



La educación
es de todos

Mineducación



QUÍMICA

Guía de Apoyo Educativo en el área de Ciencias Naturales

Grado 7° de educación básica secundaria

Temas

Configuración electrónica y números cuánticos. Historia de la tabla periódica, leyes periódicas. Regla del octeto, notación de Lewis y enlaces químicos. Reacciones químicas y leyes ponderales de la materia.

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 séptimo, 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 séptimo 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 séptimo 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 séptimo, por la licenciada en Química Diana Cristina Benavides Peña para el Instituto Nacional para Ciegos INCI, con destino a la Biblioteca Virtual.

TABLA DE CONTENIDO

1 SIMBOLOGÍA PARA LA CORRECTA LECTURA DE LA GUIA DE APOYO.....	9
2 Números cuánticos y configuración electrónica	23
2.1 Números cuánticos.....	25
2.1.1 Número cuántico principal (n)	25
2.1.2 Número cuántico secundario (l).....	25
2.1.3 Número magnético (m_l)	26
2.1.4 Espín (m_s).....	27
2.1.5 Orbitales atómicos.....	28
2.2 Principios de construcción	35
2.3 configuración electrónica.....	36
2.4 ejercicios resueltos.....	40
2.5 actividad.....	42
3 HISTORIA DE LA TABLA PERIÓDICA, LEYES PERIÓDICAS...	47
3.1 Tabla periódica y configuración electrónica.....	50
3.2 Clasificación de los elementos químicos	53
3.2.1 Metales	53
3.2.2 Los no metales.....	54
3.2.3 Los metaloides.....	55
3.3 propiedades periódicas	56

3.3.1 Volumen atómico	57
3.3.2 Radio atómico, iónico y covalente	59
3.3.3 Afinidad electrónica o electroafinidad	61
3.3.4 Electronegatividad	61
3.3.5 Electropositividad	61
3.3.6 Estados de oxidación	61
3.3.7 Puntos de ebullición y fusión	61
3.4 artículo de interés "Importancia de los oligometales ionizados en los seres vivos"	63
3.5 ACTIVIDAD	64
4 VALENCIA Y ESTADO DE OXIDACIÓN	66
4.1 Valencia.....	67
4.1.1 Numero de valencia iónica.....	67
4.1.2 Valencia covalente.....	67
4.2 Número de oxidación.....	68
4.2.1 Normas para calcular el número de oxidación en compuestos .	69
4.2.2 Número de oxidación de algunos elementos comunes	70
4.3 ACTIVIDAD	71
5 ENLACE QUÍMICO.....	71
5.1 REGLA DEL OCTETO	71
5.2 diagrama de lewis.....	73
5.2.1 Reglas para formar la estructura de Lewis de un átomo.....	73

5.3 características y clasificación del enlace químico	78
5.3.1 características iónicas del enlace	82
5.3.1.1 Formación de iones	82
5.3.2 Formación del Enlace iónico	83
5.3.3 Enlace covalente	85
5.3.3.1 Enlace covalente apolar	86
5.3.3.2 Enlace covalente polar.....	87
5.3.3.3 Enlace covalente coordinado o dativo	88
5.3.4 Enlace metálico	90
5.4 actividad.....	92

6 REACCIONES QUÍMICAS Y LEYES PONDERALES DE LA MATERIA	96
---	-----------

6.1 ELEMENTOS Y COMPUESTOS QUÍMICOS	96
6.1.1 Composición química y propiedades de los elementos y los compuestos	97
6.1.2 Diferencias entre elementos y compuestos químicos	98
6.2 TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA.....	99
6.3 reacciones químicas	101
6.3.1 Velocidad de las reacciones químicas	102
6.3.2 Representación de las reacciones químicas	103
6.3.3 Reacciones químicas a nuestro alrededor.....	106
6.3.4 clasificación de las reacciones químicas	109
6.3.4.1 Reacciones de composición o de síntesis.....	110

6.3.4.2 Reacciones de descomposición	110
6.3.4.3 Reacciones de sustitución o de desplazamiento.....	111
6.4 MASA ATOMICA, MASA MOLECULAR Y MOL	111
6.4.1 Masa atómica.....	111
6.4.2 Masa molecular	112
6.4.3 Concepto de mol	113
6.5 ley de la conservación de la masa y leyes ponderales	117
6.5.1 Cálculos basados en las ecuaciones químicas	121
6.5.2 Leyes ponderales	122
6.5.2.1 Ley de la composición definida o Ley de Proust.....	122
6.5.2.2 Ley de Dalton o de las proporciones múltiples	123
6.5.2.3 Ley de las proporciones recíprocas o de Richter	124
6.6 actividad.....	124
7 Bibliografía	129

IMAGEN 1.ORBIRAL 1S.	29
IMAGEN 2.ORBITAL 2S.	30
IMAGEN 3.ORBITAL 3S.	31
IMAGEN 4.ORBITAL 2PZ	32
IMAGEN 5.ORBITAL 2PX	33
IMAGEN 6.ORBITAL 2PY	34
IMAGEN 7.SABIAS QUE	37
IMAGEN 8.DIAGRAMA DE MOELLER.	39
IMAGEN 9.TABLA PERIÓDICA	49
IMAGEN 10. SABIAS QUE	51

