varilla de acero se estando a la intemperie registra una temperatura de  $80^{\circ}\text{F}$ . ¿A cuántos K y  $^{\circ}\text{C}$  equivale?
  - h. El antimonio es un metal que se funde a  $630.5^{\circ}\text{C}$ . ¿Qué valores le corresponden en  $^{\circ}\text{F}$  y K?
  - i. El punto de fusión del Au es de  $1336.15\text{K}$ . ¿Qué valores le corresponde en las otras dos escalas?
  - j. ¿Qué lectura se apreciara en dos termómetros de escala Celsius y Kelvin, si la lectura es  $77^{\circ}\text{F}$  y  $-31^{\circ}\text{F}$ ?

2. Hacer las siguientes conversiones:

- a.  $2,3\text{ cm}^3$  a  $\text{mm}^3$
- b.  $3,71\text{ m}^3$  a  $\text{dm}^3$

- c. 41 700 cm<sup>3</sup> a dm<sup>3</sup>
- d. 47,7 litros a centilitros.
- e. 3,47 Hectolitros a decímetros cúbicos.
- f. 35,1 Litros a Hectolitros.
- g. 41,5 Litros a decímetros cúbicos.
- h. 3,57 Hectolitros a decímetros cúbicos.
- i. 2,5 decilitros a centímetros cúbicos.

3. Escribe una V, si es verdadera la afirmación o una F, si es falsa.

Luego, justifica tus respuestas en el cuaderno.

- a. Es más fácil mover un objeto en una piscina cuando está desocupada que cuando está llena.
- b. Hay mayor presión atmosférica en Bogotá que en Barranquilla.
- c. Un balón de fútbol ejerce la misma presión sin importar su posición sobre el césped.
- d. Existe mayor cantidad de objetos que pueden flotar en mercurio que en agua.
- e. Un poste de la luz ejerce mayor presión sobre la tierra cuando se instala que cuando está acostado.
- f. En una prensa hidráulica al aplicar una fuerza en un punto se genera en otro punto una fuerza menor.
- g. Ejerce mayor presión sobre la nieve una persona que tiene unos zapatos cuya área es 150 cm<sup>2</sup> u otros con un área de 200 cm<sup>2</sup>.

4. ¿Qué piensas que le sucede a la densidad de un trozo de madera uniforme cuando se corta en tres partes iguales?
5. Los submarinos están fabricados para soportar cierta presión hidrostática máxima. Esto les impide sumergirse más de la profundidad máxima prevista. Explica qué le sucedería a un submarino si se encuentra a mayor profundidad de la indicada.
6. Explica qué sucede con la presión en el fondo de un vaso de agua si se tapa la parte superior del vaso.
7. Si el peso y el empuje son iguales, ¿un cuerpo puede flotar? Explica tu respuesta.
8. Un bañista se sumerge en el fondo de una piscina llevando consigo un globo inflado. ¿Qué piensas que le sucederá al volumen del globo a medida que sigue sumergiéndose?
9. Un hombre que pesa 800 N está de pie sobre una superficie cuadrada de 4 m de lado. Si se carga al hombro un saco de 40 kg, ¿cuánto debe medir la superficie de apoyo para que la presión sea la misma?

10. Calcula la presión que ejerce un cuerpo de 120 kg que está apoyado sobre una superficie de  $0,8 \text{ m}^2$ . Ahora si el cuerpo estuviera apoyado sobre una superficie de  $1,2 \text{ m}^2$ , ¿qué presión ejercería? Compara y deduce conclusiones.
11. Se tiene un cilindro con agua, un pistón de 0,2 kg y un área de  $0,008 \text{ m}^2$ . Calcula la presión total ejercida en la base del cilindro si el aire de la atmósfera ejerce una presión de 100 k Pa sobre el émbolo.

## 5 LEYES DE LOS GASES

### 5.1 LEY DE BOYLE

En 1660 el químico inglés **Robert Boyle** (1627–1691) realizó una serie de experiencias que relacionaban el volumen y la presión de un gas, a temperatura constante. **Boyle** observó que cuando la presión sobre el gas aumentaba, el volumen se reducía, y a la inversa, cuando la presión disminuía, el volumen aumentaba. Con base en los resultados de sus experimentos **Boyle** formuló la siguiente ley: *A temperatura constante, el volumen de una masa fija de un gas es inversamente proporcional a la presión que este ejerce.* La ley de **Boyle** puede expresarse matemáticamente como:

$$V \text{ inversamente proporcional al } \frac{1}{P} \text{ cuando } T = \text{constante}$$

Al introducir una constante de proporcionalidad la ley se expresa como:

$$P \cdot V = K$$

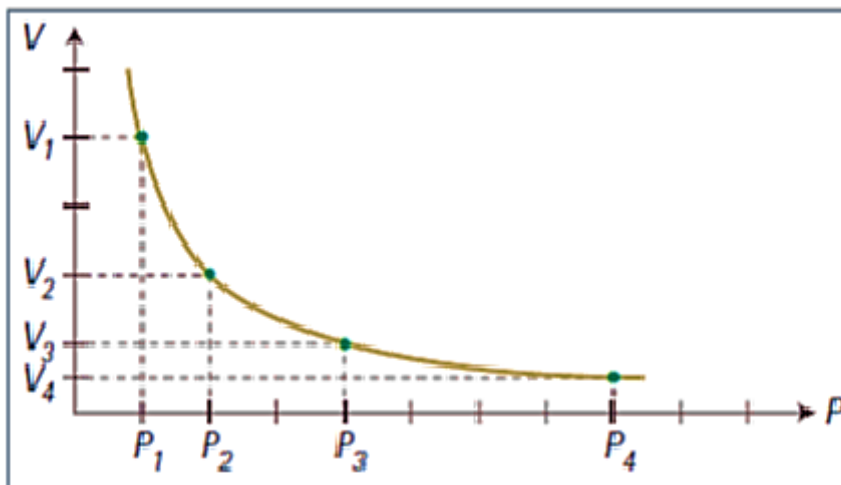
Donde  $P$  representa la presión,  $V$  el volumen y  $k$  es una constante de proporcionalidad.

Es decir, si una determinada masa de gas ocupa un volumen inicial ( $V_1$ ), cuando la presión inicial ( $P_1$ ) y un volumen final ( $V_2$ ), cuando la presión final ( $P_2$ ), el producto de la presión por el volumen tienen el mismo valor en ambas situaciones:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}, \text{ entonces } P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Con esta expresión podemos determinar el factor volumen y el factor de presión considerando el efecto que tiene el cambio de volumen o de presión sobre la presión o el volumen iniciales ( $V_1$  o  $P_1$ ) y la forma en que afectará este cambio a la presión o volumen finales ( $V_2$  o  $P_2$ ).

Imagen 5. Grafica de la representación de la ley de **Boyle**



Descripción de la imagen: es una gráfica del volumen en el eje Y frente a la presión en el eje X, en ella se encuentran 4 valores progresivos de presión  $p_1$ ,  $p_2$ ,  $p_3$  y  $p_4$  así como también cuatro valores regresivos de volumen  $v_4$ ,  $v_3$ ,  $v_2$  y  $v_1$ . Donde la representación gráfica muestra a  $v_1$  frente a  $p_1$  siendo este punto el más alto y  $p_4$  con  $v_4$  el punto más bajo. Mostrando así una relación de inversa proporcionalidad como lo indica la ley de Boyle que a menor presión mayor es el volumen y a mayor presión menor es el volumen.

## EJEMPLOS

1. En un recipiente se tienen 30 litros de nitrógeno a  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$  y a una atmósfera de presión. ¿A qué presión es necesario someter el gas para que su volumen se reduzca a 10 litros?

Primero identificamos las condiciones iniciales y las condiciones finales del gas:

- ✓ Condiciones iniciales
  - $V_1 = 30$  litros



- $P_1 = 1 \text{ atm o } (760 \text{ mmHg})$
  - Temperatura =  $20^\circ\text{C}$
- ✓ Condiciones finales
- $V_2 = 10 \text{ litros}$
  - $P_2 = \text{no se conoce}$
  - Temperatura =  $20^\circ\text{C}$

Teniendo la expresión:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Despejamos  $P_2$ :

$$P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2}$$

Reemplazando tenemos:

$$P_2 = \frac{1 \text{ atm} \cdot 30 \text{ litros}}{10 \text{ litros}} = 3 \text{ atm}$$

2. ¿Cuál será el volumen final ocupado por 50 litros de oxígeno cuya presión inicial es de 560 mm de Hg y es comprimido hasta que la presión es de 2 atm? (La temperatura se mantiene constante durante todo el proceso.)

