



La educación
es de todos

Mineducación



QUÍMICA

Guía de Apoyo Educativo en el área de
Ciencias Naturales

Grado 10° de educación media

Temas

Estados de agregación de la materia. El lenguaje de la química
Las soluciones. Cinética química. Equilibrio químico

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 decimo 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 decimo 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 décimo 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 décimo, 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.

- 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.*

TABLA DE CONTENIDO

1	<i>SIMBOLOS QUÍMICOS DE APOYO PARA LA LECTURA DEL DOCUMENTO</i>	7
2	<i>ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA</i>	37
2.1	Fuerzas de atracción entre moléculas	37
2.1.1	Los gases	41
2.1.2	Los líquidos	45
2.1.3	Los sólidos.....	47
2.1.4	actividad	50
2.2	los gases	54
2.2.1	Teoría cinética de los gases	56
2.2.2	leyes de los gases	59
2.2.3	ACTIVIDAD	78
3	<i>EL LENGUAJE DE LA QUÍMICA</i>	80
3.1	Número de oxidación	81
3.2	funciones químicas inorgánicas y su nomenclatura.....	81
3.2.1	Función óxido.....	82
3.2.2	Función hidróxido	87
3.2.3	Función ácido.....	88
3.2.4	Función sal	90
3.2.5	Función hidruro	93
3.2.6	Peróxidos y fluoruros	93
3.3	REACCIONES QUIMICAS.....	94
3.3.1	Las ecuaciones químicas.....	95

3.4 reacciones químicas y la energía.....	98
3.4.1 Calor de reacción.....	99
3.4.2 Unidades para expresar la energía en una reacción.....	100
3.4.3 Intercambios de calor en las reacciones	101
3.4.4 clasificación de las reacciones químicas	102
3.5 Estequiometría.....	107
3.5.1 Estequiometría, cálculo a partir de reacciones químicas.....	108
1.1.1 Reactivo límite	123
3.5.2 estequiometría y rendimiento	132
4 LAS SOLUCIONES QUÍMICAS	135
4.1 el agua y las soluciones químicas.....	135
4.1.1 Estructura y composición.....	135
4.1.2 Propiedades físicas	136
4.1.3 Propiedades químicas.....	137
4.1.4 Contaminación del agua	139
4.2 Concepto de solución química	140
4.2.1 Clases de soluciones	141
4.2.2 Proceso de disolución	142
4.3 Solubilidad	143
4.3.1 Factores que determinan la solubilidad.....	143
4.4 La concentración de las soluciones	145
4.4.1 Definición de concentración	145
4.5 Diluciones	158
4.6 Propiedades coligativas de las soluciones y de los coloides	160

4.6.1 Propiedades coligativas de las soluciones.....	161
4.6.2 Propiedades coligativas de los coloides.....	169
4.7 actividad	173
5 CINÉTICA QUÍMICA	176
5.1 Velocidad de reacción	176
5.1.1 Conceptos básicos	177
5.1.2 Ecuación de velocidad	182
5.1.3 Factores que afectan la velocidad de reacción	185
5.2 actividad	190
6 EQUILIBRIO QUÍMICO	191
6.1 Reacciones reversibles.....	191
6.2 equilibrio dinámico	192
6.3 Ley de acción de masas.....	193
6.4 La constante de equilibrio	193
6.4.1 Significado de la constante de equilibrio	195
6.4.2 Cálculo de la constante de equilibrio	198
6.4.3 Cálculo de las concentraciones en el equilibrio.....	201
6.5 Clases de equilibrio químico.....	203
6.6 Factores que afectan el equilibrio	206
6.6.1 Principio de Le Châtelier	207
6.6.2 Efecto de la concentración	207
6.6.3 Efecto de la temperatura	208
6.6.4 Efecto de la presión	208

6.6.5 Aplicaciones del principio de Le Châtelier	209
--------------------------------------------------------	-----

7 BIBLIOGRAFÍA

214

IMAGEN 1. ESTRUCTURA MOLECULAR DE LOS SÓLIDOS	38
IMAGEN 2. ESTRUCTURA MOLECULAR DE LOS LÍQUIDOS.	39
IMAGEN 3. ESTRUCTURA MOLECULAR DE LOS GASES.	40
IMAGEN 4. EL MODELO PROPUESTO POR LA TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES.	58
IMAGEN 5. GRAFICA DE LA REPRESENTACIÓN DE LA LEY DE BOYLE . ..	60
IMAGEN 6. GRAFICA DE LA VARIACIÓN DEL VOLUMEN FRENTE A LA TEMPERATURA SEGÚN LEY DE CHARLES.	64
IMAGEN 7. GRAFICA DE LA RELACIÓN ENTRE LA TEMPERATURA Y LA PRESIÓN A TEMPERATURA CONSTANTE (LEY DE GAY LUSSAC).	66
IMAGEN 8. MODELO EXPLICATIVO DE LA LEY DE DALTON	70
IMAGEN 10. EJEMPLO DE LA COLISIÓN DE PARTÍCULAS.	180
IMAGEN 11. CONSTANTE DE EQUILIBRIO MAYOR A UNO.	196
IMAGEN 12. CONSTANTE DE EQUILIBRIO MENOR A UNO.	197
IMAGEN 13. CONSTANTE DE EQUILIBRIO IGUAL A UNO.	198
 TABLA 1. COMPLETAR LA CLASIFICACIÓN Y PROPIEDADES DE ALGUNOS CRISTALES.	53
TABLA 2. MAGNITUDES UTILIZADAS PARA LOS GASES	56
TABLA 4. REGLAS DE NOMENCLATURA IUPAC Y STOCK PARA ÓXIDOS DE CLORO.	85
TABLA 5. SÍMBOLOS DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS.	97
TABLA 6. TIPOS DE SOLUCIONES.	141
TABLA 7. TIPOS DE SOLUCIONES COLOIDALES Y SUS EJEMPLOS.	169

TABLA 8.SOLUBILIDAD DE DIVERSAS SUSTANCIAS A DIFERENTES TEMPERATURAS, EN CADA 100 GRAMOS DE AGUA.....	174
TABLA 9. VALORES EXPERIMENTALES DE CONCENTRACIÓN EN MOLES POR LITRO PARA CALCULAR LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO	199
TABLA 10. CALCULO DE CONCENTRACIONES EN EQUILIBRIO.	201

1 SIMBOLOS QUÍMICOS DE APOYO PARA LA LECTURA DEL DOCUMENTO

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

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

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
<u>Iridio</u>	Ir	I mayúscula con r minúscula
<u>Itrio</u>	Y	Y mayúscula
<u>Kriptón</u>	Kr	K mayúscula con r minúscula
<u>Lantano</u>	La	L mayúscula con a minúscula
<u>Lawrencio</u>	Lr	L mayúscula con r minúscula
<u>Litio</u>	Li	L mayúscula con i minúscula
<u>Lutecio</u>	Lu	L mayúscula con u minúscula
<u>Magnesio</u>	Mg	M mayúscula con g minúscula
<u>Manganeso</u>	Mn	M mayúscula con n minúscula
<u>Mendelevio</u>	Md	M mayúscula con d minúscula
<u>Mercurio</u>	Hg	H mayúscula con g minúscula
<u>Molibdeno</u>	Mo	M mayúscula con o minúscula
<u>Neodimio</u>	Nd	N mayúscula y d minúscula
<u>Neón</u>	Ne	N mayúscula con e minúscula
<u>Neptunio</u>	Np	N mayúscula con p minúscula
<u>Niobio</u>	Nb	N mayúscula con b minúscula
<u>Níquel</u>	Ni	N mayúscula con i minúscula
<u>Nitrógeno</u>	N	N mayúscula
<u>Nobelio</u>	No	N mayúscula con o minúscula

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
<u>Oro</u>	Au	A mayúscula con u minúscula
<u>Osmio</u>	Os	O mayúscula con s minúscula
<u>Oxígeno</u>	O	O mayúscula
<u>Paladio</u>	Pd	P mayúscula con d minúscula
<u>Plata</u>	Ag	A mayúscula con g minúscula
<u>Platino</u>	Pt	P mayúscula con t minúscula
<u>Plomo</u>	Pb	P mayúscula con b minúscula
<u>Plutonio</u>	Pu	P mayúscula con u minúscula
<u>Polonio</u>	Po	P mayúscula con o minúscula
<u>Potasio</u>	K	K mayúscula
<u>Radio</u>	Ra	R mayúscula con a minúscula
<u>Radón</u>	Rn	R mayúscula con n minúscula
<u>Renio</u>	Re	R mayúscula con e minúscula
<u>Rodio</u>	Rh	R mayúscula con h minúscula
<u>Rubidio</u>	Rb	R mayúscula con b minúscula
<u>Rutenio</u>	Ru	R mayúscula con u minúscula
<u>Rutherfordio</u>	Rf	R mayúscula con f minúscula
<u>Samario</u>	Sm	S mayúscula con m minúscula
<u>Selenio</u>	Se	S mayúscula con e minúscula

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
<u>Sílice</u>	Si	S mayúscula con i minúscula
<u>Sodio</u>	Na	N mayúscula con a minúscula
<u>Talio</u>	Tl	T mayúscula con l minúscula
<u>Tantalio</u>	Ta	T mayúscula con a minúscula
<u>Tecnecio</u>	Tc	T mayúscula con c minúscula
<u>Teluro</u>	Te	T mayúscula con e minúscula
<u>Titanio</u>	Ti	T mayúscula con e minúscula
<u>Torio</u>	Th	T mayúscula con h minúscula
<u>Uranio</u>	U	U mayúscula
<u>Vanadio</u>	V	V mayúscula
<u>Wolframio</u>	W	W mayúscula
<u>Xenón</u>	Xe	X mayúscula con e minúscula
<u>Zinc</u>	Zn	Z mayúscula con n minúscula
<u>Zirconio</u>	Zr	Z mayúscula con r minúscula
Cloruro de Sodio	NaCl	Símbolo del sodio con del cloro
Ácido Clorhídrico	HCl	Símbolo del hidrógeno con del cloro
Ácido Sulfúrico	H₂SO₄	Símbolo del hidrógeno subíndice 2, símbolo del azufre con símbolo del oxígeno subíndice 4

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Cloruro de Sodio	NaCl	Símbolo del sodio con del cloro
Ácido Clorhídrico	HCl	Símbolo del hidrógeno con del cloro
Ácido Sulfúrico	H₂SO₄	Símbolo del hidrógeno subíndice 2, símbolo del azufre con símbolo del oxígeno subíndice 4
Hidróxido Ferroso	Fe(OH)₂	Símbolo del hierro entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 2
Hidróxido Sodio	NaOH	Símbolo del sodio símbolo del oxígeno y símbolo de hidrógeno
Hidróxido Aluminio	Al(OH)₃	Símbolo del aluminio entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 3
Hidróxido Mercúrico	Hg(OH)₂	Símbolo del mercurio entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 2
Hidróxido Potasio	KOH	Símbolo del potasio, símbolo del oxígeno y símbolo de hidrógeno
Hidróxido Plúmbico	Pb(OH)₄	Símbolo del plomo entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 4
Hidróxido de berilio	Be(OH)₂	Símbolo del berilio entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 2
Hidróxido de cinc	Zn(OH)₂	Símbolo del hierro entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 2
Hidróxido Cuproso	CuOH	Símbolo del cobre, símbolo del oxígeno y símbolo de hidrógeno

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Hidróxido Cobáltico	Co(OH)₃	Símbolo del cobalto entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 3
Hidróxido de bario	Ba(OH)₂	Símbolo del bario entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 2
Hidróxido Auroso	AuOH	Símbolo del oro, símbolo del oxígeno y símbolo de hidrógeno
Hidróxido Platínico	Pt(OH)₄	Símbolo del platino entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 4
Hidróxido de calcio	Ca(OH)₂	Símbolo del calcio entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 2
Hidróxido Áurico	Au(OH)₃	Símbolo del oro entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 3
Hidróxido Plumboso	Pb(OH)₂	Símbolo del plomo entre paréntesis O H y fuera de él subíndice 2
Hidróxido argéntico	AgOH	Símbolo de la plata, símbolo del oxígeno y símbolo de hidrógeno
Ácido nitroso	HNO₂	Símbolo del hidrógeno, símbolo del nitrógeno, símbolo del oxígeno con subíndice 2
Ácido brómico	HBrO₃	Símbolo del hidrógeno, símbolo del Bromo, símbolo del oxígeno con subíndice 3
Ácido perclórico	HClO₄	Símbolo del hidrógeno, símbolo del cloro, símbolo del oxígeno con subíndice 4

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Ácido hipocloroso	HClO	Símbolo del hidrógeno, símbolo del cloro, símbolo del oxígeno
Ácido sulfuroso	H₂SO₃	Símbolo del hidrógeno, símbolo del azufre, símbolo del oxígeno con subíndice 3
Ácido sulfúrico	H₂SO₄	Símbolo del hidrógeno, símbolo del azufre, símbolo del oxígeno con subíndice 4
Ácido hiposulfuroso	H₂SO₂	Símbolo del hidrógeno, símbolo del azufre, símbolo del oxígeno con subíndice 2
Óxido de sodio	Na₂O	Símbolo del sodio con subíndice dos y símbolo del oxígeno
Óxido de magnesio	MgO	Símbolo del magnesio con símbolo del oxígeno
Óxido de calcio	CaO	Símbolo del calcio con símbolo del oxígeno
Óxido de litio	Li₂O	Símbolo del litio con subíndice dos con símbolo del oxígeno
Óxido de plata	Ag₂O	Símbolo de la plata con subíndice 2 y el símbolo del oxígeno
Óxido de hierro(II)	FeO	Símbolo del hierro con símbolo del oxígeno
Óxido de hierro(III)	Fe₂O₃	Símbolo del hierro con subíndice 2 con símbolo del oxígeno con subíndice 3

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Óxido de cromo(VI)	CrO₃	Símbolo del cromo seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 3
Óxido de titanio(IV)	TiO₂	Símbolo del titanio seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 2
Óxido de cobre(I)	Cu₂O	Símbolo del cobre con subíndice dos y símbolo del oxígeno
Óxido de cobre(II)	CuO	Símbolo del cobre y símbolo del oxígeno
Óxido de cinc	ZnO	Símbolo del cinc y símbolo del oxígeno
Oxido hipocloroso	Cl₂O	Símbolo del cloro con subíndice dos y símbolo del oxígeno
Oxido cloroso	Cl₂O₃	Símbolo del cloro con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 3
Oxido clórico	Cl₂O₅	Símbolo del cloro con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 5
Oxido perclórico	Cl₂O₇	Símbolo del cloro con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 7
Oxido hiposulfuroso	SO	Símbolo del azufre y símbolo del oxígeno
Oxido sulfuroso	SO₂	Símbolo del azufre seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 2
Oxido sulfúrico	SO₃	Símbolo del azufre seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 3
Dióxido de carbono	CO₂	Símbolo del carbono seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 2

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
	CO	Símbolo del carbón y símbolo del oxígeno
Dióxido de silicio	SiO₂	Símbolo del silicio seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 2
Monóxido de di yodo	I₂O	Símbolo del yodo con subíndice dos y símbolo del oxígeno
Pentóxido de di yodo	I₂O₅	Símbolo del yodo con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 5
Trióxido de di nitrógeno	N₂O₃	Símbolo del nitrógeno con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 3
Monóxido de di nitrógeno	N₂O	Símbolo del nitrógeno con subíndice dos y símbolo del oxígeno
Pentóxido de di nitrógeno	N₂O₅	Símbolo del nitrógeno con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 5
Trióxido de manganeso	MnO₃	Símbolo del manganeso seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 3
Dióxido de manganeso	MnO₂	Símbolo del manganeso seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 2
Monóxido de di fósforo	P₂O	Símbolo del fósforo con subíndice dos y símbolo del oxígeno
Trióxido de di fósforo	P₂O₃	Símbolo del fósforo con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 3
Pentóxido de di fósforo	P₂O₅	Símbolo del fósforo con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 5

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Trióxido de selenio	SeO₃	Símbolo del selenio seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 3
Trióxido de arsénico	As₂O₃	Símbolo del arsénico con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 3
Sacarosa	C₁₂H₂₂O₁₁	Símbolo del carbono con subíndice 12, seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice 22 seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 11
glucosa	C₆H₁₂O₆	Símbolo del carbono con subíndice 6, seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice 12 seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 6
Metano	CH₄	Símbolo del carbono seguido del símbolo del hidrógeno, seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 4
Peróxido de hidrógeno	H₂O₂	Símbolo del hidrogeno con subíndice 2 seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 2
Agua	H₂O	Símbolo del hidrogeno con subíndice 2 seguido del símbolo del oxigeno
Bromo diatómico	Br₂	Símbolo del bromo con subíndice 2
Hidrógeno diatómico	H₂	Símbolo del hidrógeno con subíndice 2
Nitrógeno diatómico	N₂	Símbolo del nitrógeno con subíndice 2

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Oxígeno diatómico	O₂	Símbolo del oxígeno con subíndice 2
Flúor diatómico	F₂	Símbolo del flúor con subíndice 2
Cloro diatómico	Cl₂	Símbolo del cloro con subíndice 2
Yodo diatómico	I₂	Símbolo del yodo con subíndice 2
Número Atómico	Z	Z mayúscula
Masa Atómica	A	A mayúscula
Número de Neutrones	N	N mayúscula
Unidad de Masa Atómica	u.m.a	U minúscula, m minúscula y a minúscula
Kilogramos	Kg	K mayúscula seguida de una g minúscula.
Kilo calorías	Kcal	K mayúscula y la palabra cal en minúscula
Grados centígrados	°C	El símbolo de grados seguido de la letra C mayúscula
Grados Fahrenheit	°F	El símbolo de grados seguido de la letra C mayúscula
Gramos	g	g minúscula
Borato de sodio	Na₃BO₃	Símbolo del sodio subíndice tres, seguido del símbolo del boro y el símbolo del oxígeno con subíndice tres