IMAGEN 11. SABIAS QUE	53
IMAGEN 12. SABIAS QUE	54
IMAGEN 13. SABIAS QUE	55
IMAGEN 14.GRAFICA DE VOLUMEN ATÓMICO DE ALGUNOS ELEMENTOS	
GRUPO 2A.	58
IMAGEN 15.RADIO ATÓMICO	60
IMAGEN 16. SABIAS QUE	60
IMAGEN 17.TABLA PERIÓDICA QUE MUESTRA EL COMPORTAMIENTO DE	
LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS.	62
IMAGEN 18. POSICIONES PARA UBICAR LOS ELECTRONES DEL ÁTOMO	
SEGÚN ESTRUCTURA DE LEWIS.	74
IMAGEN 19. ESQUEMA DE LEWIS PARA EL ÁTOMO DE NITRÓGENO.	75
IMAGEN 20. ESTRUCTURA DE LEWIS PARA EL ÁTOMO DE OXÍGENO.	76
IMAGEN 21.MOLÉCULA DIATÓMICA DE OXIGENO CON LA ESTRUCTURA	
DE LEWIS.	76
IMAGEN 22. ESTRUCTURA DE LEWIS PARA LA MOLÉCULA DE CLORURO	
DE SODIO.	77
IMAGEN 23. ENLACE APOLAR DE LA MOLÉCULA DE DIATÓMICA DE	
FLÚOR.	87
IMAGEN 24. ENLACE COVALENTE POLAR DE LA MOLÉCULA DE METANO.	
	88
IMAGEN 25.SABÍAS QUE	90
IMAGEN 26.SABIAS QUE	91
IMAGEN 27.ELECTRONEGATIVIDAD DE ALGUNOS ELEMENTOS.	94
IMAGEN 28. REACCIÓN MOLECULAR PARA LA FORMACIÓN DE ÁCIDO	
CLORHÍDRICO.	102
IMAGEN 29.SABIAS QUE	108
IMAGEN 30. ¡DEBES SABER QUE!	109
IMAGEN 31. ECUACIÓN MOLECULAR PARA LA FORMACIÓN DE AGUA.	
	120

TABLA 1.SÍMBOLOS QUÍMICOS	9
TABLA 3. VALORES DEL NÚMERO CUÁNTICO SECUNDARIO, RESPECTO AL NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL.	26
TABLA 4.NÚMEROS CUÁNTICOS Y CARACTERÍSTICAS DE LOS ORBITALES.	28
TABLA 5.CONFIGURACIÓN DETALLADA DEL SODIO.	40
TABLA 6. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS.	44
TABLA 7. CONFIGURACIÓN GLOBAL SEGÚN NÚMERO ATÓMICO.	45
TABLA 8. VALENCIA DE ALGUNOS ELEMENTOS QUÍMICOS	68
TABLA 9.CARACTERÍSTICAS QUE DIFERENCIAN A LOS ELEMENTOS Y LOS COMPUESTOS.	98
TABLA 10.SÍMBOLOS DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS.	104
TABLA 11.VALORES DE MASA ATÓMICA TOTAL DE LOS ELEMENTOS DEL ÁCIDO PERCLÓRICO.	113
TABLA 12.PORCENTAJE DE ELEMENTOS QUE FORMAN LOS DOS ÓXIDOS DE COBRE	123
TABLA 13.CORROSIÓN DE DIFERENTES METALES.	125

1 SIMBOLOGÍA PARA LA CORRECTA LECTURA DE LA GUIA DE APOYO

Tabla 1. símbolos químicos

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

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

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

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

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Selenio	Se	S mayúscula con e minúscula
Sílice	Si	S mayúscula con i minúscula
Sodio	Na	N mayúscula con a minúscula
Talio	Tl	T mayúscula y l minúscula
Tantalo	Ta	T mayúscula con a minúscula
Tecnecio	Tc	T mayúscula y c minúscula
Teluro	Te	T mayúscula con e minúscula
Titanio	Ti	T mayúscula con e minúscula
Torio	Th	T mayúscula y 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 y e minúscula
<u>Zinc</u>	Zn	Z mayúscula y n minúscula
<u>Zirconio</u>	Zr	Z mayúscula y r minúscula
Cloruro de Sodio	NaCl	Símbolo del sodio y del cloro
Ácido Clorhídrico	HCl	Símbolo del hidrógeno y del cloro

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Ácido Sulfúrico	H₂SO₄	Símbolo del hidrógeno subíndice 2, símbolo del azufre y símbolo del oxígeno subíndice 4
Cloruro de Sodio	NaCl	Símbolo del sodio y del cloro
Ácido Clorhídrico	HCl	Símbolo del hidrógeno y del cloro
Ácido Sulfúrico	H₂SO₄	Símbolo del hidrógeno subíndice 2, símbolo del azufre y 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

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Hidróxido Cuproso	CuOH	Símbolo del cobre, símbolo del oxígeno y símbolo de hidrógeno
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 Aúrico	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

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Ácido perclórico	HClO₄	Símbolo del hidrógeno, símbolo del cloro, símbolo del oxígeno con subíndice 4
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 y símbolo del oxígeno
Óxido de calcio	CaO	Símbolo del calcio y símbolo del oxígeno
Óxido de litio	Li₂O	Símbolo del litio con subíndice dos y símbolo del oxígeno
Óxido de plata	Ag₂O	
Óxido de hierro(II)	FeO	Símbolo del hierro y símbolo del oxígeno

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Óxido de hierro(III)	Fe₂O₃	Símbolo del hierro con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 3
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

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Dióxido de carbono	CO₂	Símbolo del carbono seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 2
	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

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Pentóxido de di fósforo	P₂O₅	Símbolo del fosforo con subíndice 2 y símbolo del oxígeno con subíndice 5
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
Cloruro de potasio	KCl	Símbolo del potasio y símbolo del cloro
Cloruro de sodio	NaCl	Símbolo del sodio y símbolo del cloro
Yoduro de potasio	KI	Símbolo del potasio y simbol del yodo
Hidruro de sodio	NaI	Símbolo del sodio y símbolo del yodo
Cloruro de litio	LiCl	Símbolo del litio y símbolo del cloro