Primero identificamos las condiciones iniciales y las condiciones finales del gas:

- ✓ Condiciones iniciales
  - $V_1 = 50$  litros
  - $P_1 = 560$  mm de Hg
- ✓ Condiciones finales
  - $V_2 = \text{NO SE CONOCE}$
  - $P_2 = 2$  atm

Luego analizamos una situación especial:  $P_2$  está expresada en unidades diferentes a  $P_1$ , por lo tanto, debemos expresarla en atm o en mm de Hg. Para nuestro ejemplo vamos a expresar  $P_2$  en mm de Hg así:

$$P_2 = \frac{2\text{atm} \cdot 760\text{mmHg}}{1\text{atm}} = 1520\text{mmHg}$$

A continuación despejamos  $V_2$  de la expresión:

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2}$$

Finalmente reemplazamos y la ecuación queda de la siguiente manera:

$$V_2 = \frac{50\text{litros} \cdot 560\text{mmHg}}{1520\text{mmHg}} = 18,42\text{litros}$$

## 5.2 LEY DE CHARLES

La temperatura también afecta el volumen de los gases. Los experimentos que realizó en un principio el físico francés **Jacques Charles** en 1787 y que fueron confrontados por **Joseph Gay-Lussac** en 1802, demostraron que el volumen de un gas se incrementa en  $1/273$  veces su valor a  $0^{\circ}\text{C}$  por grado de temperatura que aumente.

La ley de Charles establece que: *a presión constante, el volumen de la masa fija de un gas dado es directamente proporcional a la temperatura Kelvin*. Esto significa que si la temperatura Kelvin se duplica a presión constante, el volumen se duplica; si la temperatura se reduce a la mitad, el volumen se reduce a la mitad. Matemáticamente se expresa como:

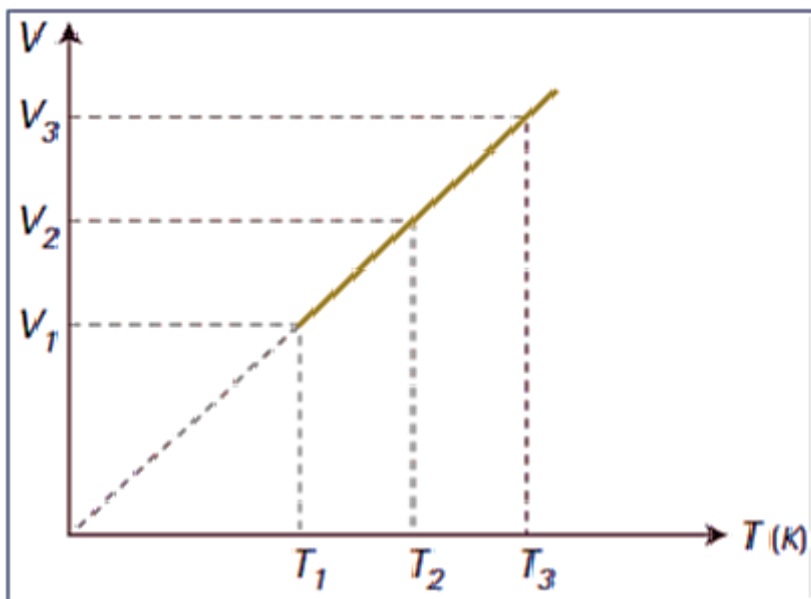
$$V \cdot T = K \quad (\text{a presión constante})$$

Donde  $V$  representa el volumen,  $T$  la temperatura y  $k$  la constante de proporcionalidad. Es decir, si una determinada masa de gas ocupa un volumen  $V_1$ , cuando la temperatura es  $T_1$  y si ocupa un volumen  $V_2$  a una temperatura  $T_2$ , el cociente entre el volumen y la temperatura tiene el mismo valor en ambas situaciones:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}, \text{ entonces } T_2 \cdot V_1 = T_1 \cdot V_2$$

La ecuación muestra que el volumen de una cierta masa de gas es directamente proporcional a la temperatura, sólo si la presión es constante.

Imagen 6.grafica de la variación del volumen frente a la temperatura según ley de Charles



Descripción de la imagen: es una gráfica del volumen en el eje Y frente a la temperatura en el eje X, en ella se encuentran tres valores progresivos de presión  $T_1$ ,  $T_2$  y  $T_3$ ; así como también tres valores progresivos de volumen  $v_1$ ,  $v_2$  y  $v_3$ . Donde la representación gráfica muestra a  $V_1$  frente a  $T_1$  siendo este punto el más bajo y  $T_3$  con  $V_3$  el punto más alto. Mostrando así una relación de directa proporcionalidad como lo indica la ley de Charles que a menor mayor temperatura el volumen es menor y a mayor temperatura el volumen es mayor.

### 5.3 LEY DE GAY-LUSSAC

En 1808, el químico francés **J. L. Gay-Lussac** (1778-1850) logró establecer claramente la relación entre la presión y el volumen de un gas: *si el volumen de un gas no cambia mientras lo calentamos, la presión del gas aumenta en la misma proporción en que se incrementa la temperatura*. Esto significa que la presión que ejerce un gas es

directamente proporcional a la temperatura, siempre que el volumen se mantenga constante:

$$P \cdot T = K \text{ (A volumen constante)}$$

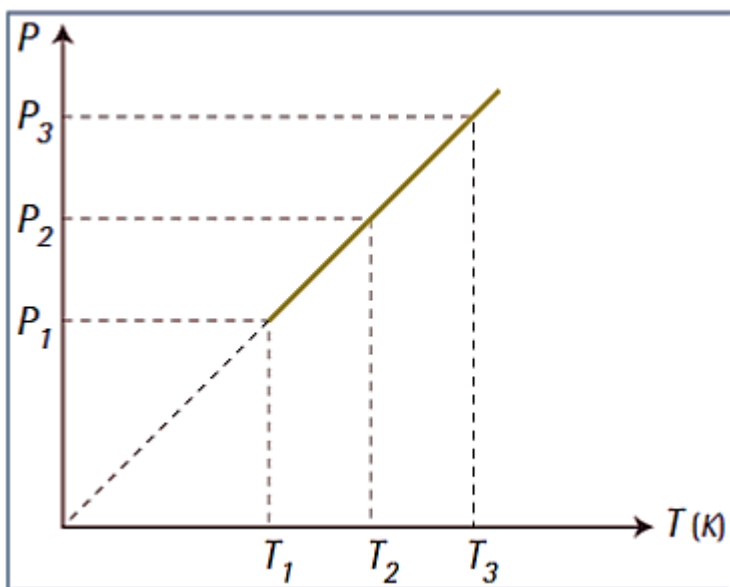
Donde  $P$  simboliza la presión,  $T$  la temperatura y  $k$  la constante de proporcionalidad.

En determinadas condiciones iniciales y finales de presión y volumen,

cuando el volumen del gas no cambia, el cociente  $\frac{P}{T}$  es siempre el mismo, es decir:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}, \text{ entonces } T_2 \cdot P_1 = T_1 \cdot P_2$$

*Imagen 7.grafica de la relación entre la temperatura y la presión a temperatura constante (ley de Gay Lussac)*



Descripción de la imagen: es una gráfica de la presión en el eje Y frente a la temperatura en el eje X, en ella se encuentran 3 valores progresivos de presión  $p_1$ ,  $p_2$  y  $p_3$ , así como también cuatro valores regresivos de temperatura  $T_1$ ,  $T_2$  y  $T_3$ . Donde la representación gráfica muestra a  $T_1$  frente a  $P_1$  siendo este punto el más bajo y  $P_3$  con  $T_3$ , el punto más alto. Mostrando así una relación de directa proporcionalidad como lo indica la ley de Gay Lussac, que a menor temperatura menor es la presión y que a mayor temperatura mayor es la presión.

## EJEMPLOS

Un gas está en un recipiente de 2L a  $20^{\circ}\text{C}$  y 560 mmHg. ¿A qué temperatura en  $^{\circ}\text{C}$ , llegará el gas si aumenta la presión interna hasta 760 mmHg?

✓ Condiciones iniciales

- $T_1 = 20^{\circ}\text{C} + 273 = 293\text{K}$

- $P_1 = 560 \text{ mmHg}$
- $V_1 = 2 \text{ litros}$

✓ Condiciones finales

- $T_2 = \text{NO SE CONOCE}$
- $P_2 = 760 \text{ mmHg}$
- $V_2 = 2 \text{ litros}$

De la expresión:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Despejamos  $T_2$  quedando como:

$$T_2 = \frac{T_1 \cdot P_2}{P_1}$$

Reemplazando tenemos que:

$$T_2 = \frac{293K \cdot 760mmHg}{560mmHg} = 393,76K$$

Transformando los Kelvin a centígrados tenemos:

$$K - 273 = ^\circ C$$

$$393,76K - 273 = 120,76^\circ C$$

## 5.4 LEY COMBINADA DE LOS GASES

Las leyes de **Boyle** y de Charles se pueden combinar en una ley que nos indica a la vez la dependencia del volumen de una cierta masa de gas con respecto a la presión y la temperatura. Esta ley conocida, como **ley combinada de los gases** se enuncia como sigue: *para una masa determinada de cualquier gas, se cumple que el producto de la presión por el volumen dividido entre el valor de la temperatura es una constante:*

$$\frac{P \cdot V}{T} = k$$

El valor de esta constante depende de la masa y no del tipo de gas utilizado, ya que todos los gases se comportan de la misma manera.

La ley combinada de los gases puede expresarse:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Donde las temperaturas T1 y T2 se expresan en grados kelvin (K).