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Bromato de potasio	KBrO₃	Símbolo del potasio seguido del símbolo del bromo y el símbolo oxígeno con subíndice tres
Bromato Ferroso	Fe(BrO₃)₂	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	Ba(BrO₂)₂	Símbolo del bario seguido de u paréntesis que contiene el símbolo del bromo y el símbolo del oxígeno el cual lleva subíndice dos, y fuera del paréntesis el subíndice dos
Bromito de litio	LiBrO₂	Símbolo de litio seguido delo símbolo del bromo y el símbolo del oxígeno con subíndice dos.
Bromuro de magnesio	MgBr₂	Símbolo del magnesio seguido del símbolo de bromo con subíndice dos
Bromuro de sodio	NaBr	Símbolo del sodio seguido del símbolo del bromo
Carbonato de bario	BaCO₃	Símbolo del bario seguido del símbolo del carbono y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres.
Carbonato de berilio	BeCO₃	Símbolo del berilio seguido del símbolo del carbono y el oxígeno el cual tiene subíndice tres.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Carbonato de calcio	CaCO₃	Símbolo del calcio seguido del símbolo del carbono y el oxígeno +el cual lleva subíndice tres.
Carbonato de litio	Li₂CO₃	Símbolo del litio seguido del símbolo del carbono y el oxígeno con subíndice tres.
Carbonato de magnesio	MgCO₃	Símbolo del magnesio seguido del símbolo del carbono y el oxígeno con subíndice tres.
Carbonato de potasio	K₂CO₃	Símbolo del potasio seguido del símbolo del carbono y el oxígeno con subíndice tres.
Carbonato de sodio	Na₂CO₃	Símbolo del sodio seguido del símbolo del carbono y el oxígeno con subíndice tres.
Carbonato Férrico	Fe₂(CO₃)₃	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	FeCO₃	Símbolo del hierro seguido del símbolo del carbono y el oxígeno con subíndice tres.
Carbonato ácido de potasio	KHCO₃	Símbolo del potasio seguido del símbolo del hidrógeno luego el del carbono y por último el oxígeno con subíndice tres.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Carbonato ácido de sodio	NaHCO₃	Símbolo del sodio seguido del símbolo del hidrógeno luego el del carbono y por último el oxígeno con subíndice tres.
Clorato de potasio	KClO₃	Símbolo del potasio seguido del símbolo del cloro y el oxígeno con subíndice tres.
Clorato de sodio	NaClO₃	Símbolo del sodio seguido del símbolo del cloro y el oxígeno con subíndice tres.
Clorito de litio	LiClO₂	Símbolo del litio seguido del símbolo del cloro y el oxígeno con subíndice dos.
Clorito de sodio	NaClO₂	Símbolo del sodio seguido del símbolo del cloro y el oxígeno con subíndice dos.
Cloruro Cúprico	CuCl₂	Símbolo del cobre seguido del símbolo del cloro con subíndice dos.
Cloruro Cuproso	CuCl	Símbolo del cobre seguido del símbolo del cloro
Cloruro de bario	BaCl₂	Símbolo del bario seguido del símbolo del cloro con subíndice dos.
Cloruro de calcio	CaCl₂	Símbolo del calcio seguido del símbolo del cloro con subíndice dos.
Cloruro de cinc	ZnCl₂	Símbolo del cinc seguido del símbolo del cloro con subíndice dos.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Cloruro de litio	LiCl	Símbolo del litio seguido del símbolo del cloro
Cloruro de magnesio	MgCl₂	Símbolo del magnesio seguido del símbolo del cloro con subíndice dos.
Cloruro de plata	AgCl	Símbolo de la plata seguido del símbolo del cloro
Cloruro de potasio	KCl	Símbolo del potasio seguido del símbolo del cloro
Cloruro de sodio	NaCl	Símbolo del sodio seguido del símbolo del cloro
Cloruro Férrico	FeCl₃	Símbolo del hierro seguido del símbolo del cloro con subíndice tres.
Cloruro Ferroso	FeCl₂	Símbolo del hierro seguido del símbolo del cloro con subíndice dos.
Cloruro Manganoso	MnCl₂	Símbolo del manganeso seguido del símbolo del cloro con subíndice dos.
Cloruro mercúrico	HgCl₂	Símbolo del mercurio seguido del símbolo del cloro con subíndice dos.
Cloruro Mercurioso	HgCl	Símbolo del mercurio seguido del símbolo del cloro.
Cromato de potasio	K₂CrO₄	Símbolo del potasio con subíndice dos, seguido del símbolo del cromo y el símbolo del oxígeno con subíndice cuatro.
Dicromato de potasio	K₂Cr₂O₇	Símbolo del potasio con subíndice dos, seguido del símbolo del cromo

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

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Metafosfato de sodio	NaPO₃	Símbolo del sodio seguido del símbolo del fosforo y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres.
Metafosfito de sodio	NaPO₂	Símbolo del sodio seguido del símbolo del fosforo y el oxígeno el cual tiene un subíndice dos.
Nitrato Cúprico	Cu(NO₃)₂	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	CuNO₃	Símbolo del cobre seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres.
Nitrato de aluminio	Al(NO₃)₃	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	Ba(NO₃)₂	Símbolo del bario seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres. Fuera de, paréntesis el subíndice dos.
Nitrato de calcio	Ca(NO₃)₂	Símbolo del calcio seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un

NOMBRE	SÍMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
		subíndice tres. Fuera de, paréntesis el subíndice dos.
Nitrato de cinc	Zn(NO₃)₂	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	LiNO₃	Símbolo del litio seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres.
Nitrato de magnesio	Mg(NO₃)₂	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	AgNO₃	Símbolo de la plata seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres.
Nitrato de potasio	KNO₃	Símbolo del potasio seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres.
Nitrato de sodio	NaNO₃	Símbolo del sodio seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene un subíndice tres.
Nitrato Férrico	Fe(NO₃)₃	Símbolo del hierro 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 tres.
Nitrato Ferroso	Fe(NO₃)₂	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	Hg(NO₃)₂	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	HgNO₃	Símbolo del mercurio seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene subíndice tres.
Nitrito de calcio	Ca(NO₂)₂	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	LiNO₂	Símbolo del litio seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene subíndice dos.
Nitrito de potasio	KNO₂	Símbolo del potasio seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene subíndice dos.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Nitrito de sodio	NaNO₂	Símbolo del sodio seguido del símbolo del nitrógeno y el oxígeno el cual tiene subíndice dos.
Nitrito Férrico	Fe(NO₂)₃	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	Ca₃(PO₄)₂	Símbolo del calcio con subíndice tres seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del fosforo y el oxígeno él cual tiene un subíndice cuatro Fuera de, paréntesis el subíndice dos.
Ortofosfato de sodio	Na₃PO₄	Símbolo del sodio con subíndice tres seguido del símbolo del fosforo y el oxígeno con subíndice cuatro.
Ortofosfato férrico	FePO₄	Símbolo del hierro seguido del símbolo del fosforo y el oxígeno con subíndice cuatro.
Ortofosfato ácido de sodio	Na₂HPO₄	Símbolo del sodio con subíndice dos seguido del símbolo del hidrógeno, fosforo y el oxígeno con subíndice cuatro.
Ortofosfato biácido de sodio	NaH₂PO₄	Símbolo del sodio seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice dos, luego el símbolo del fosforo y el oxígeno con subíndice cuatro.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Ortofosfito de calcio	Ca₃(PO₃)₂	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	Na₃PO₃	Símbolo del sodio seguido con subíndice tres seguido del símbolo del fósforo y el oxígeno con subíndice tres.
Ortofosfito ácido de sodio	Na₂HPO₃	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	NaH₂PO₃	Símbolo del sodio seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice dos, luego el símbolo del fósforo y el oxígeno con subíndice tres.
Perbromato Mercúrico	Hg(BrO₄)₂	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	HgBrO₄	Símbolo del mercurio seguido del símbolo del bromo con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Perclorato de calcio	Ca(ClO₄)₂	Símbolo del calcio seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
		cloro con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro. Fuera del paréntesis el subíndice dos.
Perclorato de sodio	NaClO₄	Símbolo del sodio seguido del símbolo del cloro con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Permanganato de potasio	KMnO₄	Símbolo del potasio seguido del símbolo del manganeso con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Peryodato de calcio	Ca(IO₄)₂	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	LiIO₄	Símbolo del litio seguido del símbolo del yodo con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Pirofosfato de sodio	Na₄P₂O₇	Símbolo del sodio con subíndice cuatro, seguido del símbolo del fosforo con subíndice dos y el símbolo del oxígeno con subíndice siete.
Pirofosfito de sodio	Na₄P₂O₅	Símbolo del sodio con subíndice cuatro, seguido del símbolo del fosforo con subíndice dos con el símbolo del oxígeno con subíndice cinco.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Sulfato Cúprico	CuSO₄	Símbolo del cobre seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato Cuproso	Cu₂SO₄	Símbolo del cobre con subíndice dos seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de aluminio	Al₂(SO₄)₃	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	BaSO₄	Símbolo del bario seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de berilio	BeSO₄	Símbolo del berilio seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de calcio	CaSO₄	Símbolo del calcio seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de cinc	ZnSO₄	Símbolo del cinc seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de litio	Li₂SO₄	Símbolo del litio con subíndice dos, seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Sulfato de magnesio	MgSO₄	Símbolo del magnesio seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de potasio	K₂SO₄	Símbolo del potasio con subíndice dos, seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato de sodio	Na₂SO₄	Símbolo del sodio con subíndice dos, seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato Férrico	Fe₂(SO₄)₃	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	FeSO₄	Símbolo del hierro, seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato Plúmbico	Pb(SO₄)₂	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	PbSO₄	Símbolo del hierro, seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Sulfato Stánico	Sn(SO₄)₂	Símbolo del estaño, seguido de un paréntesis que contiene el símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro. Fuera del paréntesis subíndice dos.
Sulfato Stanoso	SnSO₄	Símbolo del estaño, seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfato ácido de sodio	NaHSO₄	Símbolo del sodio, seguido del símbolo del hidrógeno, luego el símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice cuatro.
Sulfito de sodio	Na₂SO₃	Símbolo del sodio con subíndice dos, seguido del símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice tres.
Sulfito ácido de sodio	NaHSO₃	Símbolo del sodio, seguido del símbolo del hidrógeno, luego el símbolo del azufre con el oxígeno el cual tiene subíndice tres.
Sulfuro de cinc	ZnS	Símbolo del cinc seguido del símbolo del azufre.
Sulfuro de potasio	K₂S	Símbolo del potasio con subíndice dos seguido del símbolo del azufre.
Sulfuro de sodio	Na₂S	Símbolo del sodio con subíndice dos seguido del símbolo del azufre.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Sulfuro Férrico	Fe₂S₃	Símbolo del hierro con subíndice dos seguido del símbolo del azufre con subíndice tres.
Sulfuro Ferroso	FeS	Símbolo del hierro seguido del símbolo del azufre.
Sulfuro ácido de sodio	NaHS	Símbolo del sodio seguido del símbolo del hidrógeno con del azufre.
Yodato de potasio	KIO₃	Símbolo del potasio seguido del símbolo del yodo con el oxígeno él cual tiene subíndice tres.
Yodato férrico	Fe(IO₃)₃	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	Mg(IO₂)₂	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	NaIO₂	Símbolo del sodio seguido del símbolo del yodo con el oxígeno él cual tiene subíndice dos.
Yoduro cuproso	CuI	Símbolo del cobre seguido del símbolo del yodo.
Yoduro de potasio	KI	Símbolo del potasio seguido del símbolo del yodo.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Hidracina	N₂H₄	Símbolo del nitrógeno con subíndice dos con el símbolo del hidrógeno con subíndice cuatro.
Tetróxido de dinitrógeno	N₂O₄	Símbolo del nitrógeno con subíndice dos con el símbolo del oxígeno con subíndice cuatro.
Trisulfuro de tetra fosforo	P₄S₃	Símbolo del fosforo con subíndice cuatro seguido del símbolo del azufre con subíndice tres.
Tricloruro de fosforo	PCl₃	Símbolo del fosforo seguido del símbolo del cloro con subíndice tres.
Di fluoruro de plomo	PbF₂	Símbolo del plomo seguido del símbolo de flúor con subíndice dos.
acetileno	C₂H₂	Símbolo del carbono con subíndice dos seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice dos.
Benceno	C₆H₆	Símbolo del carbono con subíndice seis seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice seis.
propeno	C₃H₆	Símbolo del carbono con subíndice tres seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice seis.

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Ácido acetil salicílico	$C_9H_8O_4$	Símbolo del carbono con subíndice nueve seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice ocho con el símbolo del oxígeno con subíndice cuatro.
Trisulfuro de tetra fósforo	P_4S_3	Símbolo del fósforo con subíndice cuatro seguido del símbolo de azufre con subíndice tres.
Tricloruro de fósforo	PCl_3	Símbolo del fósforo seguido del símbolo del cloro con subíndice tres.
Di fluoruro de plomo	PbF_2	Símbolo del plomo seguido del símbolo del flúor con subíndice dos.

2 ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

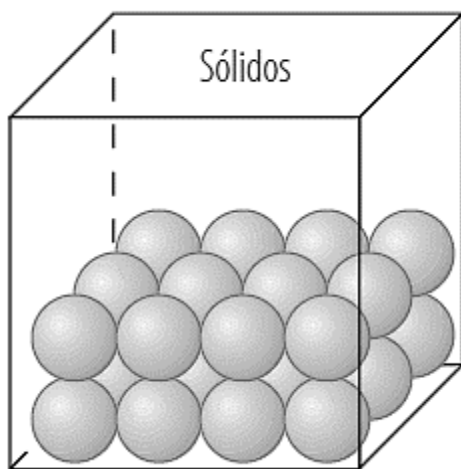
2.1 FUERZAS DE ATRACCIÓN ENTRE MOLÉCULAS

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.

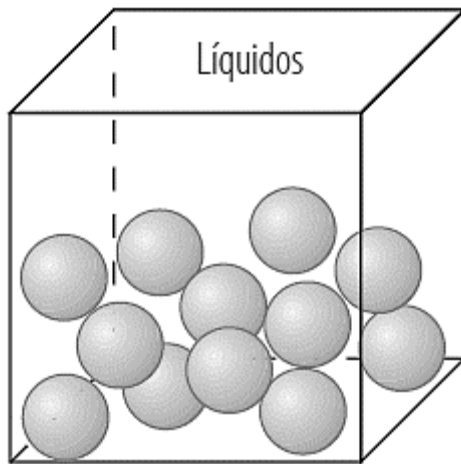
El estado de agregación de una sustancia, bajo unas determinadas condiciones de temperatura y presión, es el resultado de la relación entre las fuerzas de atracción (cohesión) y las fuerzas de repulsión (energía cinética) presentes entre las partículas constituyentes de dicho material.

Imagen 1. Estructura molecular de los sólidos



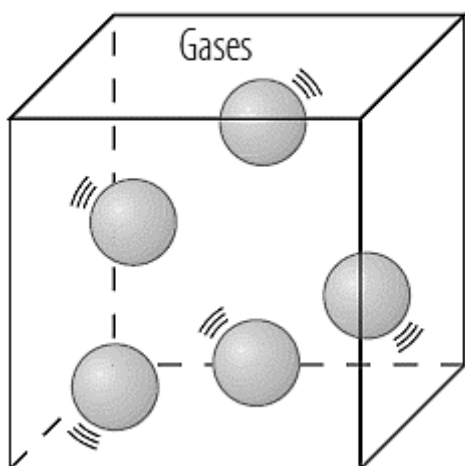
Descripción de la imagen: es una forma de representar la organización de las moléculas en un sólido. En ella se encuentra un cubo que contiene un grupo de esferas apiladas, que ocupan aproximadamente la mitad de este cubo. Indicando de esta manera que en los sólidos las partículas tienen fuerzas de cohesión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

Imagen 2. Estructura molecular de los líquidos.



Descripción de la imagen: es una forma de representar 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 forma de representar 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.

2.1.1 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**.

2.1.1.1 EL OXÍGENO

Antecedentes históricos de su descubrimiento

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, 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°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.

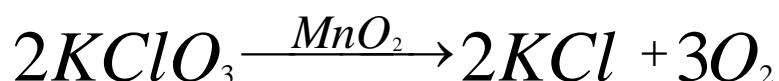
El oxígeno está constituido por moléculas diatómicas (O_2). Es un elemento muy activo que forma compuestos con casi todos los elementos, a excepción de los gases nobles. Con el sodio y el potasio reacciona rápida y violentamente, mientras que con otros elementos

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.

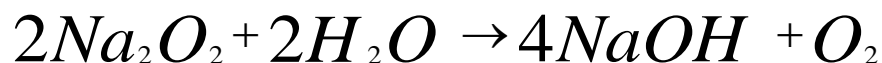
Obtención de oxígeno

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.

2.1.1.2 EL HIDRÓGENO

Breve historia sobre su descubrimiento

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_2 . 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.

2.1.2 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.

2.1.3 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**.

2.1.3.1 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**.

2.1.4 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:

- a. ¿Qué sucede con las fuerzas de cohesión y de dispersión cuando el agua líquida se evapora?
- b. ¿Qué ocurre con las fuerzas de dispersión y de cohesión en la sublimación del yodo?
- c. ¿Qué ocurre en las fuerzas de cohesión y de dispersión en la solidificación del hierro fundido?
- d. ¿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 1. 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?

2.2 LOS GASES

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),
- ✓ pascales: se simboliza con las letras (P mayúscula con a minúscula)
- ✓ kilo pascales: 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°C dan un promedio

de 760 mm de Hg que son equivalentes a 1 atm, a 101,3 kPa, 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 2. Magnitudes utilizadas para los gases

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

2.2.1 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.

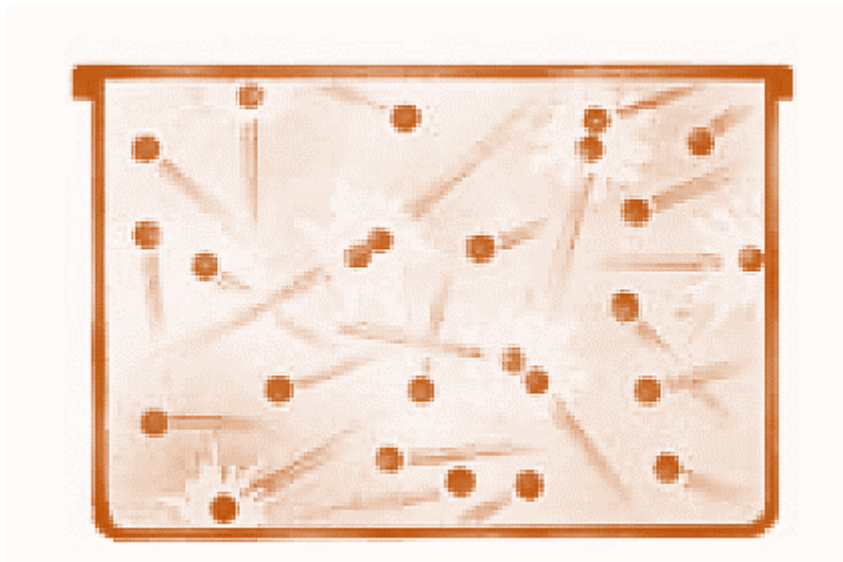
- ✓ Las moléculas de un gas se encuentran en un estado de **movimiento rápido** constante, chocan unas con otras y con las paredes del recipiente que las contiene de una manera perfectamente aleatoria. La frecuencia de las colisiones con las paredes del recipiente explica la presión que ejercen los gases.
- ✓ 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 una 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.