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Fluoruro de sodio	NaF	Símbolo del sodio y símbolo del flúor
Sulfito ácido de potasio	KHSO₃	Símbolo del potasio, seguido del símbolo del hidrógeno, seguido del símbolo del azufre, luego el símbolo del oxígeno con subíndice 3
Sulfato de calcio	CaSO₄	Símbolo del calcio, seguido del símbolo del azufre, luego el símbolo del oxígeno con subíndice 4
Sulfato de sodio	Na₂SO₄	Símbolo del sodio con subíndice 2, seguido del símbolo del azufre, luego el símbolo del oxígeno con subíndice 4
Cloruro de amonio	NH₄Cl	Símbolo del nitrógeno, seguido del símbolo del hidrógeno con subíndice 4, seguido del símbolo del cloro
Hipoclorito de potasio	KClO	Símbolo del potasio seguido del símbolo del cloro y el símbolo del oxígeno
Cloruro de cinc	ZnCl₂	Símbolo del cinc seguido del símbolo del cloro con subíndice 2
Peróxido de hidrógeno	H₂O₂	Símbolo del hidrógeno con subíndice 2 seguido del símbolo del oxígeno con subíndice 2
Agua	H₂O	Símbolo del hidrógeno con subíndice 2 seguido del símbolo del oxígeno

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Cloruro de bario	BaCl₂	Símbolo del bario seguido del símbolo del cloro con subíndice 2
Yoduro de sodio	NaI	Símbolo del sodio seguido del símbolo del yodo
Carbonato de sodio	Na₂CO₃	Símbolo del sodio con subíndice 2, seguido del símbolo del carbono, luego el símbolo del oxígeno con subíndice 3
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
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 mayúscula
Unidad de Masa Atómica	u.m.a	U minúscula, m minúscula y a minúscula

NOMBRE	SIMBOLO	FORMA DE ESCRITURA
Número Cuántico Principal	n.	n minúscula
Número Cuántico Secundario	l.	l minúscula
Número Cuántico Magnético	ml.	m minúscula y subíndice l minúscula
Número Cuántico De Espín	ms.	m minúscula y subíndice s minúscula
Gramos	g	g minúscula
Orbital p x	p x	P minúscula con x minúscula
Orbital p y	Py	P minúscula con y minúscula
Orbital p z	Pz	P minúscula con z minúscula
Orbital s	s	s minúscula
Orbital d	d	d minúscula
Orbital f	f	f minúscula

2 NÚMEROS CUÁNTICOS Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

A pesar de los avances alcanzados por el modelo atómico de Niels Bohr, éste presentaba deficiencias cuando se deseaba explicar el espectro de átomos, lo que llevó a otros científicos a suponer la existencia de estructuras dentro del átomo que los modelos anteriores no describían, las que se denominaron subniveles de energía.

En 1924, el científico francés Louis de Broglie postuló que los electrones (así como otras partículas materiales) tenían un comportamiento dual de onda y partícula, pues cualquier partícula que tuviere masa y que se moviera a cierta velocidad, podía comportarse además como onda.

En 1927, Werner Heisenberg, a partir de un supuesto matemático, sugiere que es imposible conocer con exactitud la posición, el momento (masa por velocidad) y la energía de un electrón y, en general, de una partícula de pequeño tamaño, lo que se resuelve a medida que la materia tiene mayor tamaño por la razón masa-velocidad que puede alcanzar.

Por ejemplo, si una pelota de tenis es lanzada por un compañero dentro de una habitación, podrás determinar exactamente su posición y velocidad en un tiempo determinado, e incluso su energía. Sin embargo, si esta misma experiencia es realizada con la cabeza de un alfiler, la determinación de su posición, velocidad y energía simultáneamente será una tarea bastante más compleja. No obstante, de algo sí estarás seguro, la cabeza del alfiler no ha salido de la habitación. A este fenómeno, Heisenberg lo denominó principio de incertidumbre, y se refiere a la incapacidad de determinar exactamente la posición,

velocidad y energía, de manera simultánea, de un electrón dentro del átomo.

En 1927, el físico austriaco Erwin Schrödinger, a partir de sus estudios matemáticos, considerando además las conclusiones de de Broglie, establece una ecuación compleja que al ser resuelta permite obtener una función de onda, también denominada orbital, que en su expresión cuadrática contiene la información que describe probabilísticamente el comportamiento del electrón en el átomo. Además, establece que esta función de onda corresponde a la distribución de densidad electrónica, que es mayor cerca del núcleo y menor (exponencialmente) en la medida que nos alejamos del núcleo. Este hecho marca el inicio de la mecánica ondulatoria o mecánica cuántica.

Con la teoría de Schrödinger queda establecido que los electrones no giran en órbitas alrededor del núcleo tal como lo había propuesto Bohr, sino que en orbitales, que corresponden a regiones del espacio en torno al núcleo donde hay una alta probabilidad de encontrar a los electrones.

Lo postulado por Schrödinger conduce a la existencia de un número ilimitado de funciones de onda por nivel energético, y a su vez éstas, en un átomo, resultan tener diferentes energías, lo que se denomina subniveles, identificados con las letras s, p, d, f.

Estos números derivan de la solución matemática de la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno. Permiten representar los orbitales atómicos y describir el comportamiento de los electrones. En síntesis, la distribución de los electrones alrededor del núcleo obedece a una serie de reglas o principios de la teoría mecanocuántica, que se traducen en un modelo matemático que reconoce tres números básicos denominados números cuánticos. Hay un cuarto número cuántico

descubierto en 1925 por George Uhlenbeck y Samuel Goudsmit, llamado Espín.

2.1 NÚMEROS CUÁNTICOS

Encontramos cuatro números cuánticos que son los que encontraremos a continuación.

2.1.1 NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL (N)

Corresponde a los niveles de energía que a su vez estarían formados por uno o más subniveles, los que van aumentando en la medida que nos alejamos del núcleo. Este número también se relaciona con la distancia promedio del electrón al núcleo en un orbital específico. Así, a mayor valor de n , mayor la distancia promedio del electrón respecto del núcleo y por ende mayor y menos estable es el orbital. Este número puede ir desde el uno en adelante, expresándose sólo en números enteros.