## 5.5 LEY DE DALTON O DE LAS PRESIONES PARCIALES

John Dalton determinó que cuando se ponen en un mismo recipiente dos o más gases diferentes que no reaccionan entre sí: *la presión ejercida por la mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de*



*todos ellos*). En otras palabras, cada gas ejerce una presión independiente de las otras como si fuera el único gas dentro del recipiente. En general, la ley de Dalton se puede expresar así:

$$\text{Presión total} = P_1 + P_2 + P_3 \dots\dots$$

Donde P mayúscula indica la presión y los subíndices (1, 2, 3 etcétera) indican los distintos gases que ocupan el mismo recipiente. La presión ejercida por un gas es proporcional al número de moléculas presentes del gas e independiente de la naturaleza.

Para hallar la presión parcial de cada gas en una mezcla se multiplica la presión total por la fracción molar respectiva así:

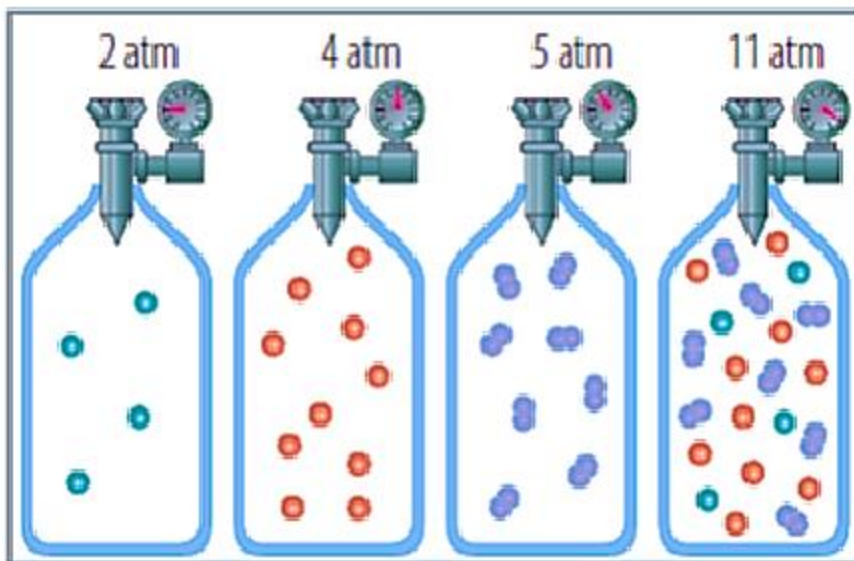
$$\text{Presión}_{\text{PARCIAL}(1)} = X_{(1)} \cdot P_{\text{TOTAL}}$$

$$\text{DONDE } X = \text{FRACCIÓN MOLAR}$$

La fracción molar se define como el número de moles del componente (1) dividido entre el número de moles totales:

$$X_{(1)} = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3 \dots\dots}$$

*Imagen 8. Modelo explicativo de la ley de Dalton*



Descripción de la imagen: es un dibujo en el que se encuentran cuatro cilindros con válvula de presión organizados de forma horizontal, de izquierda a derecha encontramos que el primer cilindro tiene una presión de 2 atmosferas y que contiene un gas formado por cuatro partículas, el segundo tiene una presión de 4 atmosferas y contiene 10 partículas de un gas, el tercero tiene una presión de 5 atmosferas y contiene un gas formado por 8 agrupaciones de dos partículas y el último contiene las partículas de gas de los cilindros 1, 2 y 3, además una presión de 11 atmosferas.

## **EJEMPLOS**

Una masa gaseosa ocupa un volumen de 2,5 litros a  $12^{\circ}\text{C}$  y 2 atm de presión. ¿Cuál es el volumen del gas si la temperatura aumenta a  $38^{\circ}\text{C}$  y la presión se incrementa hasta 2,5 atm?

- ✓ Condiciones iniciales
- $V_1 = 2,5$  litros

- $T_1 = 12^{\circ}\text{C} + 273 = 285 \text{ K}$
- $P_1 = 2 \text{ atm}$
- ✓ Condiciones finales
- $V_2 = \text{no se conoce}$
- $T_2 = 38^{\circ}\text{C} + 273 = 311 \text{ K}$
- $P_2 = 2,5 \text{ atm}$

De la expresión:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Despejamos  $V_2$  tenemos:

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{P_2 T_1}$$

$$V_2 = \frac{2,5 \text{ litros} \cdot 311 \text{ K} \cdot 2 \text{ atm}}{285 \text{ K} \cdot 2,5 \text{ atm}} = 2,18 \text{ litros}$$

## 5.6 PRINCIPIO DE AVOGADRO

En 1811, **Amadeo Avogadro** encontró experimentalmente que *volúmenes iguales de todos los gases medidos a las mismas condiciones de temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas.*

Dicho de otro modo se puede decir, que el volumen es directamente proporcional al número de moles.

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{P_2 T_1}$$

Así, un número fijo de moléculas de cualquier gas siempre ocupa el mismo volumen en unas determinadas condiciones de presión y temperatura. Bajo condiciones normales (273 K y 1 atm) y teniendo en cuenta que un mol equivale a  $6,023 \times 10^{23}$  moléculas, 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 litros. Por otro lado, el peso molecular de un gas es la masa de dicho gas que ocupa 22,4 litros a condiciones normales.

## 5.7 ECUACIÓN DE ESTADO O LEY DE LOS GASES IDEALES

Combinando las leyes de los gases, se puede obtener una expresión que relacione las cuatro variables que se representan con letras mayúsculas a excepción de los moles los cuales como recuerdas se representan o simbolizan con la letra n minúscula, estas variables son: temperatura (T), volumen (V), presión (P), y número de moles (n).

Incorporando una **constante de proporcionalidad, R mayúscula** (conocida también como **constante universal de los gases ideales**), obtenemos:

$$V = \frac{R \cdot n \cdot T}{P}$$

*Donde R es igual :*

$$R = \frac{P \cdot V}{T \cdot n}$$

***Para condiciones normales, R es igual a:***

$$R = \frac{1atm \cdot 22,4L}{1mol \cdot 273K}$$

$$R = 0,082 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$$

- Presión es igual a 1 atmosfera
- El volumen es igual a 22,4 litros
- El número de moles es igual a 1 mol
- La temperatura es igual a 273 kelvin

Por lo tanto la ecuación de estado es:

$$PV = nRT$$

Si  $n$  es el número de moles para expresar en gramos, se tiene

$$n = \frac{W}{M}$$

Donde  $W$  es el peso de la muestra y  $M$ , el peso molecular.

Reestructurando la ecuación anterior:

$$P \cdot V = \frac{W}{M} \cdot R \cdot T$$

Entonces,

$$P \cdot M = \frac{W}{V} \cdot R \cdot T$$

*Entonces la relación  $\frac{W}{V}$  es igual*

*a la densidad.*

*por lo tanto:*

$$P \cdot M = d \cdot R \cdot T$$

## EJEMPLOS

Calcula el número de moles de un gas que se encuentran en un recipiente cerrado de 2,0 litros; sometido a una presión de 2,3 atm y a 25 °C .

Primero establecemos las condiciones del problema:

- $n = \text{no se conoce}$
- $P = 2,3 \text{ atm}$
- $V = 2 \text{ L}$
- $T = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$

De la ecuación de estado despejamos  $n$ :

*Donde  $n$  es igual :*

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{2,3\text{atm} \cdot 2\text{L}}{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298\text{K}} = 0,188\text{mol}$$

## 5.8 GASES REALES

Bajo condiciones ordinarias de temperatura y presión, los gases reales siguen aproximadamente las leyes del gas ideal. Sin embargo, no las cumplen a bajas temperaturas y, o altas presiones, que generan desviaciones. Existen dos razones para estas desviaciones:

- ✓ **Fuerzas de atracción intermolecular.** La teoría cinética supone que no existen fuerzas atractivas entre las moléculas de un gas. Sin embargo, tales fuerzas deben existir puesto que todos los gases pueden licuarse.
- ✓ **Volumen molecular.** La teoría cinética supone que las moléculas de un gas son puntos en el espacio, con un volumen real no significativo. Por lo tanto en el cero absoluto, el volumen de un gas ideal es cero, lo cual no se cumple para gases reales, cuyas moléculas sí tienen volumen.

La desviación es más pronunciada a mayores presiones, pues, las moléculas están más juntas y su volumen es una fracción mayor del volumen total. Este factor hace que el valor  $\frac{PV}{RT}$  sea mayor que 1.

Teniendo en cuenta estos factores en 1873 **Johannes van der Waals** modificó la ecuación de estado para un gas ideal:

$$P + \frac{n^2 \cdot a}{V^2} \cdot (V - nb) = nRT$$

Los valores numéricos de las constantes  $a$  y  $b$  (*QUE SE REPRESENTAN CON LETRAS MINÚSCULAS*) para cada gas se determinan

experimentalmente. El término  $\frac{n^2 a}{V^2}$  se agrega a  $P$  de manera que

$P + \frac{n^2 a}{V^2}$  representa la presión de un gas ideal, en el cual no hay

fuerzas moleculares. La constante  $b$  multiplicada por  $n$ , se sustrae del volumen total del gas para compensar por la cantidad de volumen que



no es compresible debido al volumen intrínseco de las moléculas del gas.