2.2.2 LEYES DE LOS GASES

2.2.2.1 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:

$$P \cdot V = K$$

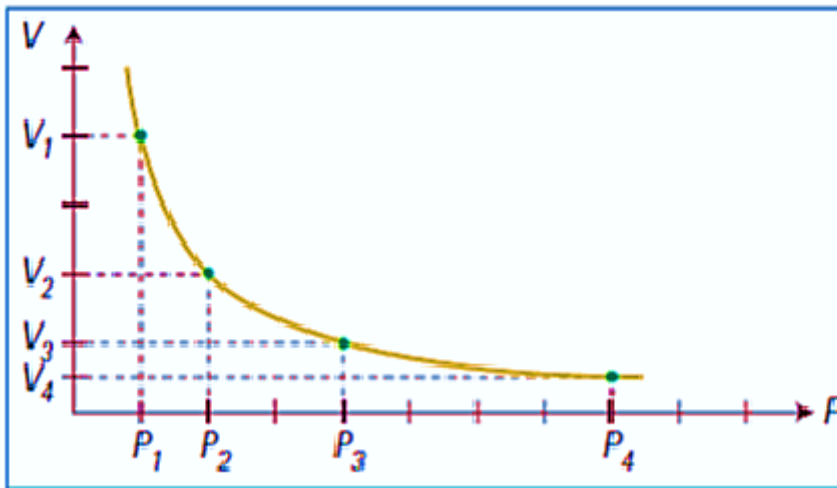
Donde P representa la presión, V el volumen y k es una constante de proporcionalidad.

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°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
- $P_1 = 1$ atm o (760 mmHg)
- Temperatura = 20°C

✓ Condiciones finales

- $V_2 = 10$ litros
- $P_2 =$ no se conoce
- Temperatura = 20°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:

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

1. ¿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:

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

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:

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

2.2.2.2 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 273 veces su valor a 0 °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:

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

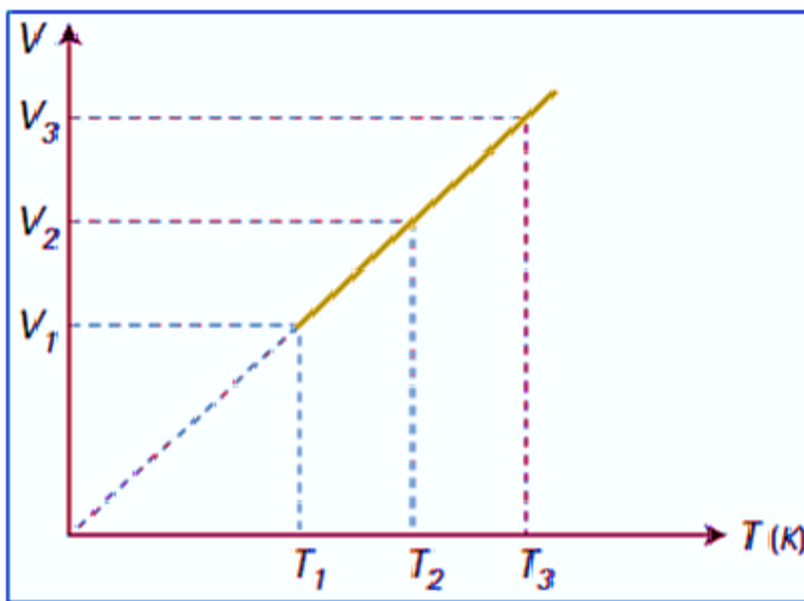
Donde V representa el volumen, T la temperatura y k la constante de proporcionalidad. Es decir, si una determinada masa de gas ocupa un volumen V_1 , cuando la temperatura es T_1 y si ocupa un volumen V_2 a

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.

2.2.2.3 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:

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

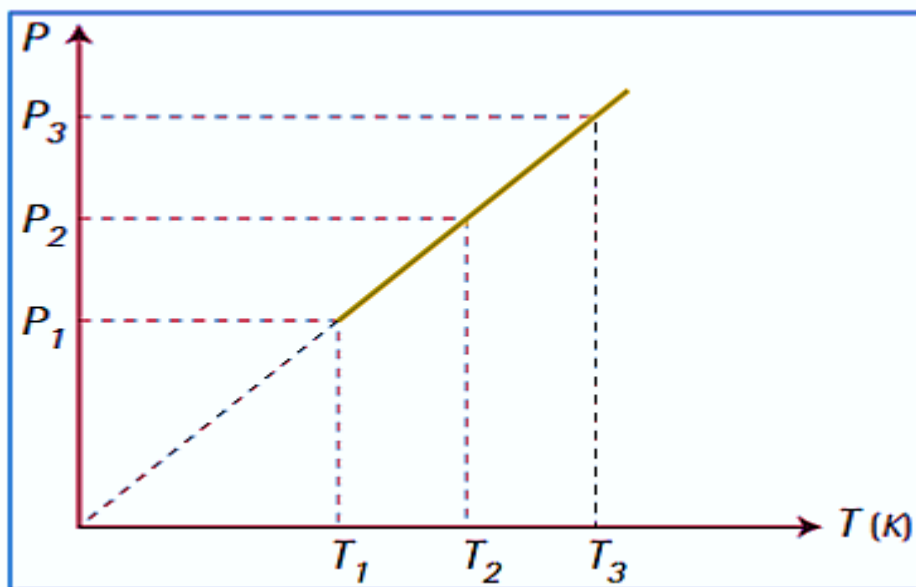
Donde P simboliza la presión, T la temperatura y k la constante de proporcionalidad.

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°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:

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

Transformando los Kelvin a centígrados tenemos:

$$K - 273 = ^{\circ}\text{C}$$

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

2.2.2.4 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).

2.2.2.5 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:

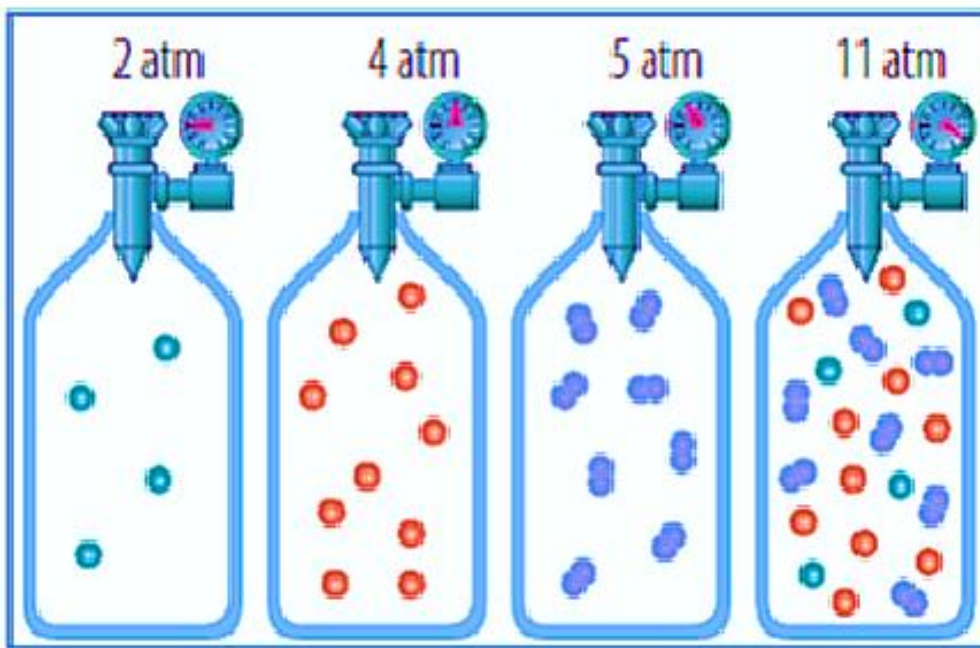
$$\text{Presión}_{\text{PARCIAL}(1)} = X_{(1)} \cdot P_{\text{TOTAL}}$$

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

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°C y 2 atm de presión. ¿Cuál es el volumen del gas si la temperatura aumenta a 38°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:

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

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

2.2.2.6 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.

2.2.2.7 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:

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

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

- 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:

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

De la ecuación de estado despejamos n :

Donde n es igual :

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

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

2.2.2.8 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.

2.2.2.9 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

2.2.3 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.

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

- a. El volumen de 1,20 moles de oxígeno gaseoso (O_2), a $27^\circ C$ y 1 atmósfera de presión.
- b. El número de moles en 10 L de CO_2 a $20^\circ C$ y 800 torr.
- c. El peso molecular de un gas cuya densidad es $1,62\text{ g/L}$ a 200 K y 1,89 atmósferas de presión.

4.Un gas ocupa un volumen de 520 ml a $25^\circ C$ y 650 mmHg de presión.

Calcula el volumen que ocuparía el gas a 700 mmHg y $32^\circ C$

5. Un recipiente contiene 5 L de nitrógeno gaseoso a 225°C . Calcula el volumen que ocupará este gas a presión constante y a las siguientes temperaturas:

- a. 1°C
- b. 210 K
- c. 15°F
- d. 20°F

6. Un gas ocupa un volumen de 800 ml a una presión de 650 mmHg. Calcula el volumen que ocupará a temperatura constante y a los siguientes valores de presión:

- a. 1 atm
- b. 800 torr
- c. 320 mmHg
- d. 100 torr

7. 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?

3 EL LENGUAJE DE LA QUÍMICA

3.1 NÚMERO DE OXIDACIÓN

De algunos elementos comunes. El oxígeno actúa con número de oxidación -2 , excepto en los peróxidos donde presenta -1 y en el fluoruro de oxígeno (F_2O) donde tiene un número de oxidación atípico de $+1$, debido a la gran electronegatividad del flúor (4,0).

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

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

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

3.2 FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS Y SU NOMENCLATURA

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

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

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

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

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

3.2.1 FUNCIÓN ÓXIDO

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

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

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

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

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

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

- Elementos que presentan dos números de oxidación: en este caso, estos elementos pueden combinarse con el oxígeno para dar lugar a dos tipos de óxidos, con propiedades químicas y físicas propias y que de igual forma reciben nombres y fórmulas distintos. Dentro de la nomenclatura tradicional se emplean sufijos (terminaciones) que permiten diferenciar las dos clases de óxidos. revisemos el siguiente ejemplo: El hierro es un elemento metálico que actúa con dos números de oxidación: 2^+ y 3^+ . Teniendo en cuenta que el número de oxidación del oxígeno es -2 , las fórmulas para los respectivos óxidos serán: (Fe O) cuando el número de oxidación es $+2$ y Fe_2O_3 cuando el número de oxidación es $+3$. Nótese que en la primera fórmula la proporción es 1:1 (uno a uno), mientras que en la segunda es 2:3 (dos a tres). De esta manera las cargas positivas y negativas se equilibran y se cumple la segunda regla.

Para diferenciar el primer óxido del segundo se emplea el sufijo oso para el óxido formado con el menor número de oxidación ($+2$), e ico para el óxido formado con el mayor número de oxidación ($+3$). Los nombres serán entonces óxido ferroso (Fe O) y óxido férrico (Fe_2O_3).

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

La fórmula de los óxidos es: Cu_2O para el óxido formado cuando el cobre actúa con número de oxidación +1, y CuO cuando el cobre actúa con número de oxidación +2.

Existe otro sistema de nomenclatura denominado stock en el cual se nombra el óxido incluyendo en el nombre el número de oxidación del elemento. Dicho número se escribe dentro de un paréntesis en números romanos. Por ejemplo, el FeO es óxido de hierro (II) y el Fe_2O_3 , óxido de hierro (III). En ocasiones se emplea otro sistema de nomenclatura para óxidos ácidos (no metal y oxígeno) denominado nomenclatura sistemática.

Según este sistema los óxidos se nombran con la palabra genérica óxido anteponiéndole prefijos de origen griego, como mono, di, tri, tetra, penta, etc., para indicar la cantidad de átomos de oxígeno presentes en la molécula. Algunos ejemplos son: CO : monóxido de carbono, NO_2 : dióxido de nitrógeno y SO_3 : trióxido de azufre.

- Elementos con tres o cuatro números de oxidación: en este caso se forman tres o cuatro óxidos con fórmulas, nombres y propiedades distintas, según el caso.
 - ✓ Vamos a ilustrar en primer lugar el caso de un elemento que actúa con tres números de oxidación, como el azufre: S^{+2} , S^{+4} y S^{+6} . Las fórmulas de los tres óxidos son: SO , cuando el azufre actúa con número de oxidación +2; SO_2 , cuando actúa con +4, y SO_3 , cuando su número de oxidación es +6. Para nombrar el segundo y tercer óxido basta con aplicar la misma norma del caso anterior. Es decir, el SO_2 recibirá el nombre de óxido sulfuroso, mientras el SO_3 se llamará óxido sulfúrico. Para nombrar el óxido que tiene el menor número de oxidación

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

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

Tabla 3. Reglas de nomenclatura IUPAC y stock para óxidos de cloro.

Prefijo si lo tiene, según nomenclatura IUPAC	sufijo según nomenclatura IUPAC	Número de oxidación	Nomenclatura stock
hipo	oso	menor	I (1)
ninguno	oso	Intermedio menor	III (3)

Prefijo si lo tiene, según nomenclatura IUPAC	sufijo según nomenclatura IUPAC	Número de oxidación	Nomenclatura stock
ninguno	ico	Intermedio mayor	V (5)
Per	ico	Mayor	VII (7)

Ejemplos:

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

Recordemos que el número de oxidación del Na es +1 y que el del oxígeno es -2 . Debemos escribir ahora los subíndices correspondientes para equilibrar las cargas positivas y negativas de los dos elementos. Sabemos que existe una carga positiva correspondiente al Na (+1) y dos cargas negativas provenientes del oxígeno O (-2), por lo tanto, debe haber dos átomos de sodio para contrarrestar las cargas negativas del oxígeno. Con ello, la fórmula del compuesto es: Na_2O . Como solamente se puede formar un óxido, este recibirá el nombre de **óxido de sodio**. Se puede decir entonces que la proporción en que se combinan estos elementos con el oxígeno es de 2a1.

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

- ✓ Número de oxidación del calcio, Ca: +2.
- ✓ Número de oxidación del oxígeno, O: -2
- ✓ Fórmula del óxido: CaO.

- ✓ Nombre del óxido: óxido de calcio.

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

3.2.2 FUNCIÓN HIDRÓXIDO

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

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

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

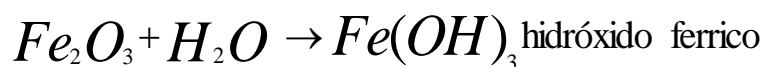
- ✓ Hidróxido de sodio: se forma por la reacción:



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



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



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

3.2.3 FUNCIÓN ÁCIDO

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

Ácidos hidrácidos: son compuestos binarios que contienen solamente hidrógeno y un no-metal, en estado gaseoso se nombran como

haluros. En solución acuosa se comportan como ácidos y para nombrarlos se antepone la palabra **ácido** seguida de la raíz del elemento con la terminación **hídrico**. Revisemos algunos ejemplos:

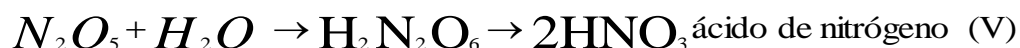


El hidrógeno trabaja con número de oxidación positivo +1, en estos ácidos el no metal debe tener número de oxidación negativo.

Ácidos oxácidos: son compuestos ternarios que contienen hidrógeno, oxígeno y un no-metal en su molécula. Se obtienen de la reacción entre un óxido ácido, es decir, formado por un no-metal y el agua. En la

fórmula se coloca en primer lugar el hidrógeno, luego el no-metal y por último el oxígeno. En la nomenclatura de los ácidos oxácidos se utilizan los mismos prefijos y sufijos empleados con los óxidos. Revisemos.

- ✓ Del óxido nítrico:



- ✓ Del óxido hipocloroso:



- ✓ Del óxido carbónico:



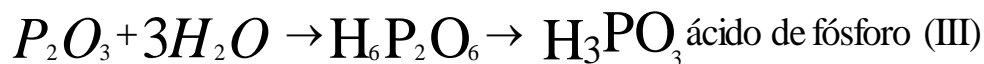
- ✓ Del óxido sulfúrico:



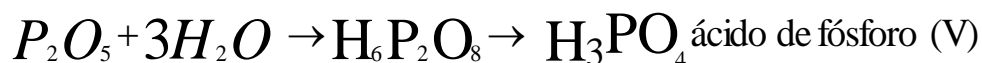
Cuando reaccionan el óxido bórico, el óxido hipofosforoso, el óxido fosforoso y el óxido fosfórico con el agua, se obtienen varios ácidos dependiendo del número de moléculas de agua que se añadan al óxido.

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

- ✓ Del óxido fosforoso:



- ✓ Del óxido fosfórico:



3.2.4 FUNCIÓN SAL

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

Las sales son compuestos binarios, ternarios o cuaternarios, que resultan de la unión de una especie catiónica con una especie aniónica, las cuales provienen del ácido y la base involucradas. El catión es, por lo general, un ion metálico, aunque también existen sales de iones como el amonio (NH_4^{+1})

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

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



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

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

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

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

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

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

3.2.4.1 SALES NEUTRAS, ÁCIDAS, BÁSICAS Y DOBLES

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

Sales ácidas. Los ácidos que contienen más de un hidrógeno en sus moléculas pueden dar origen a más de un anión. Por ejemplo, el ácido carbónico, H_2CO_3 , da origen a los iones CO_3^{-2} y HCO_3^{-2} . Este último es un **anión hidrogenado** y tiene carácter ácido, puesto que está en capacidad de suministrar iones H^+ . Cuando estos aniones se unen con un catión, forman sales, conocidas como **sales ácidas**.

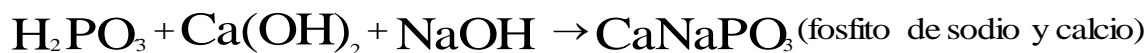
La nomenclatura de los aniones hidrogenados es similar a la empleada para otros aniones, solo que se especifica el número de hidrógenos presentes.

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

En algunos casos se nombra como la sal neutra, indicando que se trata de una sal ácida. Por ejemplo: el NaHCO_3 es el hidrogenocarbonato de sodio o bicarbonato de sodio o carbonato ácido de sodio y el KH_2PO_4 es el dihidrogenofosfato de potasio o fosfato diácido de potasio.

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

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



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

3.2.5 FUNCIÓN HIDRURO

Los **hidruros** son compuestos binarios formados por hidrógeno y cualquier otro elemento menos electronegativo que el hidrógeno. Los hidruros son una excepción, en la cual el hidrógeno actúa con número de oxidación 1. Responden a la fórmula **EH_x**, donde **E** es el símbolo del elemento que se combina con el hidrógeno (H) y **x** es el número de oxidación con el que actúa dicho elemento. Algunos ejemplos de hidruros son: NaH, CaH₂, NH₃ y SiH₄.