$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, \text{ y } 7.$

2.1.2 NÚMERO CUÁNTICO SECUNDARIO (L)

También conocido como número cuántico de momento angular o azimutal, puede tener valores desde 0 hasta $(n - 1)$ para cada valor del número cuántico principal (n). Este define la forma que tiene el orbital.

Se calcula considerando: $l = 0, 1, 2$, hasta $(n - 1)$. Por ejemplo

Si $n = 1$, entonces $l = 0$

Si $n = 2$, entonces $l = 0, 1$

Si $n = 3$, entonces $l = 0, 1, 2$

Si $n = 4$, entonces $l = 0, 1, 2, 3$

Para expresarlo cómodamente y evitar la confusión, la comunidad científica ha aceptado que los números que representan los subniveles sean reemplazados por las letras s, p, d, f, respectivamente; las que representan distintos tipos de orbitales, por lo tanto:

Tabla 2. Valores del número cuántico secundario, respecto al número cuántico principal.

Número cuántico n	Valor de l en números	Valor de l en letras
1	0	s
2	0,1	s, p
3	0, 1, 2	s, p, d
4	0, 1, 2, 3	s, p, d, f

2.1.3 NÚMERO MAGNÉTICO (m_l)

Se calcula según el valor del número cuántico secundario (l), adquiriendo todos los valores, que van desde -1 hasta +1 Este número describe la orientación del orbital en el espacio.

Por ejemplo:

- Para $l = 0$ el cual es (s), $m = 0$, esto significa que existe un solo orbital.

- b. Para $l = 1$ el cual es (p), m va desde el -1, 0, 1, esto significa que existen tres orbitales, los que se conocen como p_x , p_y , p_z .
- c. Para $l = 2$ el cual es (d), m va desde el -2, -1, 0, +1, +2, lo que significa que en el subnivel 2 existen cinco orbitales, los que se conocen como d_1 , d_2 , d_3 , d_4 , d_5 .

2.1.4 ESPÍN (MS)

Para comprender su significado debemos considerar que los electrones se desplazan girando sobre su propio eje, lo que genera a su alrededor un campo magnético que permitiría la existencia de un máximo de dos

electrones por orbital con espines opuestos $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.

Gracias a los cuatro números cuánticos (n , l , m , s) es posible identificar completamente un electrón en algún orbital de cualquier átomo. Así, por ejemplo, para un electrón ubicado en el orbital 2s los números cuánticos serán:

$$\checkmark \quad n = 2$$

$$\checkmark \quad l = 0$$

$$\checkmark \quad ml = 0$$

$$\checkmark \quad ms = +\frac{1}{2} \text{ y } -\frac{1}{2}$$

Este número cuántico (s) puede tener un valor de $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$, no depende

de ninguno de los otros tres números cuánticos. De hecho, el primer

electrón presente en un orbital puede poseer el espín $+\frac{1}{2}$ ó $-\frac{1}{2}$; el

segundo tendrá el signo opuesto al primer electrón, ya que dos

electrones presentes en un mismo orbital poseen espines diferentes y la presencia de ambos electrones se suele anotar como. $\pm \frac{1}{2}$.

2.1.5 ORBITALES ATÓMICOS

Los números cuánticos permiten analizar en profundidad los orbitales atómicos de los átomos simples, como el hidrógeno según la relación que se muestra en la siguiente tabla:

Tabla 3. números cuánticos y características de los orbitales.

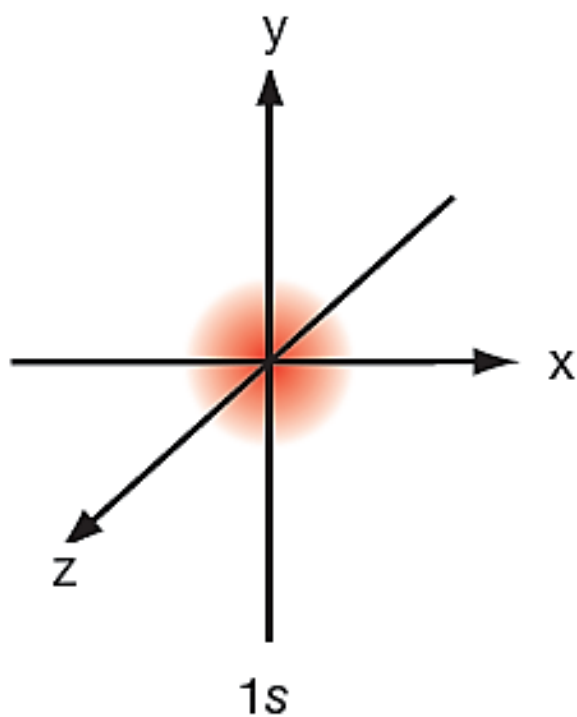
n	l	m	Número de orbitales	Designación de los orbitales atómicos	Número de orbitales
1	0	0	1	1s	1
2	0	0	1	2s	2
2	1	-1,0, +1	3	2px, 2py, 2pz	2
3	0	0	1	3s	3
3	1	-1,0, +1	3	3px, 3py, 3pz	3
3	2	-2, -1, 0, +1, +2	5	3d,3d,3d,3d,3d	3

Orbitales s: definir la forma de un orbital no es tarea fácil, pues en rigor éstos no tienen una forma bien definida, ya que la ecuación de onda que caracteriza a cada orbital se extiende desde el núcleo hasta el

infinito. Las siguientes imágenes muestran la disposición esférica de los orbitales 1s, 2s, 3s.