## 5.9 DIFUSIÓN DE GASES: LEY DE GRAHAM

La difusión es el proceso por el cual una sustancia en forma gradual y uniforme, se dispersa a través de un espacio dado, debido al movimiento de sus moléculas. La difusión de los gases es rápida. Si dos cilindros, cada uno con un gas diferente, se colocan boca a boca, la difusión producirá pronto una mezcla homogénea de los dos gases. Esto sucede porque tal como lo supone la teoría cinética de los gases en estos no existen casi fuerzas de atracción entre las moléculas que los componen. La velocidad con la que un gas se difunde no es igual en todos los casos; cuanto más ligeras sean sus moléculas, más veloces serán en su movimiento y, por consiguiente, el gas se difundirá más rápidamente. En 1829, **Thomas Graham** descubrió que *los rangos de velocidad a los que los gases diferentes se difunden, bajo condiciones idénticas de  $T$  y  $P$ , son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus densidades o también que el cociente de sus velocidades de difusión es inversamente proporcional a la raíz cuadrada del cociente de sus masas moleculares*. Esta expresión conocida como la **ley de Graham** se representa así:

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} \text{ o } \frac{V_A}{V_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

*cuando  $T$  y  $P$  son constantes.*

Siendo  $V_1$  y  $V_2$  las velocidades de difusión de los gases cuyas masas moleculares respectivas son  $(M_A)$  y  $(M_B)$ .

### EJEMPLO

Calcula las velocidades de difusión relativas del amoníaco ( $NH_3$ ) y del ácido clorhídrico ( $HCl$ ) cuando pasan a través de un pequeño orificio. Como no conocemos la densidad de los gases, debemos realizar el cálculo empleando las masas molares de los mismos. Calculemos pues las masas molares del  $NH_3$  y del  $HCl$ .

Masa molar  $NH_3 = 17 \text{ g/mol}$

Masa molar del  $HCl = 36,5 \text{ g/mol}$

Aplicando la ley de difusión tenemos:

$$\frac{V_{NH_3}}{V_{HCl}} = \sqrt{\frac{36,5 \text{ g/mol}}{17 \text{ g/mol}}}$$

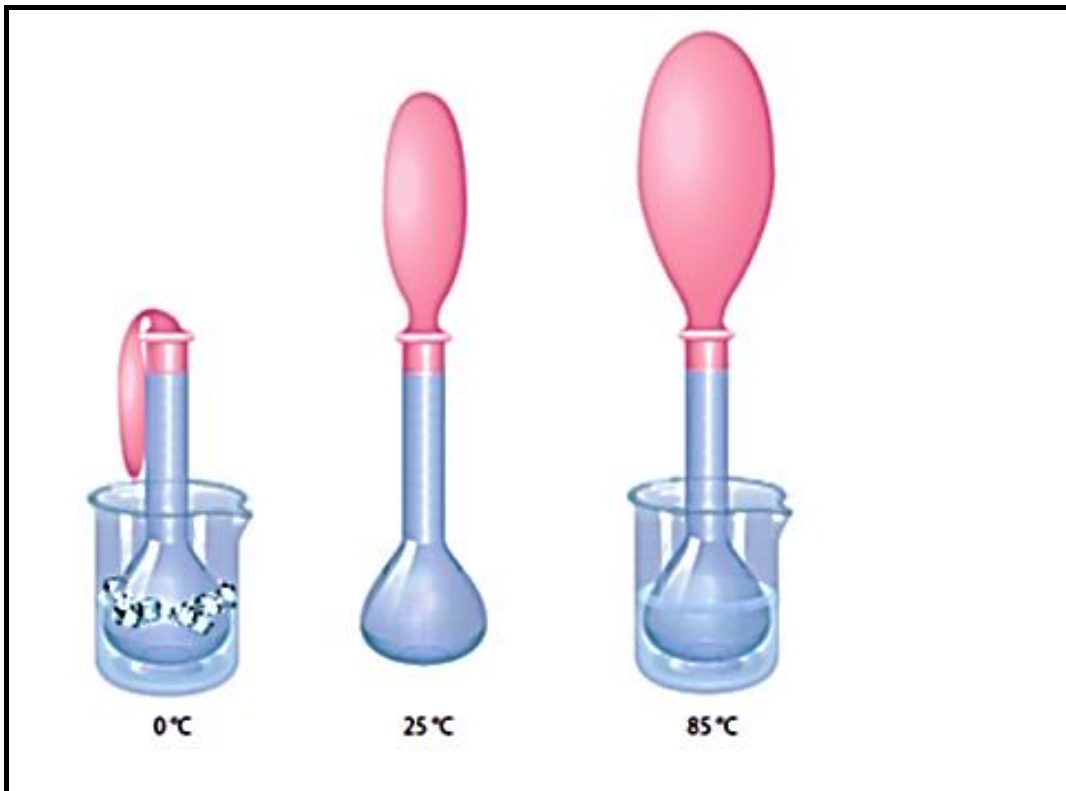
$V_{NH_3} = 0,46$  veces más que la velocidad de difusión del  $HCl$

## 5.10 ACTIVIDAD

1. Indica cuáles de los enunciados siguientes son ciertos:
  - a. Si la presión de un gas se duplica su volumen se reduce a la mitad, cuando la presión es constante.

- b. El aumento de la temperatura de un gas ocasiona un mayor movimiento de las moléculas que lo conforman.
- c. El número de moléculas de un gas disminuye al decrecer la temperatura.
- d. Al comprimir un gas la energía cinética de sus moléculas disminuye.
- e. Volúmenes iguales de hidrógeno y oxígeno contienen diferente número de moléculas, a las mismas condiciones de temperatura y presión.
- f. La presión que ejercen las moléculas de un gas sobre las paredes del recipiente depende del número de moles presentes.

*Imagen 9. Analiza y responde*



Descripción de la imagen: se encuentra el dibujo de tres recipientes organizados de forma horizontal cada uno ilustra un proceso diferente

que se explicará de izquierda a derecha, ya que cada uno representa un proceso diferente:

- I. hay un beaker que contiene un matraz que en la boca tiene un globo desinflado y alrededor del matraz cubos de hielo, con una temperatura de  $0^{\circ}\text{C}$
- II. Se encuentra un matraz a una temperatura de  $25^{\circ}\text{C}$ , con un globo en la boca un poco inflado.
- III. Se encuentra un beaker con agua a  $85^{\circ}\text{C}$  que además contiene un matraz que en la boca tiene un globo inflado.

2. Responde:

- a. ¿Cómo afecta la temperatura el volumen de un gas?
- b. ¿Qué ley explica este comportamiento de los gases?
- c. ¿Por qué el volumen de un gas aumenta al aumentar la temperatura?

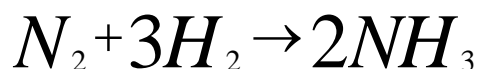
3. En el laboratorio tienes tres recipientes, cada uno contiene 10 ml de sustancia. Responde:

- a. ¿Cómo podrías calcular el número de moléculas que existen en cada muestra?
- b. ¿Qué puedes concluir?

4. Utiliza la ecuación de los gases ideales ( $PV = nRT$ ) para determinar:

- a. El volumen de 1,20 moles de oxígeno gaseoso ( $\text{O}_2$ ), a  $27^{\circ}\text{C}$  y 1 atmósfera de presión.
- b. El número de moles en 10 L de  $\text{CO}_2$  a  $20^{\circ}\text{C}$  y 800 torr.

- c. El peso molecular de un gas cuya densidad es  $1,62 \text{ g/L}$  a  $200 \text{ K}$  y  $1,89$  atmósferas de presión.
5. Un gas ocupa un volumen de  $520 \text{ ml}$  a  $25^\circ\text{C}$  y  $650 \text{ mmHg}$  de presión. Calcula el volumen que ocuparía el gas a  $700 \text{ mmHg}$  y  $32^\circ\text{C}$
6. Un recipiente contiene  $5 \text{ L}$  de nitrógeno gaseoso a  $225^\circ\text{C}$ . Calcula el volumen que ocupará este gas a presión constante y a las siguientes temperaturas:
- a.  $1^\circ\text{C}$
  - b.  $210 \text{ K}$
  - c.  $15^\circ\text{F}$
  - d.  $20^\circ\text{F}$
7. Un gas ocupa un volumen de  $800 \text{ ml}$  a una presión de  $650 \text{ mmHg}$ . Calcula el volumen que ocupará a temperatura constante y a los siguientes valores de presión:
- a.  $1 \text{ atm}$
  - b.  $800 \text{ torr}$
  - c.  $320 \text{ mmHg}$
  - d.  $100 \text{ torr}$
8. Para la ecuación:



- a. ¿Cuántos moles de hidrógeno se necesitan para obtener  $5$  moles de amoníaco?

- b. ¿Cuántos litros de amoníaco se formarán a partir de la reacción de 50 ml de nitrógeno con 30 ml de hidrógeno, en condiciones normales?
  - c. ¿Cuántos litros de nitrógeno, en condiciones ideales, se requieren para obtener 2 litros de amoníaco?
9. Calcula las velocidades de difusión relativas del amoníaco,  $\text{NH}_3$ , y del ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ , cuando pasan a través de un orificio pequeño.
10. A continuación se muestran los pesos moleculares y las densidades de algunos gases.