Los hidruros se nombran como **hidruro de seguido del nombre del elemento**, que acompaña al hidrógeno. De este modo, NaH es el hidruro de sodio y CaH₂ es el hidruro de calcio.

En algunos casos, especialmente cuando se trata de hidruros de elementos no-metálicos, se acostumbra llamarlos con nombres comunes. Por ejemplo, el trihidruro de nitrógeno es más conocido como amoníaco, el PH₃ es la fosfamina y el AsH₃ es la arsina.

3.2.6 PERÓXIDOS Y FLUORUROS

En ocasiones, el oxígeno puede presentar estado de oxidación -1 . Los compuestos donde ocurre esto se llaman **peróxidos** y responden a la fórmula **M—O—O—M**, donde **M** es un metal. Se caracterizan por presentar el enlace **O—O**, porque se descomponen en agua y muestran un alto poder oxidante. Por ejemplo: Na₂O₂ es el peróxido de sodio y BaO₂ es el peróxido de bario.

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

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

3.3 REACCIONES QUIMICAS

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

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

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

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

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

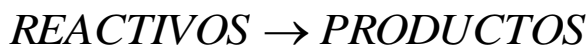
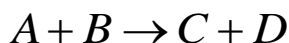
Por ejemplo:



3.3.1 LAS ECUACIONES QUÍMICAS

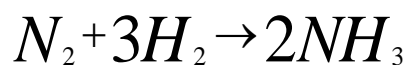
Las reacciones químicas se expresan o representan mediante las ecuaciones químicas.

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



En una ecuación química se utilizan fórmulas y símbolos químicos. Los reactantes se escriben a la izquierda y los productos a la derecha, separados por una flecha, cuyo sentido indica el transcurso de la reacción. Por ejemplo, cuando el cinc (Zn) reacciona con ácido clorhídrico (HCl) se forman cloruro de cinc (ZnCl₂) e hidrógeno (H₂), reacción que se representa mediante la siguiente ecuación química:

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



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

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

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

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

Como los símbolos que encontramos en la siguiente tabla:

Tabla 4. Símbolos de las ecuaciones químicas.

SÍMBOLO	FORMA DE LEER	SE USA
+	Más y adicionado a.	Para separar los compuestos que están relacionando o que se están produciendo.
→	Produce da o reacciona para producir.	Para separar reactivos de productos.
↔	Reacción reversible.	Para indicar producción simultánea de reactivos y productos.
(s)	Sólido.	Para sustancias que se encuentran en estado sólido.
(l)	Líquido	Para sustancias que se encuentran en estado líquido.
(g)	Gaseoso	Para sustancias que se encuentran en estado gaseoso.
(a c)	Solución acuosa	Para indicar que el reactivo o producto se encuentra en solución acuosa.
Δ	Calor	Para indicar que los reactivos deben ser calentados

SÍMBOLO	FORMA DE LEER	SE USA
↑	Gas que se desprende	Para indicar que un gas se desprende en la reacción.
↓	Precipitado	Para indicar que un sólido se precipita en la reacción.
$\xrightarrow{\text{catalizador}}$	catalizador	Para indicar la presencia de un catalizador el cual es una sustancia que favorece la velocidad de la reacción pero no interviene en ella.

3.4 REACCIONES QUÍMICAS Y LA ENERGÍA

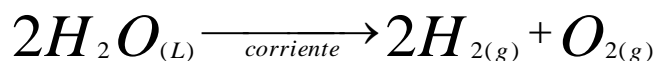
En general los procesos físicos y químicos van acompañados de cambios de energía que pueden manifestarse de diferentes maneras. Analicemos.



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



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



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



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



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

3.4.1 CALOR DE REACCIÓN

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

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

3.4.2 UNIDADES PARA EXPRESAR LA ENERGÍA EN UNA REACCIÓN

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

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

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

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

$$1Kcal = 4,184kJ$$

$$1cal = 4,184J$$

$$1Kcal = 1000cal$$

3.4.3 INTERCAMBIOS DE CALOR EN LAS REACCIONES

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

3.4.3.1 REACCIONES EXOTÉRMICAS

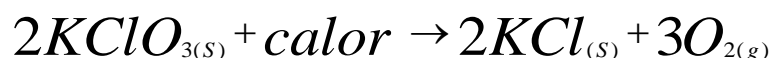
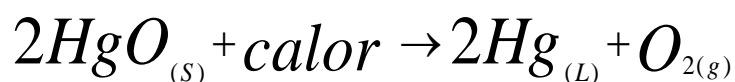
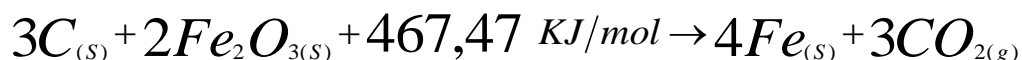
Estas reacciones reciben este nombre debido a que esta energía casi siempre se presenta como calor. La combustión, la fermentación, así como un gran número de reacciones de formación de compuestos a partir de sus elementos son ejemplos de reacciones exotérmicas.

Frecuentemente, las reacciones exotérmicas necesitan un pequeño aporte inicial de energía para producirse, aporte que puede ser suministrado por una pequeña llama o una chispa eléctrica. Una vez iniciada la reacción, la cantidad de energía que se desprende es muy superior a la que se suministró al comienzo de la reacción. Un ejemplo de reacción exotérmica es la combustión. Las reacciones de combustión son muy utilizadas en la vida diaria para obtener energía. En nuestras casas hacemos uso de éstas cuando empleamos estufas de gas butano o propano. Los automóviles también obtienen energía de la combustión, en este caso de la gasolina.

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

3.4.3.2 REACCIONES ENDOTÉRMICAS

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



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

3.4.4 CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

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

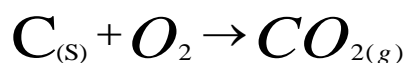
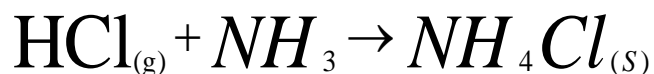
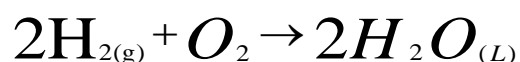
- ✓ Teniendo en cuenta los procesos químicos ocurridos, se clasifican en reacciones de síntesis, de descomposición, de sustitución o de

desplazamiento, doble descomposición, óxido-reducción y neutralización.

- ✓ Teniendo en cuenta el sentido en el que se lleva a cabo una reacción, se clasifican en reacciones reversibles o irreversibles.
- ✓ Teniendo en cuenta los cambios energéticos producidos, se clasifican en exotérmicas o endotérmicas.

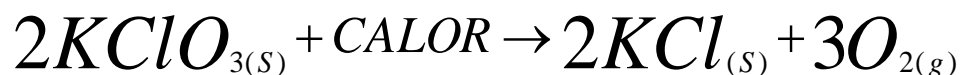
3.4.4.1 REACCIONES DE COMPOSICIÓN O DE SÍNTESIS

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



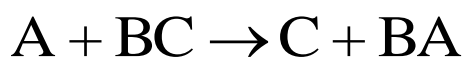
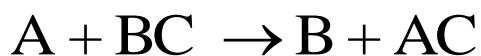
3.4.4.2 REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN

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



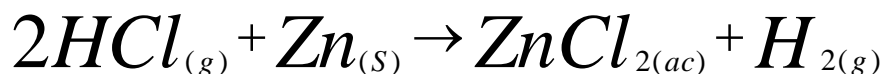
3.4.4.3 REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO SIMPLE

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



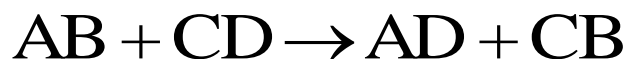
Los mecanismos presentados están sujetos a la naturaleza de los elementos que participen en la reacción, es decir, comportamiento metálico, no metálicos, halógenos, etc.

Por ejemplo:



3.4.4.4 REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO DOBLE

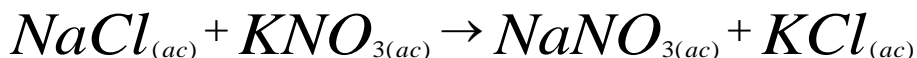
En este tipo de reacciones, dos compuestos intercambian sus elementos entre sí, produciendo dos compuestos distintos, de acuerdo al siguiente mecanismo general.



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

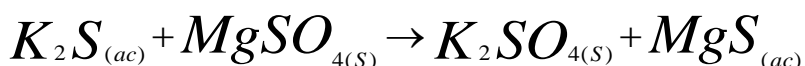
Por ejemplo:

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



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

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



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

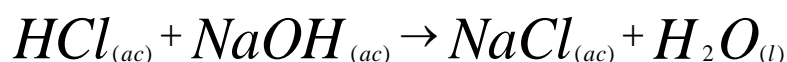
3.4.4.5 REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN (REDOX)

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

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

3.4.4.6 REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN

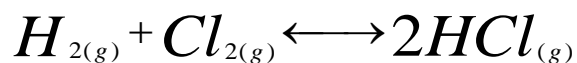
Son reacciones entre ácidos y bases, en las cuales se produce una sal y agua. El ejemplo típico de este tipo de reacciones es la interacción entre el ácido clorhídrico (HCl) y el hidróxido de sodio (NaOH) para producir cloruro de sodio y agua, como se muestra en la siguiente reacción:



3.4.4.7 REACCIONES REVERSIBLES

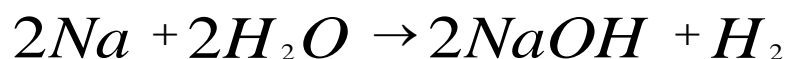
Son aquellas reacciones que se realizan simultáneamente en los dos sentidos. Es decir, a medida que se forman los productos, estos reaccionan entre sí para formar nuevamente los reactivos. Con ello, se crea una situación de **equilibrio químico** en la cual el flujo de sustancia en ambos sentidos es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

dos medias flechas, que separan los reactivos de los productos. Por ejemplo:



3.4.4.8 REACCIONES IRREVERSIBLES

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



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

3.5 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.

3.5.1 ESTEQUIOMETRÍA, CÁLCULO A PARTIR DE REACCIONES QUÍMICAS

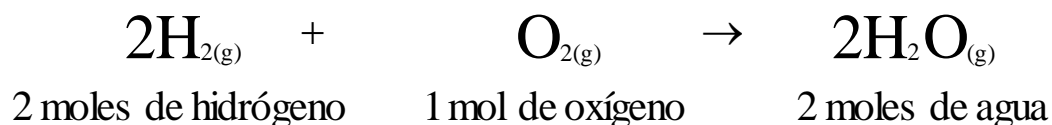
Determinar la cantidad de “materiales” que serán empleados en la ejecución de una determinada tarea es un principio básico de eficiencia en toda profesión u oficio. Por ejemplo, un maestro albañil debe calcular la cantidad de arena, ripio y cemento necesaria para construir un piso o un muro, de lo contrario 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.

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.

$$\frac{2 \text{ moles de } H_2}{2 \text{ mol de } H_2O} ; \frac{1 \text{ mol de } O_2}{2 \text{ moles de } H_2O} ; \frac{2 \text{ moles de } H_2O}{2 \text{ moles de } H_2} \text{ Y } \frac{2 \text{ moles de } H_2O}{1 \text{ mol de } O_2}$$

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 H_2 reaccionarán con 4 moles de O_2 ? Si se utiliza la primera relación expuesta, se tiene que por cada 2 moles de H_2 es necesario 1 mol de 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_2 reaccionan con un mol O_2 entonces cuántas moles de hidrógeno reaccionarán con cuatro moles de oxígeno.

Al resolver se obtiene:

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

Despejando x, será

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

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

2. En relación con los productos.

a. ¿Cuántos moles de agua se producirán a partir de 4 moles de O_2 ? La relación que se establece de acuerdo a la ecuación balanceada indica que por cada 1 mol de O_2 se obtienen dos moles de H_2O .

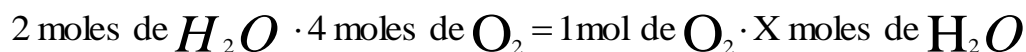
$$\frac{2 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \text{O}_2}$$

Para resolver la pregunta planteada se establece que:

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

Si dos moles H_2O se producen por un mol O_2 entonces cuántas moles de H_2O se producirán con cuatro moles de oxígeno.

Al resolver se obtiene:



Despejando x, será

$$X \text{ moles de } H_2O = \frac{2 \text{ moles de } H_2O \cdot 4 \text{ moles de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2}$$

$$X \text{ moles de } H_2O = 8 \text{ moles de } H_2O$$

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_2 son 4 moles, pero este dato podría estar expresado en masa, cantidad de moléculas o volumen, por ejemplo:

a. ¿Cuántos moles de H_2 reaccionarían con 20 g de O_2 ?

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

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.**

$$NA = \frac{Nee}{n}$$

$$Nee = n \times NA$$

$$n = \frac{Nee}{NA}$$

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:

- ¿Cuántos moles de H₂ reaccionarían con 20 g de O₂? De acuerdo a los datos (20 g de O₂), es necesario determinar la cantidad de sustancia empleando la masa molar. Entonces, la masa molar del

O₂ 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 H₂ es a 0,625 mol de O₂.

Como 2 moles de H₂ es a 1 mol de O₂.

Es decir que; **x** = 1,25 mol de H₂

b. ¿Cuántos moles de H₂ reaccionarían con $7,25 \times 10^{24}$ moléculas de O₂?

Conociendo la cantidad de entidades elementales ($7,25 \times 10^{24}$ moléculas de O₂), es necesario establecer la cantidad de sustancia, según el esquema, empleando el número de Avogadro.

X mol de H₂ es a $7,25 \times 10^{24}$ moléculas de oxígeno,

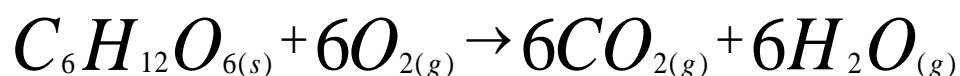
Como 2 moles de H₂ es a $6,023 \times 10^{23}$ moléculas de O₂

Es decir que; **x** = 24,086 moles de H₂.

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

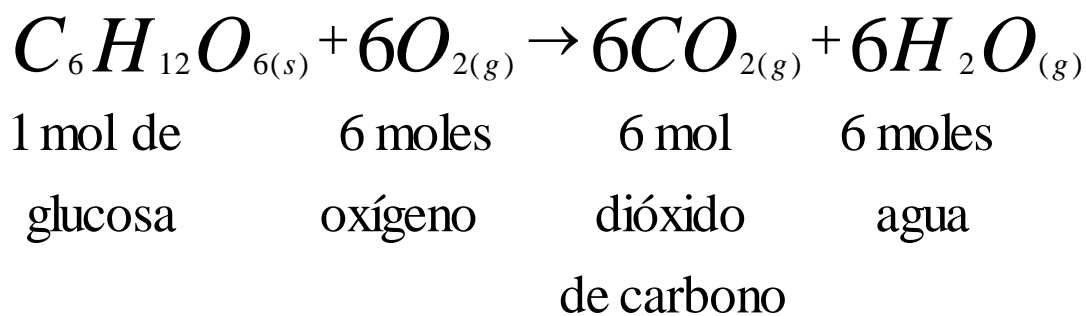
Ejemplo 1.

¿Qué masa de dióxido de carbono (CO_2) se producirá al reaccionar completamente 2 moles de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) 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.

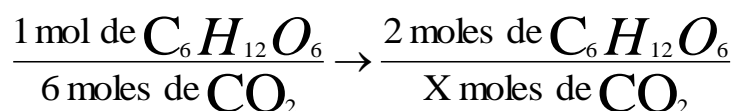
Por ejemplo: En la ecuación se indica que reaccionan:



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

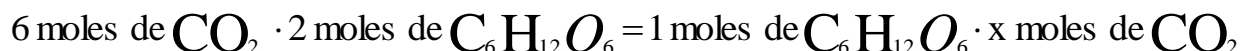
que se formarán. Como te darás cuenta, no es necesario realizar transformaciones, pues el dato está en moles.

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 .



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:



Al despejar x , se tiene:

$$x \text{ moles de } \text{CO}_2 = \frac{6 \text{ moles de } \text{CO}_2 \cdot 2 \text{ moles de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ moles de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}$$

$$x \text{ moles de } \text{CO}_2 = 12 \text{ moles de } \text{CO}_2$$

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 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 CO₂ es 44 g. De acuerdo a este valor la masa del CO₂ que equivale a 12 moles será:

$$m = M \cdot n$$

Remplazando se obtiene:

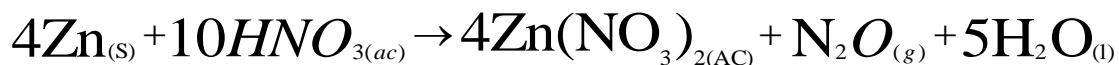
$$m = \frac{44 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ moles de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot 12 \text{ moles de CO}_2$$

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

Por lo tanto, se obtendrán 528 g de CO₂ al reaccionar 2 moles de glucosa (C₆H₁₂O₆) completamente con oxígeno.

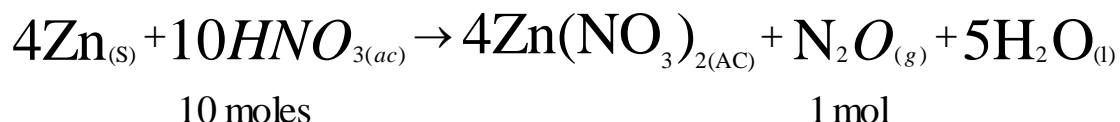
Ejemplo 2.

¿Cuántos gramos de ácido nítrico (HNO₃), se requieren para producir 8,75 g de monóxido de dinitrógeno (N₂O)?



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 N₂O, 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 N₂O es 44 g, aplicando la transformación se obtiene:

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

Remplazando valores se obtiene :

$$\begin{array}{c}
 n = \frac{8,75\text{g}}{44\text{g}} \\
 \hline
 1\text{mol de N}_2\text{O}
 \end{array}$$

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

La cantidad de sustancia de N₂O equivalente a 8,75g es 0,199 moles.

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

$$\frac{10 \text{ moles de } \text{HNO}_3}{1 \text{ mol de N}_2\text{O}} \rightarrow \frac{\text{X moles de } \text{HNO}_3}{0,199 \text{ moles de N}_2\text{O}}$$

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 HNO_3 es 63 g. De acuerdo a este valor, la masa del HNO_3 que equivale a 1,99 moles será:

$$m = M \cdot n$$

Reemplazando se obtiene :

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

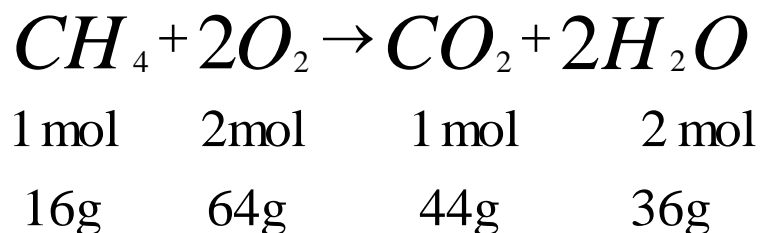
$$m = 125,37 \text{ g de } \text{HNO}_3$$

Por lo tanto, son necesarios 125,37g de HNO₃ para obtener 8,75 g de N₂O.