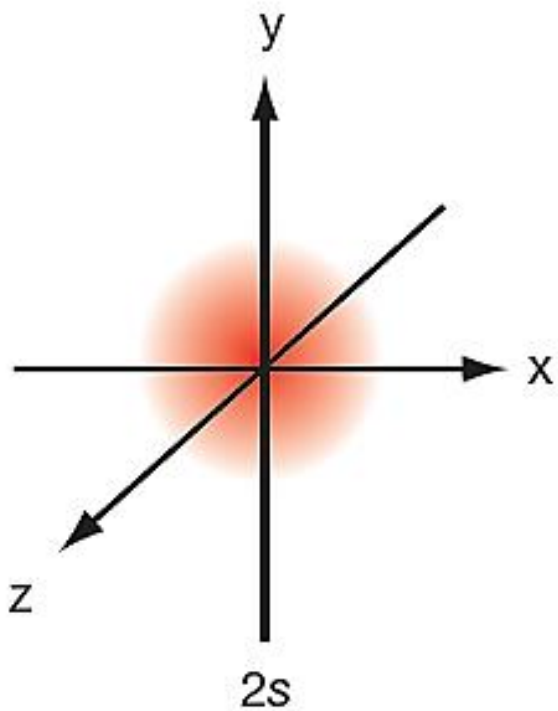
No obstante, pensar y determinar una forma aproximada para los orbitales nos permitirá comprender con mayor facilidad los enlaces químicos.

Imagen 1. orbital 1s.



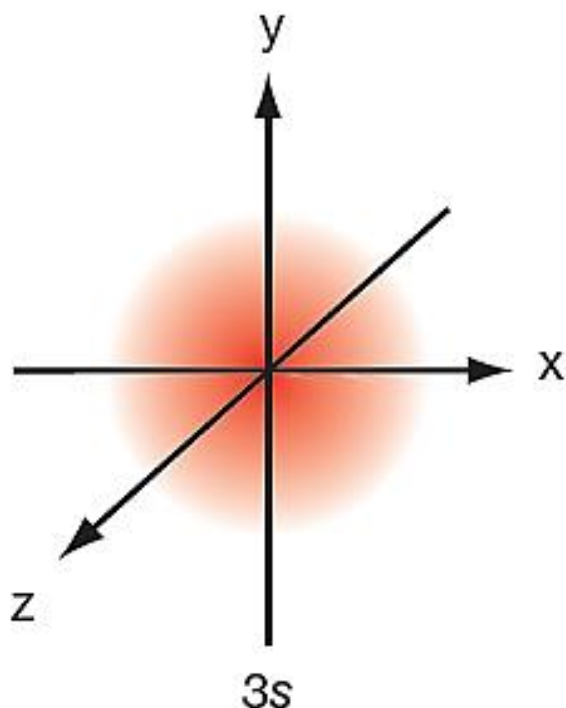
Descripción de la imagen: es una representación del orbital 1s, el cual presenta forma de esfera pequeña ubicada en el vértice de unión de los ejes x, y, z de una estructura cartesiana.

Imagen 2.Orbital 2s.



Descripción de la imagen: es una representación del orbital 2s su tamaño es mayor al del orbital 1s. El orbital 2s presenta forma de esfera mediana ubicada en el vértice de unión de los ejes x, y, z de una estructura cartesiana.

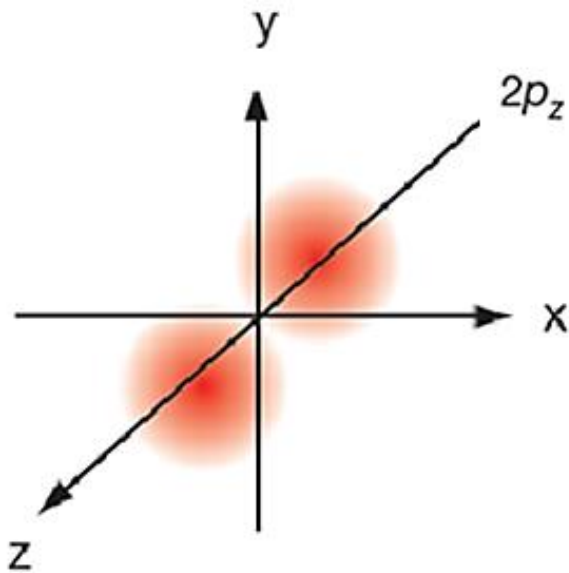
Imagen 3.Orbital 3s.



Descripción de la imagen: es una representación del orbital 3s, su tamaño es mayor al de los orbitales 1s y 2s. El orbital 3s presenta forma de esfera ubicada en el vértice de unión de los ejes x, y, z de una estructura cartesiana.

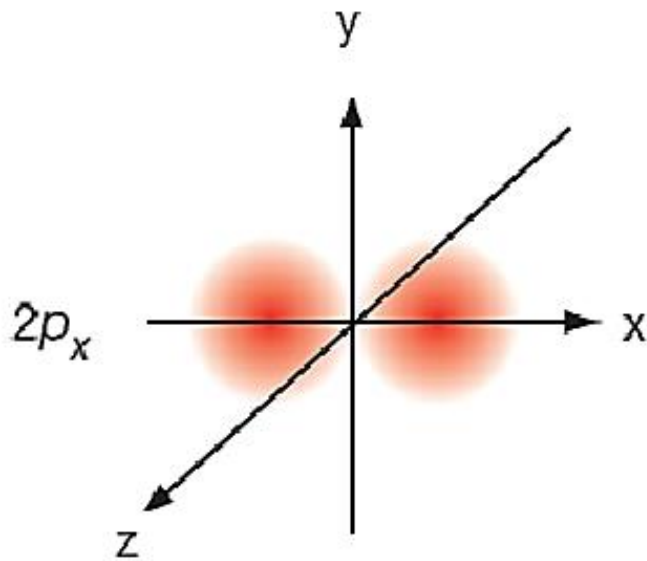
Orbitales p: estos comienzan en el nivel 2 ($n = 2$). Si $n = 2$, l toma los valores 0 y 1. Cuando l es 1, los números cuánticos magnéticos asociados son $-1, 0, +1$, presentando entonces tres orbitales ($2p_x, 2p_y, 2p_z$), como muestran las siguientes imágenes.