*Tabla 10. Peso molecular y densidad de diferentes sustancias gaseosas.*

GAS	PESO MOLECULAR	DENSIDAD EN gramos sobre litro
<b>H<sub>2</sub></b>	2,0	0,090
<b>NH<sub>3</sub></b>	17,0	0,760
<b>HCN</b>	27,0	1,21
<b>H<sub>2</sub> S</b>	34,0	1,52
<b>C O<sub>2</sub></b>	44,0	1,96
<b>S O<sub>2</sub></b>	64,0	2,86
<b>C I<sub>2</sub></b>	71,0	3,17

- a. ¿Qué relación existe entre la densidad y el peso molecular de los gases?
- b. ¿Qué expresión matemática de las leyes de los gases relaciona estas dos propiedades?

## 6 EL AGUA Y LAS SOLUCIONES QUÍMICAS

### 6.1 EL AGUA

El agua es una de las sustancias más abundante en la biosfera. Su capacidad para formar soluciones con un sinnúmero de sustancias, hace que, cerca del 90% de las disoluciones sean acuosas. Por esta razón, antes de entrar en materia, vamos a dedicar unas páginas a esta sustancia única.

#### 6.1.1 ESTRUCTURA Y COMPOSICIÓN

La molécula de agua es **triatómica**, es decir, está compuesta por tres átomos: dos de hidrógeno y uno de oxígeno, unidos mediante enlaces covalentes polares. Estos átomos no están unidos en línea recta, sino que se ubican formando un ángulo de  $104,5^{\circ}\text{C}$ . Esta forma geométrica hace que la molécula de agua sea dipolar, con una carga negativa en el extremo donde se halla el átomo de oxígeno y cargas positivas cerca de los hidrógenos. Entre diferentes moléculas de agua se generan fuerzas de atracción medidas por estas cargas. A esta interacción característica del agua se le conoce como **punto de hidrógeno**.

#### 6.1.2 PROPIEDADES FÍSICAS

A continuación mencionaremos algunas de las características del agua:

**Punto de ebullición y punto de fusión.** A nivel del mar, la temperatura de ebullición del agua es de  $100^{\circ}\text{C}$  y la de fusión es de  $0^{\circ}\text{C}$ . Estas temperaturas son altas si se comparan con las de otros compuestos formados por hidrógeno y un elemento no-metálico, del mismo grupo del oxígeno, como el ácido sulfhídrico ( $\text{H}_2\text{S}$ ), cuyos puntos

de fusión y ebullición son  $281^{\circ}\text{C}$  y  $261^{\circ}\text{C}$ , respectivamente. Esto se debe a la capacidad del agua para formar puentes de hidrógeno.

**Densidad.** La densidad del agua es  $1\text{g}/\text{cm}^3$ , cuando se encuentra a  $4^{\circ}\text{C}$  y a 1 atm de presión. Esto quiere decir que, en  $1\text{cm}^3$  de agua encontramos una masa de 1g, bajo estas condiciones de temperatura y presión. Como podrás intuir, la densidad del agua varía con la temperatura. Así, por ejemplo, a  $20^{\circ}\text{C}$  la densidad del agua es  $0,998\text{g}/\text{cm}^3$ . Sin embargo, cuando el agua cambia del estado líquido al sólido, en vez de contraer su volumen, como ocurre con el resto de los líquidos, se expande, disminuyendo su densidad. Esto se debe a que las moléculas se reorganizan en agregados moleculares, que ocupan más espacio. Debido a la menor densidad del hielo con respecto al agua líquida, es posible que este flote.

**Apariencia.** El agua pura es incolora, inodora e insípida. Cualquier cambio en estas propiedades se debe a sustancias extrañas que están disueltas en ella. El agua para ser potable debe estar bien aireada, debe contener oxígeno en disolución, debe disolver el jabón, no debe poseer materia orgánica en descomposición, ni sustancias nitrogenadas.

**Tensión superficial.** Todos hemos observado a pequeños insectos caminando sobre el agua, como si la superficie del agua actuara como una capa de piel. Este fenómeno, conocido como **tensión superficial**, se debe a la atracción mutua que se presenta entre las moléculas de agua. Mientras las moléculas que están debajo de la superficie del agua experimentan una fuerza de atracción entre sí y en todas las direcciones, las moléculas que se encuentran en la superficie, experimentan una fuerza de atracción con otras moléculas de la superficie y con las que están ubicadas inmediatamente debajo de ellas.



Esto crea un desequilibrio de fuerzas, cuyo resultado es una mayor tensión sobre la superficie del agua. La tensión superficial de un líquido hace que una gota de ese líquido tenga forma esférica.

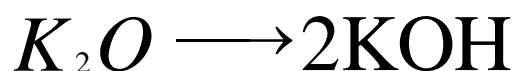
### 6.1.3 PROPIEDADES QUÍMICAS

Las propiedades químicas del agua se pueden analizar a través del estudio de las reacciones en las que esta sustancia participa, ya sea como reactivo o como producto. Veamos algunas de ellas:

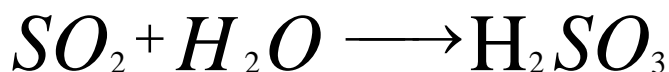
- ✓ **Descomposición térmica.** Si bien el agua es un compuesto bastante estable frente a la acción del calor, cuando se somete a temperaturas elevadas (más de  $2.000^{\circ}\text{C}$ ), puede separarse en sus componentes.
- ✓ **Electrólisis.** La aplicación de una corriente eléctrica directa a través del agua genera su descomposición y la liberación de hidrógeno y oxígeno gaseosos, según se ilustra en la siguiente reacción:



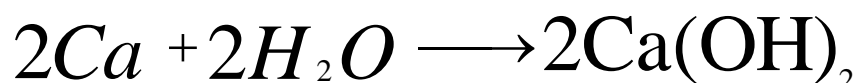
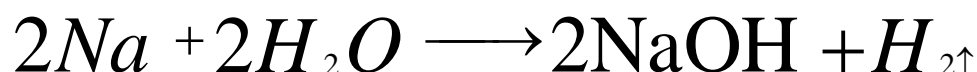
- ✓ **Reacción con óxidos.** El agua reacciona con óxidos de algunos metales, produciendo el hidróxido correspondiente. Por ejemplo:



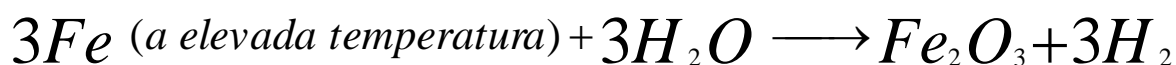
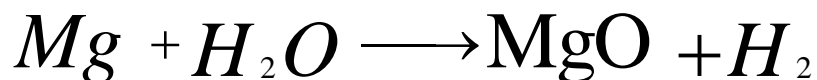
Así mismo, reacciona con óxidos de elementos no-metales, produciendo el ácido respectivo. Por ejemplo:



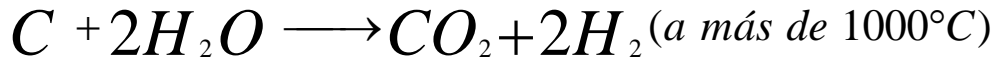
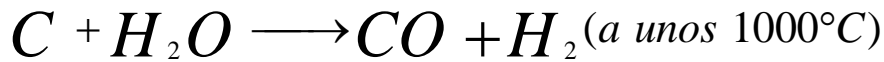
- ✓ **Reacción con metales.** El agua reacciona directamente con algunos metales de los grupos IA y IIA, formando hidróxidos:



En otros casos, se forma un óxido, con desprendimiento de hidrógeno:



**Reacción con no-metales.** El agua puede reaccionar con algunos no-metales cuando se somete a temperaturas elevadas (entre 500 °C y 1.000 °C). Con el carbono, por ejemplo, produce monóxido o dióxido de carbono, según las reacciones:



#### 6.1.4 CONTAMINACIÓN DEL AGUA

El agua puede contaminarse con compuestos minerales y orgánicos, así como microorganismos y variaciones bruscas de temperatura.

Revisemos.

- ✓ **Contaminantes minerales:** dentro de este grupo encontramos sustancias tóxicas, como nitratos, nitritos y metales pesados. Así como hierro, magnesio, zinc y cobre, que afectan las **propiedades organolépticas** del agua. Otros elementos, como fósforo, potasio y calcio, cuando se encuentran en exceso, generan un exagerado desarrollo de la vegetación, fenómeno conocido como eutroficación, (del griego *eu* =bien o en exceso y *trofos*= alimento, es decir, exceso de alimento). El resultado es el predominio de unas pocas especies capaces de aprovechar la sobreoferta de recursos, con lo cual hay una pérdida de la diversidad biológica y de la calidad del agua.
- ✓ **Contaminantes orgánicos:** entre estas sustancias figuran los **fenoles**, que cambian el sabor del agua; los **hidrocarburos**, que modifican su olor y sabor y afectan la salud humana; los **detergentes**, responsables de la espuma y de la concentración de impurezas; los **residuos sanitarios**, que generan malos olores, así como infecciones en la población.