Analicemos el siguiente ejemplo.

¿Qué masa de oxígeno se requiere para que reaccionen completamente 24 g de metano, CH₄?

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:

$$x\text{mol de } O_2 = 3.0\text{mol } O_2 \cdot \frac{32\text{g } O_2}{1\text{mol } O_2} = 96\text{g } O_2$$

1.1.1 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.

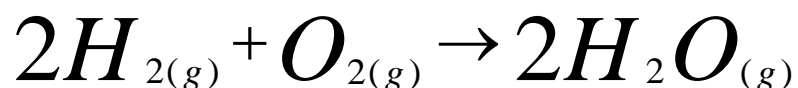
Para hallar el reactivo límite se puede seguir el procedimiento que se describe a continuación:

- ✓ 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:

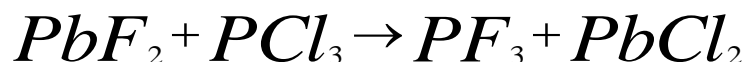


Necesitamos dos moléculas de H₂ por cada molécula de O₂. La proporción necesaria de hidrógeno y oxígeno para esta reacción es de 2:1(dos a uno), sin embargo, hay disposición en una proporción de 1:1 (uno a uno). El reactivo en exceso es el oxígeno y el hidrógeno es el reactivo límite.

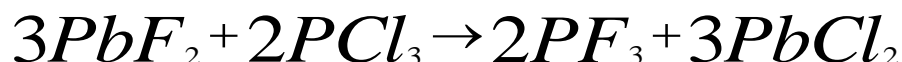
Analicemos el siguiente ejemplo:

¿Cuántos moles de cloruro de plomo (II), PbCl₂, puede obtenerse a partir de la reacción entre 20 g de cloruro de fósforo (III), PCl₃, y 45 g de fluoruro de plomo (II), PbF₂?

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 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 (PCl_3).

Calculemos ahora los moles de PCl_3 que se necesitan para que reaccionen completamente 0,184 mol de 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 PCl_3 , significa que el reactivo límite es el PbF_2 y el reactivo en exceso, el cloruro de fósforo.

Como inicialmente disponemos de 0,146 moles de PCl_3 , significa que el reactivo límite es el PbF_2 y el reactivo en exceso, el cloruro de fósforo.

Otra forma de analizar el 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.

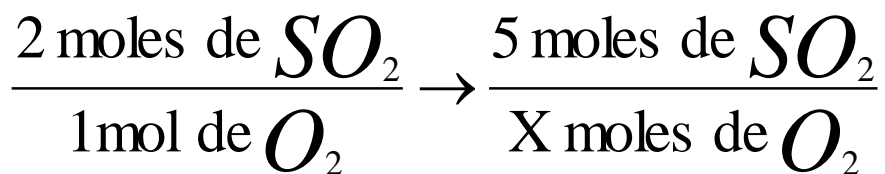
Parte del dióxido de azufre (SO_2) que se introduce en la atmósfera por la combustión de compuestos que contienen azufre se convierte finalmente en ácido sulfúrico (H_2SO_4). La ecuación química balanceada que explica el proceso es:



¿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_2 ; 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:

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

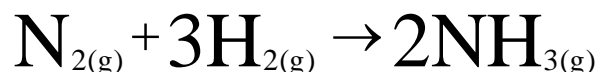
Al despejar x, se tiene :

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

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

Otro ejemplo para analizar:

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:

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

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

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

3.5.2 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:

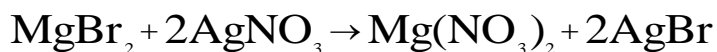
$$\text{Rendimiento}(\%) = \frac{\text{Cantidad real del producto}}{\text{Cantidad teórica del producto}} \times 100$$

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 (MgBr₂) es de 409,4 g, como muestra en resumen el siguiente procedimiento.

1. Sabiendo que la masa molecular de MgBr₂ = 184,13 g/mol, se calcula la cantidad de sustancia (mol) a la que equivalen 200 g de MgBr₂. 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:

$$\mathbf{X \text{ gramos de AgBr} = 409,4 \text{ g}}$$

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

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

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

4 LAS SOLUCIONES QUÍMICAS

4.1 EL AGUA Y LAS SOLUCIONES QUÍMICAS

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.

4.1.1 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**.

4.1.2 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 $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ y la de fusión es de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. 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 (H_2S), cuyos puntos de fusión y ebullición son $281\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $261\text{ }^{\circ}\text{C}$, 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 $4\text{ }^{\circ}\text{C}$ y a 1 atm de presión. Esto quiere decir que, en 1 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 $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ 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.

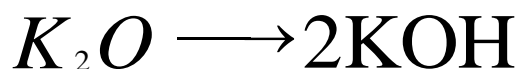
4.1.3 PROPIEDADES QUÍMICAS

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:

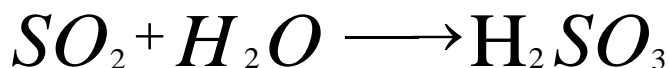
- ✓ **Descomposición térmica.** Si bien el agua es un compuesto bastante estable frente a la acción del calor, cuando se somete a temperaturas elevadas (más de 2.000°C), puede separarse en sus componentes.
- ✓
- ✓ **Electrólisis.** La aplicación de una corriente eléctrica directa a través del agua genera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



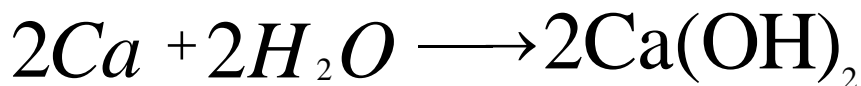
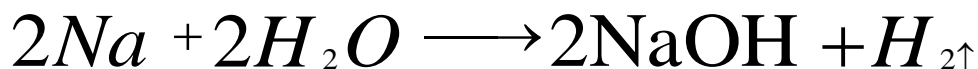
- ✓ **Reacción con óxidos.** El agua reacciona con óxidos de algunos metales, produciendo el hidróxido correspondiente. Por ejemplo:



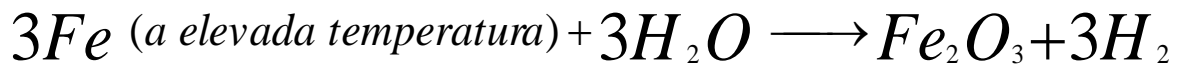
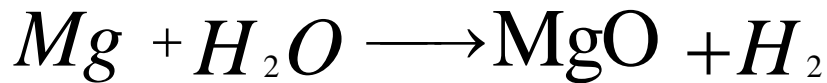
Así mismo, reacciona con óxidos de elementos no-metales, produciendo el ácido respectivo. Por ejemplo:



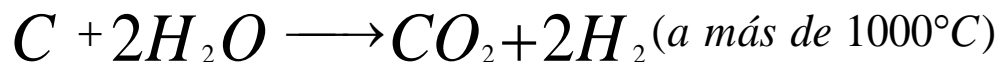
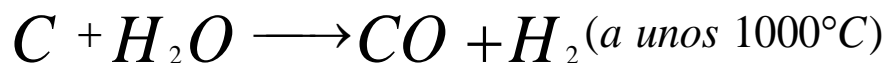
- ✓ **Reacción con metales.** El agua reacciona directamente con algunos metales de los grupos IA y IIA, formando hidróxidos:



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:



4.1.4 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.

4.2 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.

4.2.1 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 5. tipos de soluciones.

SOLUCIÓN	EJEMPLO
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.

4.2.2 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.

4.3 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 311g/L solución, lo que significa que a esta temperatura, un litro de agua puede contener como máximo, 311 g de NaCl.

4.3.1 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 (Li_2CO_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.

4.4 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.

4.4.1 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.

4.4.1.1 UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

4.4.1.1.1 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 sobre 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_2SO_4) hay en 300 ml de una solución al 20% en volumen?

Una solución al 20% de H_2SO_4 significa que, por cada 100 ml de solución se tienen 20 ml de H_2SO_4 . Por tanto, si tenemos 300 ml de solución tendremos 60 ml de H_2SO_4 , 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:

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

$$= 8\%$$

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:

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

también

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

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:

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

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

4.4.1.1.2 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,

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

- **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 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 molalidad:

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

Como es fácil comprobar, a partir de la expresión de molalidad 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:

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

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

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

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 (H₂SO₄) están contenidos en 500 ml de solución 0,50 N de ácido?**

De la expresión:

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

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_2SO_4 .

Si:

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

Entonces, se tiene que:

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

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

- Ahora transformamos los 0,25 peqg de ácido en gramos de H_2SO_4 . Recordemos que un peso equivalente gramo de H_2SO_4 equivale a 49 g, entonces:

$$gde H_2SO_4 = \frac{0,25 \text{ peqg} \cdot 49gde \text{ ácido}}{1 \text{ peqg}}$$

$$= 12,25g$$

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:

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

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

- Luego transformamos el número de peqg de HCl en gramos de HCl.
- La información suministrada por el problema nos da la concentración inicial del ácido (38% en masa). Por tanto, debemos realizar los ajustes correspondientes.
- 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:

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

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

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.

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

4.5 DILUCIONES

Los reactivos disponibles en el laboratorio se encuentran, por lo general, en forma de sólidos o en soluciones comerciales muy concentradas (cercanas 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 H₂O. Determina la fracción molar del agua y de la sal. Determinamos el número de moles de NaCl y de H₂O:

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

$$n_{H_2O} = \frac{100 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot 1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} = 5,55 \text{ mol}$$

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 remplazando:

$$V2 = \frac{2,0M \cdot 300ml}{0,5M} = 1200ml$$

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

4.6 PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES Y DE LOS COLOIDES

4.6.1 PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES

Cuando dos o más sustancias se mezclan para dar lugar a una solución, el resultado es una sustancia con una serie de propiedades físicas propias y diferentes a aquellas que poseían las sustancias originales. Estas propiedades emergentes en las soluciones reciben el nombre de propiedades coligativas y dependen directamente de la concentración de soluto, mas no de su naturaleza química.

4.6.1.1 PRESIÓN DE VAPOR

Las moléculas de un líquido cualquiera, a una determinada temperatura, poseen una cierta cantidad de energía cinética. Algunas moléculas, especialmente aquellas situadas cerca de la superficie, pasan espontáneamente al estado gaseoso, es decir, se volatilizan. No obstante, como resultado de las constantes colisiones entre moléculas, muchas de estas regresan nuevamente al líquido, dando como resultado un estado de equilibrio entre las fases gaseosa y líquida de la sustancia. Ahora bien, si el líquido se halla contenido en un recipiente cerrado, la fracción gaseosa ejercerá presión sobre la tapa del recipiente, al golpearla continuamente. Esta presión, denominada presión de vapor, se puede medir y es característica de cada sustancia.

La proporción entre las fases gas-líquido, depende de la fuerza de cohesión existente entre las moléculas. Si la cohesión es débil, una gran cantidad de moléculas se volatilizarán. Mientras que, si la cohesión es fuerte, serán muy pocas las que lo consigan. Esto es lo que determina que unas sustancias sean más volátiles que otras. Por otro lado, la presión de vapor aumenta con la temperatura, ya que, al contar con mayor energía cinética, más moléculas pasarán a la fase gaseosa.

Una solución cuyo soluto sea no volátil, poseerá una presión de vapor menor que la observada en el solvente puro. Por el contrario, si el soluto es volátil, la presión de vapor de la solución será la suma de las presiones parciales de los componentes de la mezcla. Estas relaciones se resumen en la **ley de Raoult**, formulada por **François Raoult** (1830-1901) en 1887.

Matemáticamente, la ley de Raoult se expresa así cuando el soluto es no volátil:

$$P_A = P_A^o \cdot X_A$$

Donde P_A es la presión de vapor de la solución, P_A^o es la presión

de vapor del solvente puro y X_A es la fracción molar del solvente en la solución. Así, entre más diluida sea la solución, menor será la disminución de la presión de vapor.

Para dos componentes volátiles tendremos:

$$P_{\text{solución}} = P_A + P_B$$

Donde $P_{\text{solución}}$ es la presión de vapor de la solución final, y P_A y P_B representan las presiones parciales de los componentes A y B, calculadas según la fórmula anterior.

EJEMPLOS

Un mol de glucosa se añade a 10 moles de agua, a 25 °C. Si la presión de vapor del agua pura, a esta temperatura, es de 23,8 mm de Hg, ¿cuál será la presión de vapor de la mezcla?

Dado que la glucosa es un soluto no volátil, nos basamos en la expresión:

$$P_A = P_A^o \cdot X_A$$

Para calcular qué tanto disminuye la presión de vapor del solvente puro (A), cuando este se halla en solución. Así, sabemos que,

$$P_A^o = 23,8 \text{ mmHg}$$

Para averiguar cuánto es X_A o fracción molar del agua, procedemos así:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \frac{10}{10 + 1} = 0,909$$

Ahora, aplicando la ley de Raoult:

$$P_A = 23,8 \text{ mmHg} \cdot 0,909 = 21,63 \text{ mmHg}$$

Esto significa que la adición de un mol de glucosa a 10 moles de agua produce un descenso en la presión de vapor del agua, igual a 2,17 mmHg.

4.6.1.2 PUNTO DE EBULLICIÓN

El punto de ebullición de un líquido es la temperatura a la cual su presión de vapor es igual a la presión atmosférica. Si a este líquido se le adiciona un soluto no volátil, la temperatura de ebullición de la solución resultante, aumenta. Experimentalmente se ha encontrado que la elevación del punto de ebullición ΔT_e es proporcional a la concentración molal (m) de la solución, según la expresión:

$$\Delta T_e = K_e \cdot m$$

Donde, m es la concentración molal y K_e es la constante de proporcionalidad, llamada **constante ebulloscópica molal**.

K_e Se expresa en $^{\circ}\text{C}/m$ y es característica de cada solvente.

EJEMPLOS

Calcula el incremento en el punto de ebullición de una solución originada por la adición de 10 g de glucosa a 500 g de agua. La

K_e del agua es $0,51^{\circ}\text{C}/m$ y el peso molar de la glucosa es $180^{\circ}\text{g}/mol$

En primer lugar, teniendo en cuenta que la expresión:

$\Delta T_e = K_e \cdot m$ emplea la concentración molal, debemos calcular, para la solución:

$$m = \frac{n}{kg \text{ solvente}}$$

Despejando número de moles de glucosa y reemplazando tenemos que:

$$n_{GLUCOSA} = \frac{10g \cdot 1mol}{180g} = 0,055moles$$

De donde obtenemos,

$$m = \frac{0,0005}{0,500Kg \text{ agua}} = 0,11$$

Con esta información calculamos ΔT_e :

$$\Delta T_e = 0,51^{\circ}C/m \cdot 0,11m = 0,0561^{\circ}C$$

Esto quiere decir que el punto de ebullición del agua en solución, se incrementó $0,0561^{\circ}C$, con respecto al del agua pura. A partir de este valor se deduce que la temperatura de ebullición de la solución es:

$$T_{e \text{ solución}} = \Delta T_e + 100^\circ\text{C}$$

$$= 0,0561 + 100^\circ\text{C} = 100,056^\circ\text{C}$$

4.6.1.3 PUNTO DE CONGELACIÓN

En soluciones formadas por solutos no volátiles se observa un descenso de la temperatura de congelación, respecto a la del solvente puro. Esta disminución es proporcional a la concentración molal de la solución y se

relaciona por medio de la **constante crioscópica molal**, K_C que se expresa en $^\circ\text{C}/m$ y depende de la naturaleza del solvente. La expresión matemática es:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$

Una de las aplicaciones de esta propiedad coligativa se relaciona con los **anticongelantes**, sustancias empleadas principalmente en automóviles para evitar que el agua de los radiadores se congele durante el invierno.

4.6.1.4 PRESIÓN OSMÓTICA

La **ósmosis** es un fenómeno que se aplica especialmente a soluciones en las cuales el solvente es el agua. Consiste en el paso de moléculas de agua (solvente) a través de una **membrana semipermeable**, desde un compartimiento menos concentrado hacia otro, con mayor concentración de soluto.

Una membrana semipermeable es una película, que permite el paso del solvente más no del soluto. Las moléculas del solvente pueden pasar en ambas direcciones, a través de la membrana, pero el flujo predominante ocurre en la dirección menor a mayor concentración de soluto y termina cuando la presión ejercida por el golpeteo de moléculas de soluto a uno y otro lado de la membrana, se iguala. Este golpeteo se traduce en un valor de presión, ejercida por las moléculas de soluto sobre la membrana, denominada presión osmótica. La **presión osmótica** depende de la cantidad de soluto y puede interpretarse como si el soluto fuera un gas que ejerce presión sobre las paredes de un recipiente, su expresión matemática es:

$$\pi = \frac{nRT}{V}$$

Donde, π representa la presión osmótica, $\frac{n}{V}$ se interpreta como la concentración molar de la solución y R es la constante universal de los gases. Si el solvente es agua, la molaridad será equivalente a la molalidad. De donde, obtenemos que:

$$\pi = MRT = mRT$$

Es decir que π es igual a la concentración molar (M mayúscula) por la constante de los gases por la temperatura T ; o también π es igual a la concentración molal (m minúscula) por la constante de los gases por la temperatura T .

EJEMPLO

1. Hallar el punto de congelación de una solución que contiene 23,0 g de etanol ($C_2H_5O H$) en 600 g de agua, con un valor de K_c para el agua igual a $1,86^\circ C/m$.

Calculamos la molalidad de la solución:

$$m = \frac{n}{kg \text{ solvente}}$$

Despejando número de moles de etanol y reemplazando tenemos que:

$$n_{ETANOL} = \frac{23g \cdot 1mol}{46g} = 0,5moles$$

De donde obtenemos,

$$m = \frac{0,5 \text{ mol}}{0,600Kg} = 0,833$$

Ahora, tenemos que:

$$\Delta T_c = 1,86^\circ C/m \cdot 0,833m = 1,54^\circ C$$

El resultado nos indica que la disolución se congela a $0^\circ C - 1,54^\circ C$, es decir, a. $-1,54^\circ C$.

4.6.2 PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LOS COLOIDES

Los coloides son un estado intermedio entre mezclas homogéneas o verdaderas soluciones y mezclas heterogéneas. El factor determinante en esta diferenciación es el tamaño de las partículas disueltas (solutos).