Imagen 4. orbital $2p_z$



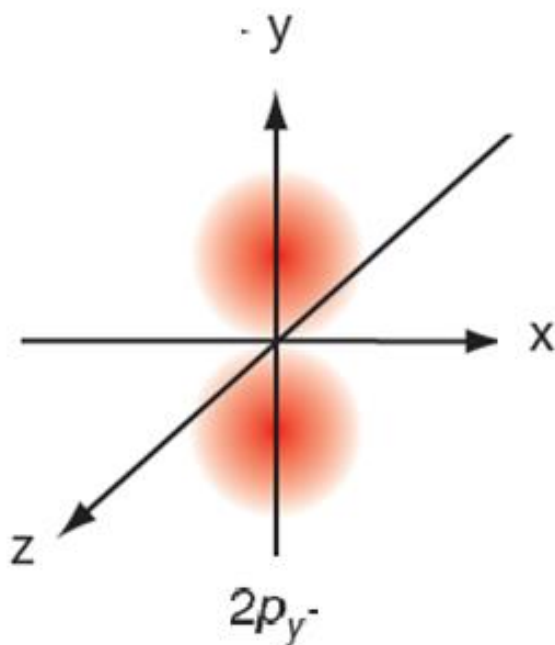
Descripción de la imagen: es una representación del orbital $2p_z$, el cual está formado por dos esferas unidas por sus extremos. Este orbital se ubica a lo largo tanto el espacio positivo como negativo del eje z en un plano cartesiano

Imagen 5. orbital $2p_x$



Descripción de la imagen: es una representación del orbital $2p_x$, el cual está formado por dos esferas unidas por sus extremos. Este orbital se ubica a lo largo tanto el espacio positivo como negativo del eje x en un plano cartesiano.

Imagen 6. orbital $2p_y$



Descripción de la imagen: es una representación del orbital $2p_y$, el cual está formado por dos esferas unidas por sus extremos. Este orbital se ubica a lo largo tanto el espacio positivo como negativo del eje y en un plano cartesiano

A diferencia de los orbitales s, en los orbitales p la densidad electrónica se concentra en dos regiones a los lados del núcleo, denominadas lóbulos, separadas por un nodo, en donde se encontraría el núcleo atómico. Al igual que los orbitales s, los p crecerán en la medida que aumente el nivel cuántico principal, es decir, $2p$ será más pequeño que $3p$, y este a su vez más pequeño que $4p$.

Orbitales d: los orbitales d aparecen cuando $n = 3$ o mayor. Si $n = 3$, y el valor de l es 2, da origen a los números cuánticos magnéticos que corresponde a $-2, -1, 0, +1, +2$, los cuales son los cinco orbitales d. Por último, cuando n alcanza el valor 4 o mayor, hay siete orbitales f equivalentes a un total siete orbitales.

2.2 PRINCIPIOS DE CONSTRUCCIÓN

A pesar de estar prácticamente establecida la estructura atómica, algunos aspectos energéticos y electrónicos impedían comprender a cabalidad el comportamiento de los electrones en átomo con varios electrones. La respuesta llegó mediante el principio de Aufbau o de construcción, que se compone de los siguientes principios:

1. Principio de mínima energía: "Los electrones se ubican primero en los orbitales de más baja energía; por lo tanto, los de mayor energía se ocuparán sólo cuando los primeros hayan agotado su capacidad".
2. Principio de exclusion de Pauli: los orbitales son ocupados por dos electrones máximo, siempre que presenten espines distintos. Por lo tanto, en un orbital no pueden existir dos electrones que tengan los mismos números cuánticos.
3. Principio de máxima multiplicidad de Hund: en orbitales de la misma energía, los electrones entran de a uno, ocupando cada orbital con el mismo espín. Cuando se alcanza el semilllenado, recién se produce el apareamiento con los espines opuestos

Según estos principios, en los subniveles existe un número específico de electrones: por ejemplo, en el subnivel s, donde hay un solo orbital, existen dos electrones como máximo, mientras que en el subnivel p, donde hay tres orbitales, existe un máximo de seis electrones, dos de ellos en p_x , otros dos en p_y y los últimos dos en p_z . En el subnivel d hay cinco orbitales con un total de 10 electrones, y en el subnivel f hay siete orbitales con un total de 14 electrones.

2.3 CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La configuración electrónica explica la ubicación probable de los electrones considerando cada uno de los aportes y postulados establecidos por los diferentes científicos.

Para desarrollarla fácilmente estableceremos el siguiente protocolo:

1. Identifica el número de electrones que tiene el átomo o ión por configurar.
2. Escribe la estructura de configuración electrónica según el orden de llenado que obedece al principio de mínima energía.
3. Completa la configuración electrónica asignando a cada subnivel el máximo de electrones posibles. Nunca utilices el nivel siguiente si el anterior no está lleno, pues los electrones por atracción siempre tratarán de estar lo más cerca del núcleo.

Para representar la distribución de los electrones de un átomo por niveles y subniveles de energía, se utiliza notación electrónica cuya escritura comprende los siguientes símbolos:

1. Se escribe como coeficiente el número que representa el nivel de energía (1, 2, 3, 4, 5, 6 o 7).
2. A continuación se escribe la letra en minúscula que identifica el subnivel en cuestión (s, p, d, f).
3. Finalmente, se escribe, en la parte superior derecha de la letra que identifica al subnivel, el número que informa la cantidad de electrones que hay en dicho subnivel.