- ✓ **Contaminación biológica:** la presencia de microorganismos patógenos, como bacterias y protozoos, en el agua destinada a consumo humano, constituye un grave problema de salud pública, ya que estos organismos producen enfermedades como el cólera, la disentería y otros trastornos digestivos.
- ✓ **Contaminación térmica:** se produce cuando agua caliente, proveniente de industrias, es vertida al agua. El agua caliente contiene menos oxígeno disuelto que el agua más fría, lo cual provoca alteraciones graves en la estructura de las comunidades acuáticas.

## 6.2 CONCEPTO DE SOLUCIÓN QUÍMICA

Una solución es una **mezcla físicamente homogénea**, formada por dos o más sustancias que reciben el nombre de **solvente** y **soluto**.

**El solvente** es la sustancia que por lo general se encuentra en mayor proporción dentro de la disolución. Las soluciones más importantes son las acuosas, por lo tanto, el solvente más común es el agua.

**El soluto** es la sustancia que, por lo general, se encuentra en menor proporción dentro de la solución. Por ejemplo, en una solución acuosa de cloruro de sodio, el agua es el solvente y la sal es el soluto.

### 6.2.1 CLASES DE SOLUCIONES

Cualquier sustancia, sin importar el estado de agregación de sus moléculas, puede formar soluciones con otras. Según el estado físico en el que se encuentren las sustancias involucradas se pueden clasificar en sólidas, líquidas y gaseosas. También puede ocurrir que los

componentes de la solución se presenten en diferentes estados. Así, cuando uno de los componentes es un gas o un sólido y el otro es un líquido, el primero se denomina soluto y el segundo solvente.

*Tabla 11. tipos de soluciones.*

<b>SOLUCION</b>	<b>EJEMPLO</b>
Gas en gas	Aire
Líquido en gas	Aire húmedo
Sólido en gas	Humo
Gas en líquido	Bebidas gaseosas
Líquido en líquido	Agua de colonia
Sólido en líquido	Agua salada
Líquido en sólido	Arcilla
Sólido en sólido	Aleaciones

Las soluciones también se pueden clasificar según la cantidad de soluto que contienen, como:

- ✓ **Diluidas:** cuando contienen una pequeña cantidad de soluto, con respecto a la cantidad de solvente presente.
- ✓ **Saturadas o concentradas:** si la cantidad de soluto es la máxima que puede disolver el solvente a una temperatura dada.
- ✓ **Sobresaturadas:** si la cantidad de soluto es mayor de la que puede disolver el solvente a una temperatura dada. Este tipo de soluciones se consiguen cuando se logra disolver el soluto por encima de su punto de saturación y son muy inestables, por lo que,

frecuentemente, el soluto en exceso tiende a precipitarse al fondo del recipiente.

### 6.2.2 PROCESO DE DISOLUCIÓN

La incorporación de solvente y soluto para dar lugar a una solución, puede llevarse a cabo mediante un proceso químico o un proceso físico. Revisemos:

- ✓ **Disolución química:** en este caso, ocurre una reacción química entre soluto y solvente. Por ejemplo, cuando el zinc se disuelve en ácido clorhídrico, el primero se ioniza, mientras que el hidrógeno se reduce. Como resultado de esta interacción, las sustancias en solución son diferentes a aquellas que intervinieron originalmente.
- ✓ **Disolución física o solvatación:** en este caso no hay transformación de las sustancias involucradas, sino que la incorporación de soluto y solvente se lleva a cabo por fuerzas de atracción intermoleculares, como los puentes de hidrógeno o las interacciones dipolo-dipolo. Si el solvente es el agua, el proceso se denomina hidratación. Por ejemplo, al disolver cloruro de sodio en agua, este se ioniza, dando lugar a dos especies cargadas: el catión  $Na^{+1}$  el anión  $Cl^{-1}$ . Ambos iones se ven atraídos por los polos de las moléculas de agua, formando una especie de red.

## 6.3 SOLUBILIDAD

Existe un límite para la cantidad máxima de soluto soluble en un determinado solvente. A este valor que limita la cantidad de soluto que se puede disolver en determinada cantidad de solvente se le conoce

como **solubilidad**, y se define como **la máxima cantidad de un soluto que puede disolverse en una cantidad dada de un solvente, a una temperatura determinada.**

Por ejemplo, la solubilidad del cloruro de sodio en agua a 20 °C es de  $311\text{g}/L$  solución, lo que significa que a esta temperatura, un litro de agua puede contener como máximo, 311 g de NaCl.

### **6.3.1 FACTORES QUE DETERMINAN LA SOLUBILIDAD**

La cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de solvente, depende de los siguientes factores:

1. **Naturaleza del soluto y del solvente.** Una regla muy citada en química es: **lo semejante disuelve lo semejante**. En otras palabras, la solubilidad es mayor entre sustancias cuyas moléculas sean análogas, eléctrica y estructuralmente. Cuando existe semejanza en las propiedades eléctricas de soluto y solvente, las fuerzas intermoleculares son intensas, propiciando la disolución de una en otra. De acuerdo con esto, en el agua, que es una molécula **polar**, se pueden disolver solutos polares, como alcohol, acetona y sales inorgánicas. Así mismo, la gasolina, debido al carácter **apolar** de sus moléculas, disuelve solutos apolares como aceite, resinas y algunos polímeros.

#### **2. Temperatura**

En general, puede decirse que a mayor temperatura, mayor solubilidad. Así, es frecuente usar el efecto de la temperatura para obtener soluciones sobresaturadas. Sin embargo, esta regla no se

cumple, todas las situaciones. Por ejemplo, la solubilidad de los gases suele disminuir al aumentar la temperatura de la solución, pues, al poseer mayor energía cinética, las moléculas del gas tienden a volatilizarse. De la misma manera, algunas sustancias como el carbonato de litio ( $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ) son menos solubles al aumentar la temperatura.

### 3. **Presión**

La presión no afecta demasiado la solubilidad de sólidos y líquidos, mientras que tiene un efecto determinante en la de los gases. Un aumento en la presión produce un aumento de la solubilidad de gases en líquidos. Esta relación es de proporcionalidad directa. Por ejemplo, cuando se destapa una gaseosa, la presión disminuye, por lo que el gas carbónico disuelto en ella escapa en forma de pequeñas burbujas.

### 4. **Estado de subdivisión**

Este factor tiene especial importancia en la disolución de sustancias sólidas en solventes líquidos, ya que, cuanto más finamente dividido se encuentre el sólido, mayor superficie de contacto existirá entre las moléculas del soluto y el solvente. Con ello, se aumenta la eficacia de la solvatación. Es por eso que en algunas situaciones la trituración de los solutos facilita bastante la disolución.

## **6.4 LA CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES**

De acuerdo con la cantidad de soluto presente, tendremos soluciones diluidas, saturadas y sobresaturadas. Si bien podemos diferenciar una solución concentrada de una diluida, no podemos determinar



exactamente qué tan concentrada o diluida está. A continuación veremos cómo se cuantifica la cantidad de soluto presente en una solución, a través del concepto de concentración.

## 6.4.1 DEFINICIÓN DE CONCENTRACIÓN

La concentración de una solución expresa la **cantidad de soluto presente en una cantidad dada de solvente o de solución**. En términos cuantitativos, esto es, la relación o proporción matemática entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente o, entre soluto y solución. Esta relación suele expresarse en porcentaje.

### 6.4.1.1 UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

#### 6.4.1.1.1 UNIDADES FÍSICAS

- **Porcentaje referido a la masa:** relaciona la masa del **soluto**, en gramos, presente en una cantidad dada de **solución**. Teniendo en cuenta que el resultado se expresa como **porcentaje de soluto**, la cantidad patrón de solución suele tomarse como 100 g. La siguiente expresión resume estos conceptos:

$$\% \text{ en masa del soluto} = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) de solución}} \cdot 100\%$$

se expresa  $\% \frac{p}{p}$

Los gramos se simbolizan con la letra g minúscula y la unidad física porcentaje en peso o masa se representa con la letra p minúscula, slash y la letra p minúscula.

Por ejemplo, si se disuelven 10 g de NaCl en 90 g de agua, ¿cuál es el porcentaje en masa de la sal?

Primero se calcula la masa de la solución:

10 g de NaCl + 90 g de agua = 100 g de solución.

Luego remplazamos en la fórmula:

$$\% \text{ en masa de soluto} = \frac{10 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ g de solución}} \cdot 100 = 10\%$$

- **Porcentaje referido al volumen:** se refiere al **volumen de soluto**, en ml, presente en cada 100 ml de solución. La expresión que utilizamos para calcularlo es:

$$\% \text{ en volumen del soluto} = \frac{\text{volumen (v) de soluto}}{\text{volumen (v) de solución}} \cdot 100\%$$

se expresa %  $\frac{v}{v}$

Para simbolizar porcentaje volumen volumen, se escribe el símbolo de porcentaje seguido de la letra v un slash con otra letra v.

Por ejemplo, ¿cuántos ml de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) hay en 300 ml de una solución al 20% en volumen?