4.6.2.1 CARACTERÍSTICAS

En las soluciones el soluto presenta moléculas pequeñas, imposibles de filtrar o de separar por medios físicos. Por el contrario, en mezclas heterogéneas es posible distinguir cada uno de los componentes y separarlos físicamente. En los coloides, el tamaño del soluto es tal, que sus partículas se encuentran suspendidas entre aquellas del solvente, sin alcanzar a precipitarse, pero siendo lo suficientemente grandes como para causar turbidez en la mezcla. Así, en un coloide es posible identificar una **fase dispersa** (solute) y una **fase dispersante** (solvente). A continuación se muestran algunos ejemplos de soluciones coloidales:

Tabla 6. tipos de soluciones coloidales y sus ejemplos

FASE DISPERSA O DISCONTINUA	MEDIO DE DISPERSIÓN	EJEMPLOS
Sólido	Sólido	Gemas, vidrio, rubí
Sólido	Líquido	Plasma, tintas soles de oro, jaleas

FASE DISPERSA O DISCONTINUA	MEDIO DE DISPERSIÓN	EJEMPLOS
Sólido	Gas	Humo, nubes de polvo
Líquido	Sólido	Perlas ópalos
Líquido	Líquido	Mayonesa
Líquido	Gas	Niebla, pulverizados
Gas	Sólido	Pómez, ámbar
Gas	Líquido	Espuma, merengue y nata batida

4.6.2.2 PROPIEDADES DE LOS COLOIDES

Los coloides presentan las siguientes propiedades:

- Movimiento browniano** En una solución verdadera las moléculas están siempre en rápido movimiento. Tanto las moléculas de soluto como las de solvente presentan. **movimiento molecular**. Como las partículas coloidales son grandes, por lo general formadas por agregados moleculares, su movimiento es más lento. Aparentemente la causa del movimiento de las partículas coloidales es el bombardeo que reciben de las moléculas del medio en el cual están dispersas. **Robert Brown** (1773–1858) fue el primero que observó, en el ultramicroscopio, este movimiento errático, llamado en su honor **movimiento browniano**. Este movimiento es una de las razones por las que las partículas coloidales no se sedimentan, a pesar de su gran tamaño, aun cuando se dejen en reposo por un tiempo prolongado.

- **Efecto Tyndall.** Cuando un haz de luz pasa a través de un coloide, las partículas dispersas difractan la luz, haciendo que se forme un rayo de luz angosto, dentro del cual es posible observar pequeñas manchas luminosas, que corresponden a la luz reflejada sobre la superficie de las partículas coloidales. Esto no ocurre en soluciones verdaderas, pues las partículas de soluto son demasiado pequeñas como para desviar la luz. Este fenómeno recibe el nombre de **efecto Tyndall**, en honor a su descubridor.
- **Adsorción.** La adsorción es la **retención de las moléculas constitutivas de una sustancia, sobre la superficie de otras moléculas, que actúan como adsorbentes**. Las partículas coloidales suelen ser excelentes adsorbentes, propiedad que tiene numerosas aplicaciones prácticas. Por ejemplo, el gel de sílice es un muy buen adsorbente frente a varias sustancias, especialmente el vapor de agua. Por esta razón, en el laboratorio y en la industria, el gel de sílice se emplea como agente desecante. La adsorción se puede presentar en sustancias no coloidales como el carbón, que se emplea en las máscaras antigás para adsorber gases venenosos y en forma de pastillas para ayudar al tratamiento de indigestiones o como antídoto de primera urgencia en el tratamiento de ingestión de venenos.

En los laboratorios de química se emplea a menudo carbón en polvo para eliminar impurezas, por ejemplo, cuando se desea aislar y purificar un compuesto. También se pueden preparar columnas de un adsorbente como el óxido de aluminio, para separar materiales que se pueden adsorber a distintas alturas de la columna. Este

procedimiento es la base del **análisis cromatografía de adsorción en columna**.

- **Carga eléctrica.** Las partículas coloidales pueden poseer una carga eléctrica característica sobre su superficie. Esta carga puede ser el resultado de la adsorción de iones, el efecto de electricidad estática o la ionización de las propias partículas coloidales. El proceso responsable de la generación de la carga, determinará el signo de la misma. Dado que partículas de la misma carga se repelen, cuando las partículas coloidales tienen carga no forman agregados mayores, con lo cual se evita que precipiten en forma de coágulos, proceso denominado **coagulación**.

Esta propiedad se usa, entre otras aplicaciones, para separar los solutos constitutivos de un coloide. Por ejemplo, es frecuente tener sistemas coloidales formados por una mezcla de diferentes proteínas. Las proteínas son macromoléculas, que dependiendo del medio dispersante, se ionizan diferencialmente. El procedimiento se denomina **electroforesis** y consiste en someter la mezcla a la acción de un flujo eléctrico entre dos electrodos, de manera que las moléculas con carga negativa migran al ánodo (polo positivo), al tiempo que las cargadas positivamente se movilizan hacia el cátodo (polo negativo). La electroforesis es un procedimiento muy usado en la actualidad, por ejemplo, para separar las proteínas del plasma sanguíneo o para separar moléculas de ADN de origen diferente.

- **Diálisis.** Las sustancias que se disuelven formando soluciones verdaderas se llaman a veces cristaloides para diferenciarlas de los coloides. Los **cristaloides** pasan con facilidad a través de membranas que retienen a las partículas coloidales. Estas

membranas se pueden considerar tamices con agujeros de un tamaño definido. La membrana se llama **membrana dializadora** y el proceso de separación se llama **diálisis**. La mayoría de las membranas animales se pueden considerar membranas dializadoras.

4.7 ACTIVIDAD

1. Explica la relación entre presión de vapor y punto de ebullición de un líquido. Menciona un ejemplo que sustente tu respuesta.
2. Los solutos afectan algunas propiedades físicas de las soluciones. Explica por qué un soluto puede a la vez disminuir la presión de vapor del líquido y aumentar su punto de ebullición.
3. El incremento del punto de ebullición de un líquido al agregarle un soluto, ¿depende del tipo de soluto o de la cantidad de soluto utilizado? Justifica tu respuesta.
4. En el laboratorio de ciencias se desea preparar una solución 0,5 M de KMnO_4 . Explica el procedimiento y las cantidades requeridas para la preparación de 100 ml de esta solución.
5. 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.
6. 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.

7. 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)
8. 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.
9. La información de la siguiente tabla corresponde a la solubilidad de diferentes sustancias en el agua de acuerdo con la temperatura:

Tabla 7. Solubilidad de diversas sustancias a diferentes temperaturas, en cada 100 gramos de agua

Soluto	0°C	20°C	50°C	100°C
NaCl	35,7	36	37	39,8
KNO ₃	13,3	32	85,5	246
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	180	220	256	285

- e. Explica qué solubilidad presenta el NaCl y el KNO₃ a 50 °C en comparación con la sacarosa en la misma temperatura.

- f. Determina la concentración molar de la solución de KNO_3 a 45°C
- g. Explica cómo se afecta la concentración de una solución con la variación de la temperatura.
10. 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.
11. 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.
12. 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 N H_3 y 0,05 M de $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.
13. Halla la concentración normal (N) de 200 ml de una solución acuosa 1,8 M de H_2SO_4 .
14. Calcula la fracción molar (X) de una solución sólida de 150 g de Fe en 250 g de Cu.

15. Establece algunas diferencias entre:
- Molaridad y molalidad.
 - Molaridad y normalidad.
 - Porcentaje en masa y porcentaje en volumen.
16. Calcula el punto de ebullición y el punto de congelación de una solución de azúcar que contiene: 4,27 g de $C_{12}H_{22}O_{11}$ disuelta en 50 g de H_2O .
- a. $K_e = 0,51$ y $K_c = 21,86$
17. Las soluciones se caracterizan por presentar una sola fase. Sus partículas están dispersas en forma homogénea y no se precipitan al dejarlas en reposo.
18. Los coloides aparentemente parecen soluciones, pero no lo son. Explica las razones de esta diferencia y menciona tres ejemplos de coloides.

5 CINÉTICA QUÍMICA

5.1 VELOCIDAD DE REACCIÓN

En una reacción química, además de conocer los compuestos que intervienen, es importante saber qué tan rápido reaccionan y los

factores que determinan esta velocidad. Así, es posible modificar o alterar el curso de la reacción para buscar mayor eficiencia.

5.1.1 CONCEPTOS BÁSICOS

La velocidad de una reacción es la **rapidez** con la que se forman los productos o se consumen los reactivos involucrados en dicha reacción.

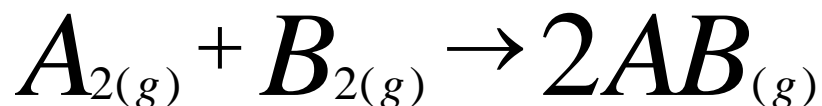
La velocidad de reacción se define en términos del tiempo necesario para que desaparezca o se transforme una determinada cantidad de reactivos o para que se formen los productos correspondientes. Decimos entonces que:

$$\text{Velocidad} = \frac{\text{cambio de concentración de una sustancia consumida}}{\text{Tiempo transcurrido}}$$

Tenga en cuenta los siguientes aspectos:

- La concentración se representan en química usando corchetes $[\]$ y dentro de ellos el símbolo o fórmula del compuesto o elemento en cuestión.
- El aumento en la variación de cualquiera de los valores a trabajar (tiempo, concentración, etc.) se utiliza la letra griega delta mayúscula.

Consideremos una reacción cualquiera; donde cada letra representa una sustancia en la reacción.



A medida que la reacción ocurre, las concentraciones de A_2 y B_2 , disminuyen gradualmente, mientras que la concentración del producto, AB , aumenta en la misma proporción.

La velocidad de reacción para las especies A_2 y B_2 se puede expresar en términos del aumento en la concentración de AB , en un intervalo de tiempo:

$$\text{Velocidad de reacción} = \frac{\Delta[AB]}{\Delta t}$$

También podemos expresar la velocidad a partir de la tasa de descomposición de cualquiera de los dos reactivos:

$$\text{Velocidad de reacción} = \frac{\Delta[A_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[B_2]}{\Delta t}$$

La diferencia está en que en el caso de los productos hablamos de velocidad de formación, mientras que en el segundo caso se trata de velocidad de descomposición.

Ten presente que los corchetes se emplean para representar la concentración de una sustancia, como mol/litro . De donde, deducimos que las unidades en las que se expresa la velocidad son $\text{mol/litro} \cdot \text{s}$. La velocidad de las reacciones químicas es una función de la concentración de las sustancias reaccionantes, pues se intuye que entre más moléculas de cada sustancia se tengan, mayor será la probabilidad de que entren en contacto unas con otras y por tanto, mayor será la rapidez con la que unas se transforman en otras.

5.1.1.1 TEORÍA DE LAS COLISIONES

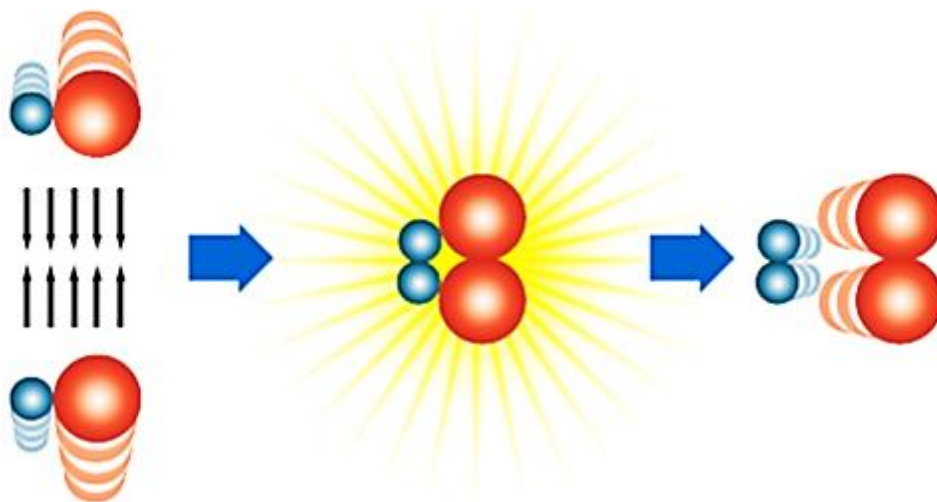
Como se mencionó antes, una reacción química implica una reorganización espacial de los átomos en la ruptura, y posterior formación de enlaces químicos. Para que esto suceda, las moléculas y átomos involucrados, deben estar en contacto físico. Las particularidades del proceso de interacción entre sustancias químicas a nivel molecular se explican a partir de la **teoría de las colisiones**.

La teoría cinético-molecular de la materia nos dice que los átomos y moléculas de las distintas sustancias se hallan en continuo movimiento, lo que ocasiona choques constantes entre las partículas. Estos choques son la chispa necesaria para que haya una reacción química. Así, mientras mayor sea el número de choques por unidad de tiempo, mayor será la probabilidad de que ocurra una reacción.

Sin embargo, no todos los choques son efectivos, en el sentido de que provoquen un cambio químico. Para que esto ocurra, las partículas en cuestión deben tener una energía suficientemente alta para vencer las fuerzas de repulsión que actúan entre ellas. De no ser así, dichas

partículas se volverían a separar. Por otra parte, debido a que las moléculas suelen tener una compleja estructura tridimensional, alrededor de la cual se distribuyen nubes de electrones, los choques efectivos deben darse en una cierta orientación espacial. En otras palabras, la posición y la dirección con la cual se acerquen las moléculas determinará que se produzca o no una reacción (figura 3).

Imagen 9. Ejemplo de la colisión de partículas.



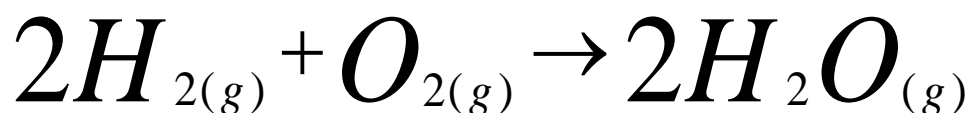
Descripción de la imagen: es una representación horizontal de izquierda a derecha de la cohesión entre las moléculas para la formación de un enlace. En ella se muestran dos pares de esferas un par arriba y otro abajo cada uno formado por una esfera mediana y otra pequeña en medio de los dos pares se encuentran unas flechas verticales confrontadas que simulan choques moleculares, luego se encuentra una flecha señalando una agrupación de cuatro esferas unidas dos medianas y dos pequeñas, seguido se encuentra una flecha horizontal señalando dos esferas pequeñas unidas y dos esferas medianas unidas.

La energía necesaria para que sea posible una reacción se denomina energía de activación la cual se simboliza con las letras E mayúscula y a minúscula (E_a). La energía de activación es una propiedad de cada reacción y depende de la clase de enlaces que se tengan que romper durante la misma.

De lo anterior se concluye que la velocidad de reacción depende del número de choques por segundo, del número de choques efectivos, de la orientación con la cual ocurren los choques, de la energía que posean las moléculas en el momento de la colisión y de cuánta energía hace falta para alcanzar el valor crítico o energía de activación.

De ahí que, cualquier circunstancia que afecte la frecuencia y la efectividad de las colisiones, afecta también la velocidad de reacción. Cuando se produce un choque efectivo, las moléculas involucradas forman una sustancia intermedia, de alta energía, que se denomina **complejo activado**. La energía de activación E_a , corresponde a la diferencia entre la energía de los reaccionantes y la del complejo activado.

Consideremos como ejemplo la formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno gaseosos:



Para que se forme el producto, se requiere, en primer lugar que se rompan los enlaces H—H y O—O, para que luego se formen los enlaces H—O. Para que esto suceda, el nivel de energía de las moléculas de H_2 y O_2 debe ser igual o superior a la E_a y además debe cumplirse que la orientación de la colisión sea la adecuada. En el esquema se puede

apreciar que esta reacción libera energía; por lo tanto, se clasifica como exotérmica.

5.1.2 ECUACIÓN DE VELOCIDAD

Según lo explicado anteriormente, una reacción química cualquiera puede descomponerse en una serie de etapas o pasos, como por ejemplo, la ruptura de los enlaces de los reactivos, la formación del complejo activado y finalmente, la formación de nuevos enlaces para dar lugar a los productos.

Cada etapa ocurre a una cierta velocidad, dependiendo de las condiciones existentes y de la naturaleza de los compuestos presentes. En otras palabras, la velocidad con la que se lleva a cabo cada etapa puede variar. Bajo este contexto, las ecuaciones que empleamos para cuantificar la velocidad de las reacciones químicas están planteadas para la **reacción global**, y no para cada una de las etapas. La velocidad de la reacción global es generalmente igual a la velocidad de la etapa más lenta en la secuencia de reacción.

Se sabe, debido a la experiencia, que la velocidad de reacción es proporcional a las concentraciones de los reactivos. Sin embargo, la magnitud de esta proporcionalidad varía de una reacción a otra. Así, la ecuación de velocidad para la reacción genérica:



Es la siguiente:

$$v = K[A]^x \cdot [B]^y$$

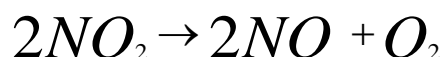
Para la lectura correcta de las anteriores reacciones tengan en cuenta que:

- Las letras minúsculas representan los coeficientes estequiométricos o cantidad de moles presentes de cada sustancia.
- Las letras mayúsculas como es sabido representan las sustancias participantes y productos dentro de la reacción.
- La flecha horizontal con doble sentido representa o indica que la reacción se da en ambos sentidos de la reacción.

Donde, v es la velocidad de reacción (para la desaparición de los reactivos, en este caso), $[A]$ y $[B]$ son las concentraciones de las especies A y B, respectivamente, expresadas en *mol/litro*, K es la constante de proporcionalidad, denominada **constante específica de velocidad** y letra x con la letra y son exponentes, que representan la magnitud de la proporcionalidad, por lo que pueden ser números enteros o fracciones, así como de signo positivo o negativo, según el caso.

Algunas veces, los valores de letra x con la letra y coinciden con los de los coeficientes de la reacción balanceada (a minúscula y b minúscula, en este caso). No obstante, estos exponentes deben determinarse experimentalmente, ya que no siempre son iguales a los coeficientes.

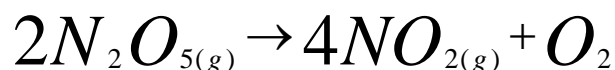
Estos planteamientos se resumen en lo que se conoce como la **ley de acción de masa**. Por ejemplo, se ha determinado que la ecuación de velocidad para la reacción



es:

$$v = K[NO_2]^2$$

Mientras que para la reacción



es:

$$v = K [N_2O_5]^2$$

La velocidad de las reacciones se determina experimentalmente a través del registro de cambios de color o de presión en el sistema en reacción. Cambios que son resultado de la aparición de los productos. Por ejemplo, en la primera reacción, es posible evidenciar la desaparición del dióxido de nitrógeno (NO_2) que es un gas de color café. De la misma manera, en el segundo ejemplo, este gas aparece como producto, con lo cual es posible cuantificar la tasa de formación del mismo.