Imagen 7.SABIAS QUE

Al configurar, hay que respetar el orden de llenado y la aplicación de los principios de construcción. Además, los electrones de valencia son los electrones exteriores en un átomo, los que participan en la formación de los enlaces.

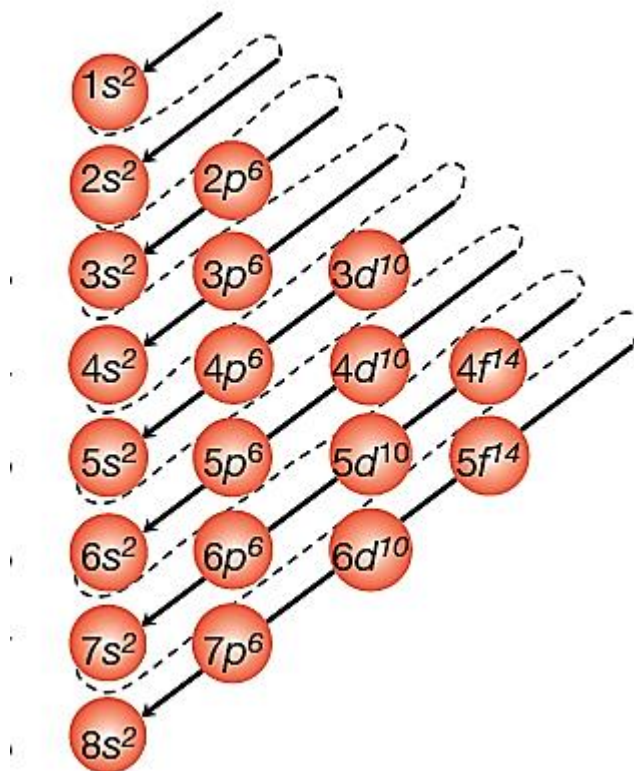
Existen cuatro formas de escribir la configuración electrónica:

- a. Global: en ella se disponen los electrones según la capacidad de nivel y subniveles.
- b. Global externa: también se le denomina configuración electrónica resumida. Se indica en un corchete el gas noble anterior al elemento configurado y posteriormente los niveles y subniveles que no están incluidos en ese gas noble y pertenecen al elemento

configurado. Este tipo de configuración es muy útil cuando el interés está concentrado en conocer los electrones más externos o lejanos al núcleo, es decir, los que se ubican en la capa más externa, llamados electrones de valencia.

- c. Por orbital detallada: se indica la ubicación de los electrones por orbital.
- d. Diagrama de orbitales: en este se simboliza cada orbital por un casillero o recuadro, utilizando las expresiones (flecha vertical hacia arriba y flecha vertical hacia abajo) que sirven para representar la disposición del espín de cada electrón del espín de cada electrón.

Imagen 8. diagrama de Moeller.

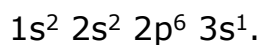


Descripción de la Imagen: es una representación del diagrama de Moeller, en que se encuentra la distribución electrónica con el siguiente ordenamiento 1s², 2s², 2p⁶, 3s², 3p⁶, 4s², 3d¹⁰, 4p⁶, 5s², 4d¹⁰, 5p⁶, 6s², 4f¹⁴, 5d¹⁰, 6p⁶, 7s², 5f¹⁴, 6d¹⁰, 7p⁶. La cual se utiliza para realizar la configuración electrónica de los diferentes elementos químicos.

Ejemplos.

Configuraremos el sodio Na.

Se sabe que el Na tiene 11 electrones por lo tanto, su configuración electrónica global será:



La configuración global externa será: [Ne] 3s¹

La configuración detallada por orbital:

Tabla 4. Configuración detallada del sodio.

NIVEL DE ENERGÍA	ORBITALES EN EL NIVEL CON SUS RESPECTIVOS ELECTRONES
1	s ²
2	s ² , p _x ² , p _y ² , p _z ² .
3	s ¹

2.4 EJERCICIOS RESUELTOS

1. La configuración electrónica para el cloro, Cl, sería como sigue:
Dado que Z=17, sabemos que el cloro tiene 17 electrones, por lo tanto, su configuración electrónica debe dar razón de 17 electrones, como se muestra a continuación.

Solución:

Configuración electrónica: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵.

2. La configuración electrónica para el argón, Ar (Z=18).

Configuración electrónica: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶.

3. Siguiendo el mismo procedimiento, la configuración electrónica para el potasio, K (Z=19) es:

Configuración electrónica: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s¹.

Elabora la distribución electrónica de los siguientes elementos:

- a. Calcio, Ca: $Z=20$.
- b. Potasio, K: $Z=19$.
- c. Azufre, S: $Z=16$.
- d. Hierro, Fe: $Z=26$.
- e. Calcio, Ca: $Z=20$.

Solución:

- a. La configuración electrónica para el calcio se presenta en el siguiente orden:

$1s^2$ para el primer nivel

$2s^2$ y $2p^6$ para el segundo nivel

$3s^2$ y $3p^6$ para el tercer nivel

$4s^2$ para el cuarto nivel

Para un total de 20 electrones.

Ten en cuenta que a partir del tercer nivel se presenta una aparente anomalía al ubicarse primero los electrones del subnivel $4s$ en vez del $3d$. Las razones son de carácter energético.

- b. Potasio K, $Z=19$. Como se puede establecer, el potasio tiene un electrón menos que el calcio y por consiguiente su distribución electrónica es:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

- c. Azufre S, $Z=16$. De la misma manera como se resolvió el punto anterior, se toma como punto de partida el elemento precedente, en este caso el potasio para obtener la siguiente distribución de electrones:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

d. Hierro Fe, $Z=26$. El hierro es un elemento que pertenece al llamado grupo de los metales. Concretamente corresponde a un metal de transición. Estos elementos presentan alguna dificultad porque su distribución parece no obedecer las normas establecidas en las páginas anteriores. Las razones de esta configuración especial se relacionan con la estabilidad energética de estos elementos. tengamos en cuenta la configuración del hierro:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Hasta aquí hemos distribuido 18 electrones. Debido a la anteposición de niveles que mencionamos, los dos siguientes electrones se acomodan en el subnivel 4s, para un total de 20 electrones. Los seis restantes se distribuyen entre los cinco orbitales d. La configuración completa sería entonces:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.