Una solución al 20% de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> significa que, por cada 100 ml de solución se tienen 20 ml de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Por tanto, si tenemos 300 ml de solución tendremos 60 ml de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, según la siguiente operación:

$$ml \text{ de } H_2SO_4 = \frac{20ml \text{ de } H_2SO_4 \cdot 300ml \text{ de solución}}{100ml \text{ solución}} = 60ml$$

- **Porcentaje masa-volumen:** representa la masa de soluto (en g) por cada 100 ml de solución. Se puede calcular según la expresión:

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen (v) de solución}} \cdot 100\%$$

se expresa  $\% \frac{p}{v}$

Por ejemplo, ¿cuál es el porcentaje p/v de una solución que contiene 20 gramos de KOH en 250 ml de solución? La información anterior nos indica que 250 ml de solución contienen 20 g de KOH. Por tanto, en 100 ml de solución habrá:

$$\frac{\% \text{ masa}}{\text{volumen}} = \frac{20gKOH}{250ml} \cdot 100$$

$$= 8\%$$

De donde, se obtiene que la cantidad de KO H presente equivale al 8%.

- **Partes por millón (ppm):** se representa con las letras minúsculas p, p y m. Para medir algunas concentraciones muy pequeñas, por ejemplo, las partículas contaminantes que eliminan los automotores o la cantidad de cloro o flúor presentes en el agua potable, se utiliza una unidad de concentración denominada **partes por millón (ppm)**, que mide las partes de soluto presentes en un millón de partes de solución. Para soluciones

sólidas se utilizan, por lo regular, las unidades  $mg/kg$  y para

soluciones líquidas,  $mg/L$

La siguiente expresión, permite calcular las partes por millón:

$$ppm = \frac{\text{mg de soluto}}{L}$$

también

$$ppm = \frac{\text{mg de soluto}}{kg}$$

Por ejemplo, ¿cuál será la concentración, en ppm, de una muestra de 350 ml de solución de fluoruro de sodio en agua, que contiene 0,00070 g de esta sal disuelta?

Primero se hace la conversión a las unidades requeridas en la fórmula:  
350 ml = 0,350 L de solución, y 0,00070 g = 0,70 mg.

Luego se aplica la fórmula:

$$\begin{aligned} ppm &= \frac{0,70 \text{ mg de soluto}}{0,350 L} \\ &= 2 ppm \end{aligned}$$

La solución contiene 2 ppm de NaF, que es equivalente a 2 mg por litro de solución.

#### 6.4.1.1.2 UNIDADES QUÍMICAS

- **Molaridad (M):** se representa con la letra M mayúscula, es la forma más usual de expresar la concentración de una solución. Se define como **el número de moles de soluto disueltos en un litro de solución**. Alternativamente, se puede expresar como milimoles de soluto disueltos en ml de solución. Matemáticamente se expresa así:

$$M = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

es decir,

$$M = \frac{n(\text{moles})}{V(L)}$$

- **Molalidad (m):** se representa con la letra m minúscula, indica la **cantidad de moles de soluto presentes en un kg (1.000 g) de solvente**. Cuando el solvente es agua, y debido a que la densidad de esta es  $1 \text{ g/ml}$ , 1 kg de agua equivale a un litro. La molalidad se calcula mediante la expresión:

$$m = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{kilogramos de solvente}}$$

es decir,

$$m = \frac{n(\text{moles})}{\text{Kg solvente}}$$

- **Normalidad (N):** se representa con la letra N mayúscula, se relaciona el número de equivalentes gramo o equivalentes

químicos de un soluto con la cantidad de solución, en litros. Se expresa como:

$$N = \frac{\text{número de equivalentes en gramo de soluto}}{\text{Volumen de la solución (L)}}$$

El concepto de equivalente gramo o equivalente químico ha sido desarrollado especialmente para referirse a ácidos y bases. Así, un equivalente gramo es la masa de sustancia (ácido o base) capaz de producir un mol de iones  $H^{+1}$  o  $OH^{-1}$ , según el caso. Para pasar de moles a gramos se emplean las masas moleculares de las sustancias involucradas. Por ejemplo, un mol de HCl, cuyo peso molecular es 36,5 g, se ioniza para producir un mol de  $H^{+1}$ , por tanto, el peso de un equivalente gramo (abreviado con las letras minúsculas p e q g) de HCl es 36,5 g. En el caso de ácidos o bases que generan más de un mol de  $H^{+1}$  o  $OH^{-1}$ , como por ejemplo, el  $H_2SO_4$  o el  $Al(OH)_3$ , el peso de un equivalente en gramo. Se calcula así:

$$\begin{aligned} 1 \text{ peqg de } H_2SO_4 &= \frac{\text{masa molecular del } H_2SO_4}{2H} \\ &= \frac{98g}{2} \\ &= 49,0g \end{aligned}$$

En cuanto al hidróxido de aluminio, 1 p eqg es igual a 26 g, que es la tercera parte de su masa molecular. Dado que un ácido y una

base reaccionan, a través de la neutralización mutua de los iones  $H^{+1}$  o  $OH^{-1}$ , para producir las sales correspondientes y agua; el concepto de equivalente también se aplica para las sales.

### EJEMPLOS:

**1. Si se disuelven 10 g de potasa cáustica (KOH) en 450 ml de agua, ¿cuál es la concentración molar de la solución?**

De la expresión  $m = \frac{n \text{ soluto}}{Kg \text{ solvente}}$ , conocemos solamente la cantidad

de solvente, la cual está expresada en unidades de volumen. Siendo la densidad del agua 1,0 g/ml, podemos decir que los 450 ml de agua equivalen a 450 g de la misma, que equivalen a 0,450 kg. Calculemos ahora la cantidad de moles de KOH presentes en la solución: Si un mol de KOH equivale a 56 g, entonces, los 10 g de KOH contendrán:

$$\text{Moles KOH} = \frac{10 \text{ g KOH} \cdot 1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} = 0,17$$

Ahora sí podemos aplicar la fórmula, para obtener la molaridad:

$$m = \frac{0,17 \text{ mol KOH} \cdot 1 \text{ mol KOH}}{0,450 \text{ kg}} = 0,39 \text{ molal}$$

Como es fácil comprobar, a partir de la expresión de molaridad se pueden realizar cálculos sobre el número de moles o kg de soluto, así como g de solvente.

Un punto muy importante de aclarar es que al preparar una solución molal debemos agregar en el recipiente, primero la masa o volumen indicado de solvente y luego, en pequeñas adiciones, la totalidad del soluto. Caso contrario, se hace al preparar una solución molar, en donde, primero se coloca en el recipiente adecuado la totalidad del soluto y luego en pequeñas adiciones se deposita el solvente, hasta completar el volumen de solución previamente determinado.

**2. ¿Cuál será la normalidad de una solución de NaOH que contiene 8 g de NaOH en 200 ml de solución?**

En primer lugar vamos a calcular el peso equivalente gramo del NaOH:

$$\begin{aligned} 1 \text{ peqg de } NaOH &= \text{masa molar del } \frac{NaOH}{1 OH} \\ &= \frac{40g}{1} \\ &= 40g \end{aligned}$$

Como se tienen 8 g de NaOH, entonces el número de equivalentes presentes será:

$$\begin{aligned} No. \text{peqg de } NaOH &= \frac{8g NaOH \cdot 1eqNaOH}{40g} \\ &= 0,20 \end{aligned}$$

Ahora expresamos el volumen de solución en litros así:



$$V \text{ de solución}(L) = \frac{200 \cdot 1L}{1000ml} = 0,200L$$

Remplazando en la formula, de normalidad tenemos:

$$N = \frac{0,20eqg}{0,200L} = 1N$$

La concentración normal de la solución es (1N).

**3. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) están contenidos en 500 ml de solución 0,50 N de ácido?**

De la expresión:

$$N = \frac{\text{número de equivalent es en gramo de soluto}}{\text{Volumen de la solución (L)}}$$

Conocemos la normalidad y el volumen de la solución. Luego, para dar solución a este problema debemos:

- Calcular el No. de pesos equivalentes gramo de ácido.
- Expresar los pesos equivalentes gramo en gramos de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Si:

$$N = \frac{\text{Número de peqg de ácido}}{V \text{ de ácido}}$$

Entonces, se tiene que:

$$0,5 = \frac{\text{Número de peqg de ácido}}{0,500 \text{ L de solución}}$$

$$0,25 = \text{Número de peqg de ácido}$$

- c. Ahora transformamos los 0,25 peqg de ácido en gramos de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Recordemos que un peso equivalente gramo de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  equivale a 49 g, entonces:

$$\begin{aligned} \text{gde } H_2SO_4 &= \frac{0,25 \text{ peqg} \cdot 49 \text{ gde ácido}}{1 \text{ peqg}} \\ &= 12,25 \text{ g} \end{aligned}$$

4. **¿Cuál es el volumen de HCl concentrado, con una densidad de 1,19 g/mL y 38% de HCl, en masa, necesarios para preparar un litro de solución 0,1 N?**

Para resolver este problema es necesario realizar varios pasos o etapas:

De la expresión:

$$\text{a. } N = \frac{\text{Número de peqg de ácido}}{V \text{ de ácido}}$$

Conocemos la normalidad y el volumen, por lo tanto debemos calcular el No. de peqg de ácido.