EJEMPLOS

En el laboratorio, trabajando a 325 °C, se determinó la constante específica de velocidad para la descomposición del N_2O_5 , como

5×10^{-4} Calcula el número de moles que se descomponen en un segundo, si la concentración inicial del N_2O_5 es de $6,5 \times 10^{-4} \text{ mol/litro}$.

Si sabemos que:

$$v = K [N_2O_5]^2$$

De donde se obtiene que:

$$v = \frac{5 \times 10^{-4} \cdot 6,5 \times 10^{-4} \text{ mol/litro}}{s}$$

$$v = \frac{3,25 \times 10^{-7} \text{ mol/litro}}{s}$$

5.1.3 FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

Teniendo en cuenta los planteamientos de la teoría de las colisiones, cualquier condición que afecte la ocurrencia de choques efectivos, afectará igualmente la velocidad de reacción. Experimentalmente se ha establecido que los principales factores determinantes de la velocidad de las reacciones químicas son: la naturaleza y concentración de los reactivos, la temperatura a la que ocurre la reacción y la presencia de catalizadores.

5.1.3.1 NATURALEZA DE LOS REACTIVOS

La tendencia a reaccionar que muestran unas sustancias con otras se relaciona con la distribución y estructura tridimensional de los electrones periféricos, con la energía de los enlaces que unen los diferentes átomos y con la afinidad entre átomos, moléculas o iones presentes. Por ejemplo, las sustancias en formas moleculares reaccionan más lentamente que las iónicas.

5.1.3.2 SUPERFICIE DE CONTACTO

Mientras más puntos de contacto haya entre las sustancias reaccionantes, la reacción ocurrirá más rápido. Por ejemplo, un terrón de azúcar es atacado por bacterias y levaduras, más lentamente que si se hallara disuelto en una solución acuosa.

5.1.3.3 CONCENTRACIÓN DE LOS REACTIVOS

A partir de la ecuación de velocidad sabemos que la velocidad es proporcional a la concentración de las especies químicas. Esto se debe a que al aumentar la concentración de las sustancias reaccionantes, se aumenta la probabilidad de choque entre sus moléculas, y por tanto la cantidad de colisiones efectivas. Por ejemplo, un trozo de carbón arde con dificultad si la combustión se realiza en presencia de poco oxígeno, pero si aumentamos la concentración de este gas, la combustión se realiza rápidamente con producción de luz.

Cuando los reactivos son gases, un aumento en la presión del sistema, genera un aumento del número de moléculas por unidad de área, lo que se traduce en un aumento de la concentración que lleva a su vez a una aceleración del proceso.

La magnitud en la cual se aumenta la velocidad, con cada aumento de concentración depende de la reacción y se debe determinar empíricamente.

5.1.3.4 TEMPERATURA

Con base en la teoría de colisiones, así como en la teoría cinético-molecular, se comprende fácilmente que un aumento en la temperatura del sistema en reacción lleve a un aumento proporcional en la velocidad de reacción. A mayor temperatura, mayor energía cinética poseerán las moléculas y por tanto más cerca estará de alcanzar el valor crítico, E_a . Así mismo, a mayor energía cinética, la frecuencia de choques se verá también incrementada, y por tanto, la probabilidad de choques efectivos aumentará.

Experimentalmente se ha observado que por cada 10 °C de aumento en la temperatura, la velocidad de reacción se duplica. No obstante, la realidad es un poco más compleja, pues la magnitud del incremento en la velocidad debido a la temperatura depende de la constante específica de la reacción y de la energía de activación.

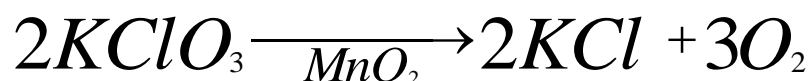
5.1.3.5 CATALIZADORES

5.1.3.5.1 GENERALIDADES

Un catalizador es una sustancia que afecta la velocidad de una reacción, ya sea incrementándola o retardándola. Los catalizadores se caracterizan porque son necesarios en muy bajas concentraciones y porque no son consumidos o transformados al final de la reacción. En ocasiones un catalizador puede intervenir en la reacción formando

compuestos intermedios, que sirven de puente para la formación de los productos, pero al finalizar la reacción, la sustancia catalizadora siempre queda libre e inalterada.

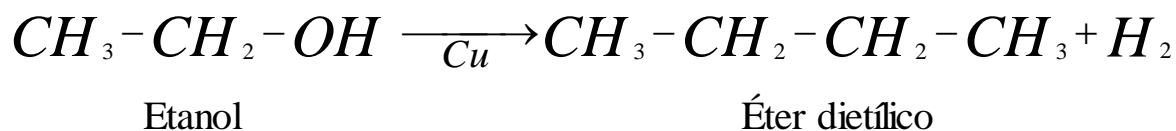
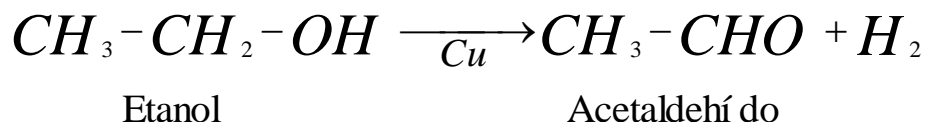
El proceso general de alteración de la velocidad a través del empleo de catalizadores, recibe el nombre de **catálisis**. Cuando una sustancia actúa acelerando la reacción general se denomina **catalizador positivo**, mientras que si la retarda se denomina **catalizador negativo** o **inhibidor**. Por ejemplo, el oxígeno se puede obtener en el laboratorio por descomposición térmica del clorato potásico ($KClO_3$), a 500 °C. Sin embargo, si se adiciona una pequeña cantidad de dióxido de manganeso, MnO_2 , la reacción ocurre a 150 °C, según la ecuación:



La acción de un catalizador se puede sintetizar como la disminución del valor crítico de energía, E_a , necesario para que la reacción ocurra. Los mecanismos para lograr esta disminución varían, desde la adsorción y por tanto, retención de los reactivos, hasta la formación de complejos activados entre reactivos y catalizadores.

En general, se puede decir que los catalizadores **son específicos**, pues cada reacción presenta una afinidad específica para diferentes catalizadores.

Por ejemplo, si se hace reaccionar etanol en presencia de cobre se obtiene acetaldehído, mientras que, si se hace reaccionar en presencia de aluminio se obtiene éter di etílico:



Tenga en cuenta que los guiones que aparecen en estas estructuras químicas representan los enlaces.

Según el estado de agregación del catalizador con respecto al de los demás reactivos, los catalizadores se dividen en homogéneos y heterogéneos.

Los **catalizadores homogéneos** son aquellos que se encuentran en el mismo estado de agregación que los reactivos, mientras que, los **catalizadores heterogéneos** son, por lo general, sólidos finamente divididos que catalizan reacciones en medio líquidas o gaseosas.

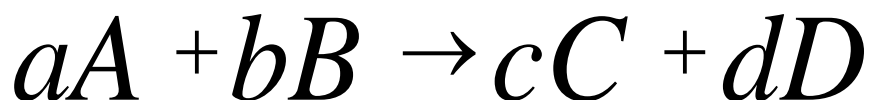
5.1.3.5.2 CATALIZADORES BIOLÓGICOS

En los organismos vivos ocurren un sinnúmero de reacciones químicas, muchas de las cuales requerirían temperaturas o concentraciones demasiado altas para ser posibles. La manera como se logra que se lleven a término a temperatura ambiente y con concentraciones bajas es por medio de los llamados **catalizadores biológicos o enzimas**.

Actualmente, la aplicación de la acción enzimática de múltiples sustancias orgánicas en la industria de alimentos, se halla muy desarrollada.

5.2 ACTIVIDAD

1. Los profesionales en química que estudian la cinética química, centran sus estudios en las velocidades de reacción y en la formación de productos a partir de reactivos. Uno de los elementos que deben tener en cuenta al momento de realizar los análisis de las reacciones químicas es la existencia de factores que pueden modificar la velocidad de una reacción.
 - a. Menciona cuáles son los factores que afectan la velocidad de reacción y escribe un ejemplo.
2. Explica cómo se relacionan las velocidades de reacción en una reacción reversible.
3. Menciona y explica las condiciones necesarias para que se produzca una reacción química a partir de la teoría de las colisiones.
4. Los catalizadores desempeñan funciones muy importantes en las reacciones bioquímicas de los seres vivos. ¿Qué nombre reciben este tipo de catalizadores? Si no existieran, ¿qué sucedería en el organismo?
5. Plantea la velocidad de reacción para la siguiente ecuación:



6. Un supervisor observa que el rendimiento de la producción industrial de ácido sulfúrico en equilibrio con sus reactivos, disminuye de manera constante en la planta. Uno de los ingenieros sugiere que se escoja un catalizador para aumentar el rendimiento. ¿Estás de acuerdo con el planteamiento propuesto por el ingeniero? Justifica tu respuesta.
7. ¿Cómo se define la velocidad de reacción?
8. ¿Existe alguna relación entre las condiciones termoquímicas, la velocidad y el equilibrio químico?
9. ¿Qué factores modifican la velocidad de una reacción?
10. ¿Cómo se asocia la teoría de las colisiones con los factores que alteran la velocidad de una reacción química?

6 EQUILIBRIO QUÍMICO

El segundo aspecto importante por tratar dentro de la cinética es el equilibrio químico, el cual, como se mencionó antes, es un caso especial que se presenta en las reacciones.

Situaciones de equilibrio son bastante frecuentes en la naturaleza, por lo que el estudio de este tipo de estados es de suma importancia para el hombre.

6.1 REACCIONES REVERSIBLES

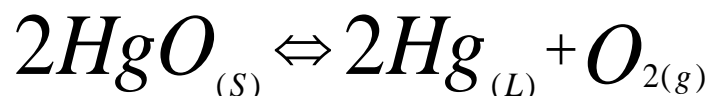
En la vida diaria observamos que hay transformaciones químicas irreversibles como, por ejemplo, la combustión de un fósforo o la

cocción de algún alimento. En estos casos no es posible volver atrás, para obtener los elementos que intervinieron inicialmente en la reacción. Existen, no obstante, otras reacciones en las que los productos pueden reaccionar entre sí para originar nuevamente los reactivos iniciales. En estos casos, se habla de **reacciones reversibles**.

En general, podemos decir que todas las reacciones son reversibles. Lo que ocurre es que las condiciones externas, presentes en el momento de la reacción, determinan que la energía de activación para uno de los dos sentidos, sea mucho más baja que para el opuesto, con lo cual, la velocidad de reacción de una de las dos vías se ve favorecida.

6.2 EQUILIBRIO DINÁMICO

Revisemos el siguiente ejemplo de reacción reversible:



El óxido de mercurio (Hg O), por acción del calor, se descompone en mercurio y oxígeno. La reversibilidad del proceso se hace evidente gracias a los cambios de color de reactivos y productos, pues, el Hg O es un sólido de color naranja, que al descomponerse se torna, inicialmente rojo y luego gris plateado, color característico del mercurio elemental. Cuando el Hg O se agota, se favorece la reacción inversa, con lo cual los productos reaccionan, beneficiando a su vez la reacción directa que los volverá a originar. Se llega a un estado de equilibrio cuando la velocidad de formación de reactivos y productos se iguala. A este equilibrio se le llama **equilibrio dinámico** pues, no implica quietud o estancamiento, sino, por el contrario, el movimiento continuo en ambos sentidos de la

ecuación. Las condiciones que se deben cumplir para alcanzar el equilibrio dependen de cada reacción.

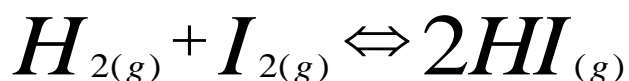
6.3 LEY DE ACCIÓN DE MASAS

La experiencia ha demostrado que cada reacción en particular presenta su propio estado de equilibrio, caracterizado por una relación específica entre las concentraciones de las diversas sustancias que intervienen en el proceso.

Estas observaciones fueron la base para la formulación de la **ley de acción de masas**, la cual se enuncia en los siguientes términos: *la velocidad de una reacción química es proporcional al producto de las masas activas de las sustancias reaccionantes*. La expresión **masas activas** hace referencia a las concentraciones de las sustancias que participan en la reacción. Recordemos que esta ley es la base para la formulación de la ecuación de velocidad. Cuando se presenta un estado de equilibrio, la ley de acción de masas relaciona las velocidades en los sentidos, directo (reactivos a productos) e inverso (productos a reactivos), como se verá a continuación.

6.4 LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Examinemos la reacción:



Las expresiones de velocidad para cada dirección son:

$$v_1 = K_1 \cdot [H_2][I_2]$$

$$v_2 = K_2 \cdot [HI]^2$$

Según lo expuesto hasta ahora, en el equilibrio, las dos velocidades son iguales. Es decir:

$$v_1 = v_2$$

De donde obtenemos la igualdad:

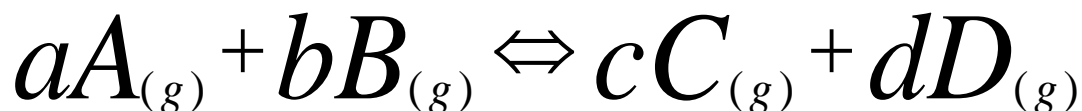
$$K_1 \cdot [H_2] \cdot [I_2] = K_2 \cdot [HI]^2$$

Al relacionar las dos constantes de velocidad, se obtiene una nueva constante: **la constante de equilibrio K_e** .

$$K_e = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

La constante de equilibrio K_e es característica de cada reacción, bajo condiciones de temperatura y presión específicas y constantes.

En forma general podemos afirmar que para una reacción cualquiera:



La constante de equilibrio está dada por la ecuación:

$$K_e = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

En otras palabras, esto significa que el producto de las concentraciones de los productos sobre el producto de las concentraciones de los reactantes elevados a la potencia indicada por los coeficientes de balanceo es igual a la constante de equilibrio del sistema de reacción.

6.4.1 SIGNIFICADO DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

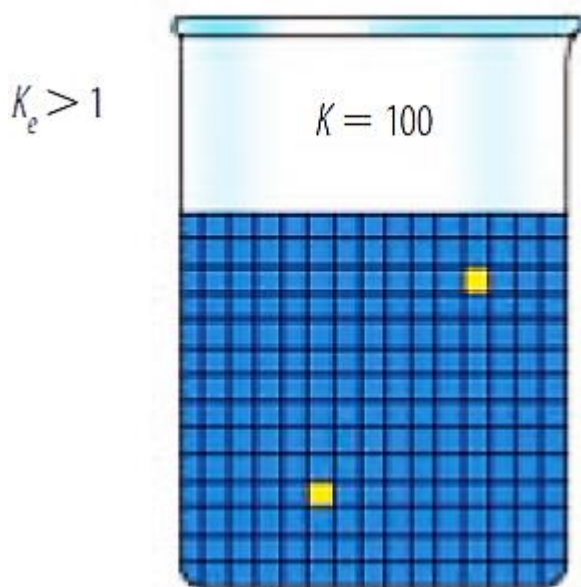
Veamos ahora qué significado tiene el valor de la constante de equilibrio.

En un sistema en equilibrio se puede presentar alguna de las siguientes situaciones:

✓ **La constante de equilibrio es mayor a 1.**

La concentración de los productos es mayor que la concentración de los reactivos, de manera que el cociente $\text{productos} / \text{reactivos}$ es mayor a la unidad. Esto significa que la reacción es favorable en el sentido de formación de los productos. Industrialmente se busca que se presente esta situación, con el fin de optimizar la producción de algún compuesto deseado, como el ácido sulfúrico (H_2SO_4) o el amoníaco (NH_3).

Imagen 10. Constante de equilibrio mayor a uno.

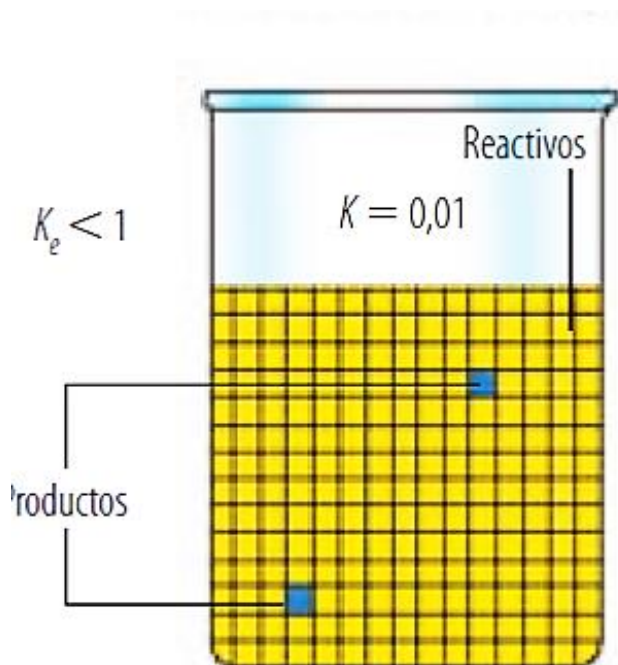


Descripción de la imagen: es una representación de cómo se puede relacionar la constante de equilibrio en una reacción cuando esta tiene un valor mayor a 1; la imagen muestra un beaker con una cuadrícula que simula las sustancias de la reacción en el equilibrio en la que solo dos de ellos presentan tonalidad diferente (representando los reactivos) a los demás recuadros de la cuadrícula.

✓ **La constante de equilibrio es menor a 1.**

La concentración de los productos es menor que la de los reactivos. En este caso, se presenta una situación desfavorable en la formación de productos, pues predomina la formación de reactivos.

Imagen 11. constante de equilibrio menor a uno.



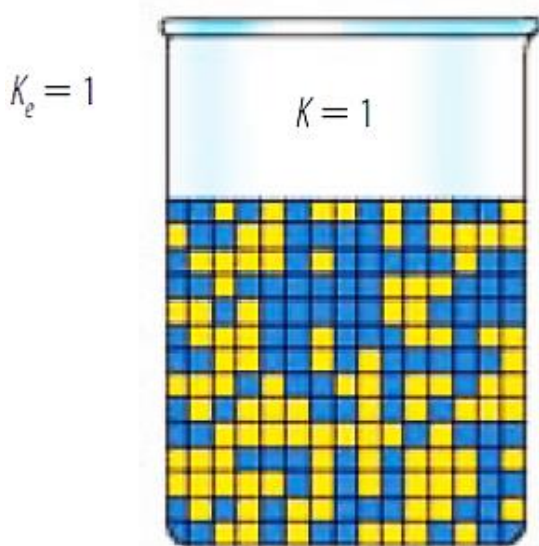
Descripción de la imagen: es una representación de cómo se puede relacionar la constante de equilibrio en una reacción cuando esta tiene un valor menor a 1; la imagen muestra un beaker con una cuadrícula que simula las sustancias de la reacción en el equilibrio en la que solo dos de ellos presentan tonalidad diferente (representando los productos) a los demás recuadros de la cuadrícula.

✓ **La constante de equilibrio es igual a 1.**

El valor de la constante de equilibrio oscila alrededor de uno.

Significa que la proporción de reactivos y productos es similar, sin que se favorezca la formación de ninguno de los dos.

Imagen 12. constante de equilibrio igual a uno.

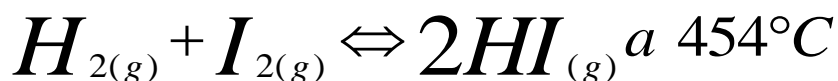


Descripción de la imagen: es una representación de cómo se puede relacionar la constante de equilibrio en una reacción cuando esta tiene un valor igual o muy aproximado a 1; la imagen muestra un beaker con una cuadrícula que simula las sustancias de la reacción en el equilibrio en la que de forma aleatoria unos recuadros de esta presentan una tonalidad diferente a la otra (representando reactivos y productos) pero que en proporción son casi la misma cantidad.

A partir de lo anterior, podemos inferir que una simple mirada al valor de la constante de equilibrio aporta información cualitativa acerca de las condiciones en las que se alcanza el equilibrio y si en este estado hay predominio de la formación de productos o de reactivos.

6.4.2 CÁLCULO DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

La constante de equilibrio K_e al igual que las constantes de velocidad de reacción, se determina experimentalmente y es característica para una reacción dada, a una cierta temperatura. Veamos el siguiente ejemplo.



Para este sistema se realizaron cuatro experimentos, variando las concentraciones de cada una de las especies presentes:

Tabla 8. Valores experimentales de concentración en moles por litro para calcular la constante de equilibrio

EXPERI MENTO	[H ₂]	[I ₂]	[H ₂]	[I ₂]	[HI]	Ke
1	1,35	0,493	0,885	0,020	0,945	50,4
2	1,33	0,888	0,535	0,092	1,590	51,4
3	1,35	1,554	0,224	0,426	2,257	53,4
4	1,36	2,413	0,111	1,170	2,502	48,2

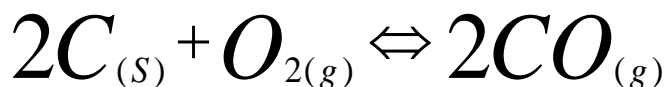
A partir de la expresión:

$$Ke = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

Se calculó la constante, *Ke*, para cada uno de los experimentos realizados, como se observa en la última columna de la tabla anterior. Como podrás notar, el valor de *Ke* es diferente para cada caso, aun cuando los resultados se ubican dentro de un estrecho rango, por lo que es válido calcular un valor de *Ke* promedio.

EJEMPLOS

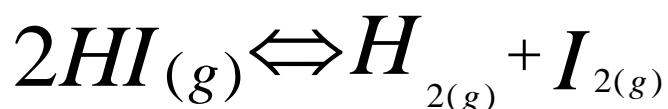
1. En el sistema en equilibrio representado por la ecuación:



Una vez establecido el equilibrio se encontró que el valor de

$Ke = 1,7 \times 10^2$. Es decir, Ke es mayor a 1, indicando que en el estado de equilibrio hay predominio de productos, es decir, la reacción es favorable para obtener C O (g).

2. Se tiene un sistema en equilibrio a 500 °C representado por la siguiente ecuación:



La expresión para la constante de equilibrio es:

$$Ke = \frac{[H_2] \cdot [I_2]}{[HI]^2}$$

Una vez alcanzado el equilibrio se encontró que el valor de

$Ke = 2 \times 10^{-3}$; es decir, Ke es menor a 1. De ahí se deduce que en el equilibrio hay mayor concentración de HI y por lo tanto la reacción no es favorable para la obtención de los productos H₂ e I₂.

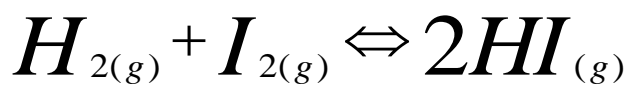
6.4.3 CÁLCULO DE LAS CONCENTRACIONES EN EL EQUILIBRIO

Una vez hemos determinado la constante de equilibrio de una reacción, podemos establecer las concentraciones de los reactantes o productos en estado de equilibrio, para una temperatura dada. Revisemos.

Tabla 9. Cálculo de concentraciones en equilibrio.

Concentraciones iniciales (mol /litro)	Cambio de concentración por reacción	Concentraciones en el equilibrio (mol /litro)
$[H_2]=1$	$-X$	$1-X$
$[I_2]=1$	$-X$	$1-X$
$[HI]=1$	$+2X$	$2X$

Supongamos que tenemos en un balón de 2 L, 2 mol de $H_{2(g)}$ y 2 mol de $I_{2(g)}$, a una temperatura de 454 °C y deseamos calcular las concentraciones de todas las especies cuando se haya alcanzado el equilibrio, a esta temperatura, partiendo de un valor conocido de ($K_e=50,8$.) Para facilitar la comprensión del procedimiento, es conveniente elaborar un cuadro como el anterior. Las concentraciones iniciales en mol/L se hallan, a partir del volumen del recipiente (2 L) y del número de moles de reactivo (2), con lo cual, la concentración es de 1 mol/L. Ahora bien, sabemos que la ecuación de equilibrio para la reacción es:



De donde deducimos que la constante de equilibrio es:

$$K_e = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

Remplazando con los datos que tenemos, y usando la tabla 10 obtenemos:

$$50,8 = \frac{[2X]^2}{[1-X] \cdot [1-X]}$$

$$50,8 = \frac{4X^2}{[1-X]^2}$$

Aplicando raíz cuadrada a ambos lados tenemos:

$$\sqrt{50,8} = \sqrt{\frac{4X^2}{[1-X]^2}}$$

Es decir, que:

$$7,12 = \frac{2X}{(1-X)}$$

por lo tanto $X = 0,78 \text{ mol/L}$

Con esta información calculamos las concentraciones en el equilibrio de todas las especies, de la siguiente manera:

$$[H_2] = 1 - 0,78 = 0,22 \text{ mol/L}$$

$$[I_2] = 1 - 0,78 = 0,22 \text{ mol/L}$$

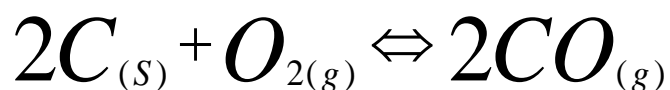
$$[HI] = 2 \cdot 0,78 = 1,56 \text{ mol/L}$$

Para asegurarnos que hemos seguido el procedimiento correctamente, basta con remplazar los resultados obtenidos, en la expresión de la constante de equilibrio y comprobar que se obtiene un valor de 50,8 para K_e .

6.5 CLASES DE EQUILIBRIO QUÍMICO

Cuando el equilibrio se establece de manera que todos los compuestos presentes se hallan en una sola fase, por ejemplo, una mezcla de gases o una solución líquida, hablamos de **equilibrio homogéneo**. En este caso, no existen límites físicos entre las especies presentes, pues todas se encuentran en el mismo estado de agregación.

Por el contrario, cuando el equilibrio se presente para más de una fase, por ejemplo, un sólido inmerso en líquido, se trata de un **equilibrio heterogéneo**. Por ejemplo:



Dado que el carbono se presenta en fase sólida, al tiempo que el oxígeno y el monóxido de carbono se encuentran en estado gaseoso, tenemos un equilibrio heterogéneo. Para este sistema, la expresión de la ley de equilibrio es:

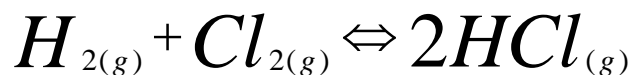
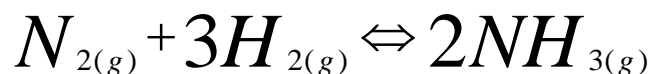
$$K_e = \frac{[CO_{(g)}]^2}{[C_{(s)}]^2 \cdot [O_2]}$$

Si el sistema se desplaza ligeramente del equilibrio, pues existe una barrera física entre las fases sólida y gaseosa. Por esta razón, el equilibrio y el valor de K_e de, depende exclusivamente de las concentraciones de los compuestos que se hallan en fase gaseosa. Esto lleva a la exclusión del término $[C(s)]$ de la ecuación, que puede escribirse ahora simplificada como:

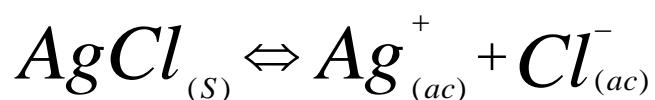
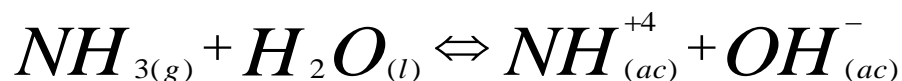
$$K_e = \frac{[CO_{(g)}]^2}{[O_2]}$$

Es frecuente hablar también de **equilibrio molecular** cuando un sistema involucra moléculas y de **equilibrio en solución** cuando éste tiene lugar en solución acuosa. Estos son algunos ejemplos:

- REACCIONES DE EQUILIBRIO MOLECULAR

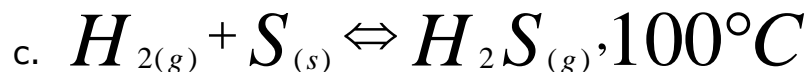
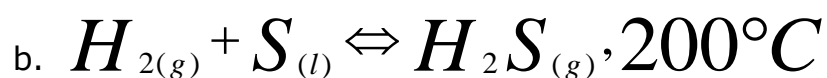


- REACCIONES DE EQUILIBRIO EN SOLUCIÓN



EJEMPLOS

Clasifica los siguientes sistemas en equilibrio y expresa K_e para cada sistema en equilibrio:



En cada uno de los casos se tiene que:

- a. Se trata de un sistema homogéneo, puesto que todas las especies se encuentran en fase gaseosa. La constante de equilibrio se expresa como:

$$K_e = \frac{[H_2S]}{[H_2] \cdot [S]}$$

- b. Se trata de un sistema heterogéneo porque el azufre se encuentra en fase líquida mientras que las demás especies están en fase gaseosa, por lo tanto, la expresión de equilibrio será:

$$K_e = \frac{[H_2S]}{[H_2]}$$

- c. Se trata de un sistema heterogéneo puesto que el azufre se encuentra en fase sólida; la expresión para K_e es:

$$K_e = \frac{[H_2S]}{[H_2]}$$

6.6 FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO

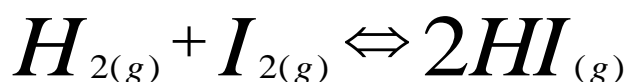
De los factores que afectan la velocidad de una reacción, solamente alteran el punto de equilibrio de dicha reacción: la concentración de las sustancias involucradas en la reacción, la presión, cuando reactivos y productos son gases y la temperatura.

6.6.1 PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER

A finales del siglo XIX, el químico francés **Henry le Châtelier** (1850-1936) postuló que *cuando en un sistema en equilibrio se modifica cualquiera de los factores mencionados, se afecta la velocidad de la reacción y el punto de equilibrio se desplaza en la dirección que tienda a contrarrestar el efecto primario de dicha alteración.*

6.6.2 EFECTO DE LA CONCENTRACIÓN

Según la ley de acción de masas, la velocidad de una reacción aumenta proporcionalmente con el aumento de la concentración de sus reactivos. Así, para el sistema en equilibrio:



La adición de más hidrógeno, promoverá la reacción directa con el fin de contrarrestar el exceso de H_2 presente. En otras palabras, el equilibrio se desplazará en la dirección de formación de los productos, para consumir el hidrógeno adicionado. El resultado final es un aumento en la concentración de HI, proporcional a una disminución en la concentración de I_2 .

De igual manera, cuando se disminuye la concentración de uno de los reactivos, el sistema se reajustará reponiendo lo que se perdió, desplazando el equilibrio hacia la dirección que produzca la especie faltante.

Debe quedar claro que un cambio en las concentraciones de cualquiera de los compuestos presentes, afectan las concentraciones en el estado de equilibrio, más no la constante, K_e .

6.6.3 EFECTO DE LA TEMPERATURA

Como se mencionó antes, la constante de equilibrio para una reacción se da para una determinada temperatura, de donde se deduce que un cambio en la misma tiene un efecto directo sobre K_e de la reacción.

Tomemos como ejemplo la siguiente reacción:



Se trata de una reacción exotérmica en la dirección reactivos-productos, pero endotérmica en la dirección contraria, productos-reactivos.

Ahora bien, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, si suministramos energía al sistema, aumentando así la temperatura de éste, habrá un exceso de calor, que será compensado con un aumento de la velocidad en el sentido de formación de los reactivos, con lo cual el calor adicional es absorbido. De igual manera, si se trata de una reacción endotérmica, el aumento en la temperatura tendrá como resultado un aumento en la velocidad de formación de productos.

En resumen, *cambios en la temperatura del sistema ocasionarán un aumento en la velocidad de reacción, en la dirección en la que se absorba calor, es decir, favoreciendo la reacción endotérmica*. Esto fue enunciado formalmente por **Van't Hoff**, en 1884.

6.6.4 EFECTO DE LA PRESIÓN

La variación de la presión en un sistema en equilibrio, sólo tiene efectos importantes cuando se trata de sustancias en estado gaseoso, puesto que al cambiar la presión, se cambia también el volumen. Un cambio en el volumen acarrea un cambio en la densidad de moléculas, lo cual se traduce en una modificación de las concentraciones (o de las presiones parciales) de las especies presentes.

Retomando el principio de Avogadro, recordemos que un mismo número de moles o de partículas ocupará un mismo volumen, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura. En consecuencia, el volumen de un gas es proporcional al número de moléculas. Así, un aumento en la presión favorecerá la reacción que implique una disminución del volumen ocupado. En cambio, si se disminuye la presión, se favorecerá la reacción en la que se ocupe un mayor volumen, es decir, donde haya mayor número de partículas. Por ejemplo, para la reacción:

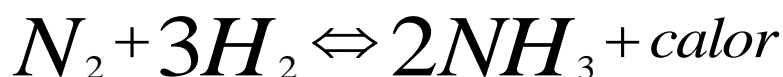


¿Qué ocurre si se aumenta la presión del sistema?, ¿hacia dónde se desplaza el equilibrio? Se observa que dos volúmenes de reactivos, generan un volumen de producto. De manera que un aumento en la presión desplaza el equilibrio en la dirección de la formación de PBr_5 , pues se favorece la reacción que implique una disminución de volumen.

6.6.5 APLICACIONES DEL PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER

Industrialmente se busca optimizar las condiciones para que la mayor parte de los reactivos formen el o los productos de interés. A través de la manipulación de los factores que afectan la velocidad de reacción y especialmente aquellos relacionados con el equilibrio químico, se puede lograr la optimización de diversos procesos.

La síntesis de amoníaco por el **proceso de Haber**, se basa en la manipulación y control de la presión, la temperatura y la concentración de los reactivos involucrados, así como del uso de los catalizadores adecuados. La reacción que describe el proceso es:



Como se observa, cuatro volúmenes de reactivos dan lugar a dos volúmenes del producto. Así, si el sistema se somete a alta presión, el equilibrio se desplazará hacia la producción de amoníaco.

De la misma manera, si se adiciona constantemente H_2 y N_2 , al tiempo que se retira el NH_3 producido, el equilibrio se mantendrá desplazado hacia la generación del producto.

Dado que el proceso de Haber es exotérmico, un aumento de la temperatura generará un desplazamiento del equilibrio hacia los reactivos.

Podríamos pensar entonces que lo ideal es disminuir la temperatura del sistema. Sin embargo, esto hace que la reacción ocurra muy lentamente, perjudicando el rendimiento del proceso. Esta dificultad se compensa con el aumento en la presión discutido anteriormente.

6.7 ACTIVIDAD

1. Imagina que en el laboratorio de química tienes tres vasos de precipitados con 25 ml de solución de sulfato cúprico ($CuSO_4$)

cada uno. Al primero le agregas una granalla de zinc; al segundo, limaduras de zinc y al tercero, zinc en polvo.

- a. ¿Existen variaciones en la velocidad de reacción en los tres recipientes?
- b. ¿Cómo influye la superficie de contacto en la velocidad de reacción? Justifica tu respuesta.

2. En la naturaleza se llevan a cabo miles de reacciones.

- a. ¿Todas ocurren a la misma velocidad?
- b. ¿Por qué la explosión de pólvora es instantánea, mientras que la formación de depósitos coralinos es un proceso que se desarrolla lentamente?

3. En los seres vivos se llevan a cabo muchas reacciones químicas que hacen parte de su metabolismo. En los seres humanos cada reacción ocurre a una velocidad particular y a una temperatura promedio de 37 °C. Responde:

- a. ¿Qué sucede con la velocidad de las reacciones si la temperatura corporal aumenta a 40 °C?
- b. ¿Cómo influye en la velocidad de las reacciones una disminución de la temperatura corporal por debajo de 30 °C?

4. La vesícula biliar produce un líquido conocido como bilis, esta sustancia es la encargada de fragmentar las moléculas de grasa que ingerimos diariamente.

- a. ¿Cómo influye este proceso en la digestión?

5. La formación de trióxido de azufre ocurre mediante la siguiente reacción reversible:



En un sistema en equilibrio que se encuentra confinado en un recipiente de 12 L a 25°, se tienen 0,024 mol de SO₃, 3,6 mol de SO₂ y 1,2 mol de O₂.

a. Calcula la constante de equilibrio para el sistema.

6. Para una reacción química a una temperatura determinada, existen varias posiciones en equilibrio, pero solo un valor de *K*. La siguiente tabla registra los valores de las concentraciones iniciales y en equilibrio de tres experimentos diferentes, relacionados con la síntesis de amoníaco:

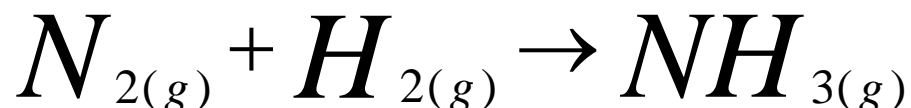


Tabla 10. Experimento 1.

	N₂	H₂	NH₃
Concentración inicial	1	1	0
Concentración en el equilibrio	0,921	0,763	1,157

Tabla 11.experimento 2.

	N₂	H₂	NH₃
Concentración inicial	0	0	1
Concentración en el equilibrio	0,399	1,197	0,203

Tabla 12.experimento 3.

	N₂	H₂	NH₃
Concentración inicial	2	1	3
Concentración en el equilibrio	2,59	2,77	1,82

Si en cada experimento se tiene un recipiente de 1 L a 500 °C, comprueba si el valor de la constante de equilibrio K es la misma en los tres experimentos.

7 BIBLIOGRAFÍA

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