- a. Luego transformamos el número de peqg de HCl en gramos de HCl.
- b. La información suministrada por el problema nos da la concentración inicial del ácido (38% en masa). Por tanto, debemos realizar los ajustes correspondientes.
- c. A continuación, se debe calcular el volumen de HCl, a partir de la densidad del ácido.

Desarrollando cada punto, tenemos:

$$a. \quad N = \frac{\text{Número de peqg de HCl}}{V \text{ de solución (L)}}$$

De donde obtenemos que:

$$0,1 = \frac{\text{Número de peqg de HCl}}{1,0L}$$

Despejando:

$$0,1eqg / L \cdot 10L = 0,1eqg$$

- b. Expresamos los equivalentes de HCl en gramos de HCl, teniendo en cuenta que 1 peqg de HCl es igual a 36,5 g (masa molecular):

$$g \text{ de HCl} = \frac{0,1 \text{ peqg HCl} \cdot 36,5g}{1 \text{ peqg HCl}} = 3,65g$$

- a. Si el ácido del cual partimos para preparar la solución tuviera una concentración del 100%, la cantidad de HCl necesaria sería de

3,65 g. Dado que el HCl disponible está al 38%, vamos a necesitar una mayor cantidad de ácido, según el siguiente cálculo:

$$g \text{ de HCl (al 38\%)} = \frac{3,65g\text{HCl} \cdot 100\%}{38\%} = 9,60g$$

Esto quiere decir que en realidad necesitamos 9,60 g de HCl del 38% para preparar la solución solicitada.

- b. Como el HCl es un líquido debemos expresar la cantidad de HCl en unidades de volumen, para ello nos basamos en la densidad de la sustancia, según la expresión:

De la expresión,

$$D = \frac{m}{V}$$

De donde tenemos:

$$1,19 \text{ g/ml} = \frac{9,60g\text{deHCl}}{V\text{deHCl}}$$

$$\text{volumen del ácido} = 8,06\text{ml}$$

Por lo tanto, para preparar un litro de solución 0,1 N, necesitamos 8,06 ml de HCl al 38%.

Ahora se analizará otra de las unidades químicas de concentración llamada fracción molar.

- **Fracción molar (X):** expresa el **número de moles de un componente de la solución, en relación con el número total de moles**, incluyendo todos los componentes presentes.

Se calcula mediante la expresión:

$$X_A = \frac{\text{número de moles de A}}{\text{número de moles totales de la solución}}$$

$$X_B = \frac{\text{número de moles de B}}{\text{número de moles totales de la solución}}$$

Para una solución de dos componentes, llamando  $n_A$  y  $n_B$  al número de moles de A y B, la expresión matemática es:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

La suma de las fracciones molares de una solución es igual a uno.

$$X_{TOTAL} = X_A + X_B$$

## 6.5 DILUCIONES

Los reactivos disponibles en el laboratorio se encuentran, por lo general, en forma de sólidos o en soluciones comerciales muy concentradas (cerca al 100%). Con cierta frecuencia, es necesario preparar soluciones menos concentradas, a partir de estos materiales, para lo cual debemos diluirlas. Al diluir el volumen del solvente, aumenta el de la solución, mientras que el número total de moles o de moléculas del soluto permanece igual. Esto significa, que el número de moléculas o de moles del soluto al principio y al final, es el mismo. Lo más común es que las concentraciones de las sustancias se encuentren expresadas como molaridad. Si partimos de una solución inicial  $n_1 = M_1 \times V_1$ , para obtener una segunda solución  $n_2 = M_2 \times V_2$ , debe cumplirse que el número inicial de moles sea igual al número final de moles ( $n_1 = n_2$ ). De ahí deducimos que  $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$ . Esta expresión es la clave para determinar el volumen final,  $V_2$ , o la concentración final,  $M_2$ , según sea el caso.

Cuando la concentración de la solución se expresa como normalidad, podemos basarnos en una generalización de la expresión anterior:

$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$  en donde  $C$  indica la concentración de la solución.

### Ejemplos:

1. Una solución contiene 5,8 g de NaCl y 100 g de H<sub>2</sub>O. Determina la fracción molar del agua y de la sal. Determinamos el número de moles de NaCl y de H<sub>2</sub>O:

$$n_{NaCl} = \frac{5,8 \text{ g de NaCl} \cdot 1 \text{ mol de NaCl}}{58,5 \text{ g de NaCl}} = 0,09 \text{ mol}$$

$$n_{H_2O} = \frac{100 \text{ g de } H_2O \cdot 1 \text{ mol de } H_2O}{18 \text{ g de } H_2O} = 5,55 \text{ mol}$$

La fracción molar de cada componente es:

$$X_{NaCl} = \frac{0,09}{0,09 + 5,55} = 0,015$$

$$X_{H_2O} = \frac{0,55}{0,09 + 5,55} = 0,985$$

La fracción molar total de la solución es:

$$X_{total} = X_{NaCl} + X_{H_2O}$$

$$0,015 + 0,985 = 1$$

2. Calcula el volumen final de una solución 0,5 M a partir de 300 ml de HCl 2,0 M. Calculamos el volumen final de la solución V2, a partir de la expresión,  $M1 \times V1 = M2 \times V2$

Despejando:

$$\frac{M1 \times V1}{M2} = V2$$

Y reemplazando:

$$V_2 = \frac{2,0M \cdot 300ml}{0,5M} = 1200ml$$

El volumen final de la solución son 1200 mililitros que expresado en litros es 1,2 litros.

## 6.6 ACTIVIDAD

1. En el laboratorio de ciencias se desea preparar una solución 0,5 M de  $\text{KMnO}_4$ . Explica el procedimiento y las cantidades requeridas para la preparación de 100 ml de esta solución.
2. Expresa en molaridad (M), normalidad (N), partes por millón (ppm), fracción molar (X) y molalidad (m) la concentración de una solución que contiene 50 g de NaCl en 2 L de agua.
3. La concentración de una solución expresa la cantidad de soluto presente en una cantidad determinada de solución o solvente. Explica el significado de las siguientes concentraciones:
  - a. Solución de NaCl al 10% (  $p/p$  ) peso a peso
  - b. Solución de HCl 2 (M) Molar.
  - c. Solución de LiOH 5,5 (m) molal.
  - d. Solución de KCl 7 (N) Normal.
4. Se disuelven 80 g de cloruro de sodio en agua hasta obtener un litro de solución. Si la solución tiene una densidad de  $1,5 \text{ g/mL}$  , expresa la concentración de esta solución en % peso a peso, molaridad (M) y normalidad (N)



5. Calcula el número de gramos de agua que deben añadirse a 8,5 g de cloruro de potasio para preparar una solución acuosa de 12% peso a peso.
6. La información de la siguiente tabla corresponde a la solubilidad de diferentes sustancias en el agua de acuerdo con la temperatura:

*Tabla 12. Solubilidad de diversas sustancias a diferentes temperaturas, en cada 100 gramos de agua*

<b>Soluto</b>	<b>0°C</b>	<b>20°C</b>	<b>50°C</b>	<b>100°C</b>
NaCl	35,7	36	37	39,8
K N O <sub>3</sub>	13,3	32	85,5	246
C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub>	180	220	256	285

- a. Explica qué solubilidad presenta el NaCl y el KNO<sub>3</sub> a 50 °C en comparación con la sacarosa en la misma temperatura.
- b. Determina la concentración molar de la solución de KNO<sub>3</sub> a 45 °C
- c. Explica cómo se afecta la concentración de una solución con la variación de la temperatura.
7. Las disoluciones acuosas son mezclas en la cuales el agua es el disolvente y aparece en mayor proporción que los solutos. Los seres humanos producen en forma natural la saliva, la orina, el sudor, las lágrimas y el plasma sanguíneo. Explica por qué estas secreciones son consideradas como disoluciones acuosas.

8. Expresa la concentración molar para cada una de las siguientes sustancias:
- 10 g de KCl en 2 L de solución.
  - 24 g de  $O_2$  en 300ml de solución.
9. Calcula la cantidad de masa de cada uno de los siguientes solutos para realizar la preparación de la correspondiente solución:
- 250 ml de solución acuosa 0,015 M de  $H_2SO_4$ .
  - Una cantidad cualquiera de solución acuosa 1 M de  $NH_3$  y 0,05 M de  $(NH_4)_2S$ .
10. Halla la concentración normal (N) de 200 ml de una solución acuosa 1,8 M de  $H_2SO_4$ .
11. Calcula la fracción molar (X) de una solución sólida de 150 g de Fe en 250 g de Cu.
12. Establece algunas diferencias entre:
- Molaridad y molalidad.
  - Molaridad y normalidad.
  - Porcentaje en masa y porcentaje en volumen.

## **7 BIBLIOGRAFÍA**

- Carrillo C. Esteban. (2004). Contextos Naturales 9. Bogotá: editorial Santillana.
- Carrillo, C. Esteban. (2010). Hipertexto química 1. Bogotá: editorial Santillana.
- Carrillo, C. Esteban. (2010). Hipertexto ciencias 9. Bogotá: editorial Santillana.
- Bautista, M. Salazar F. (2010). Hipertexto física 1. Bogotá: editorial Santillana.