En La siguiente dirección [configuración electrónica](http://www.educaplus.org/sp2002/configuracion.html)
<http://www.educaplus.org/sp2002/configuracion.html>

Podrás ejemplos de configuración electrónica y la aplicación del principio de construcción paso a paso y desarrollar ejercicios.

2.5 ACTIVIDAD

1. ¿Cuántos orbitales tienen los siguientes subniveles? y ¿cuántos electrones como máximo puede alojar cada uno?
 - a. Subnivel d.
 - b. Subnivel f.

2. Completa las siguientes oraciones con la palabra correspondiente dentro de los paréntesis:
- a. El número cuántico (l) se simboliza con la letra (l) y toma valores 0, 1, 2, 3 hasta $(n - 1)$.
 - b. El máximo de electrones para el orbital "s" son (2) electrones.
 - c. A los subniveles 0 y 2 se les asignan las letras (s) y (d) .
 - d. El subnivel (d) tiene tres orbitales.
 - e. El número cuántico magnético toma los valores $(-l, 0, l)$
3. De acuerdo con la información que manejas, responde las preguntas:
- a. ¿Cuál es la importancia de conocer la "forma" de los orbitales atómicos?
 - b. ¿Por qué es útil conocer la energía de los orbitales atómicos?
 - c. ¿Qué es un átomo degenerado?
 - d. ¿Cuál es la relación entre la energía de los orbitales atómicos y la configuración electrónica?
4. Determina la configuración electrónica global de los siguientes elementos.
- a. Hidrógeno
 - b. Azufre
 - c. Helio
 - d. Potasio
 - e. Cloro
 - f. Neón
 - g. Flúor
 - h. Magnesio
 - i. Argón

- j. Carbono
- k. Nitrógeno
- l. Criptón

5. Completa la información solicitada en la siguiente tabla.

Tabla 5. Configuración electrónica de los elementos.

ELEMENTO	NUMERO DE ELECTRONES	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	ELECTRONES DE VALENCIA
Helio	2		
	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	
	8		6
Neón		$1s^2 2s^2 2p^6$	
Sodio	11		
		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	2
Aluminio			3

6. Explica los siguientes principios:

- a. De mínima energía.
- b. De exclusión de Pauli.
- c. De máxima multiplicidad de Hund.

7. Completa la información solicitada en la siguiente tabla.

Tabla 6. Configuración global según número atómico.

NÚMERO ATÓMICO EL CUAL CORRESPONDE AL NÚMERO DE PROTONES DEL ÁTOMO.	CONFIGURACIÓN GLOBAL EXTERNA
7	
9	
10	
20	
14	
13	
17	
2	
5	

8. Para los siguientes Z (números atómicos) realiza:

Z=19, Z=12, Z=18, Z=10

- Configuración electrónica global externa.
- Números cuánticos asociados a las orbitales del último nivel con electrones.
- Grupo y período.

9. Indica los números cuánticos para:

- $3s^2$
- $2p^3$

c. $2s^2$

d. $3p^3$

10. Dada la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, indica:

a. Valor de Z.

b. Números cuánticos para los electrones de la capa más externa.

11. Respecto a la estructura del átomo, es cierto afirmar que:

I. Los electrones poseen cargas negativas.

II. Los neutrones poseen cargas positivas ubicadas en el núcleo.

III. Los protones se ubican en el núcleo.

IV. Los electrones poseen cargas positivas.

a. Sólo I

b. Sólo I y II

c. Sólo I y III

d. Sólo II

e. Sólo II y IV

12. ¿Cuál es el número de electrones de valencia según la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^1$?

a. 1

b. 3

c. 5

d. 4

e. 2

3 HISTORIA DE LA TABLA PERIÓDICA, LEYES PERIÓDICAS

En el siglo XIX se habían caracterizado unos 60 elementos, lo que hacía necesaria su clasificación. Además, se observaba experimentalmente que ciertos elementos presentaban semejanzas. Por ejemplo, el cobre (Cu), la plata (Ag) y el oro (Au) podían reunirse en un mismo grupo, y el sodio (Na), el litio (Li) y el potasio (K), en otro.

Entre 1860 y 1870, el científico ruso Dimitri Mendeleiev y el alemán Julius Lothar Meyer, trabajando en forma independiente, llegaron a organizar los elementos químicos conocidos de acuerdo con su masa atómica, lo que les permitió deducir que en orden creciente de masa los elementos presentaban propiedades similares que se repetían periódicamente, estableciendo la Ley periódica, gracias a la cual se ordenaron los elementos de similares características en una misma columna. Mendeleiev presentó su trabajo a la Sociedad Química Rusa en 1869, señalando los siguientes postulados:

1. Si se ordenan los elementos según sus masas atómicas, estos muestran una evidente periodicidad.
2. Los elementos semejantes en sus propiedades químicas tienen pesos atómicos que son ya sea de valores similares (ejemplo Pt, Ir, Os) o que aumentan de manera regular (ejemplo K, Rb, Cs)
3. La colocación de los elementos en orden a sus masas atómicas corresponde a su valencia.

4. Los elementos más difundidos en la naturaleza son los de masa atómica pequeña. Estos elementos poseen propiedades bien definidas.
5. El valor de la masa atómica caracteriza a un elemento y permite predecir sus propiedades.
6. En determinados elementos puede corregirse la masa atómica si se conoce la de los elementos adyacentes.

Años de estudio permitieron deducir a otros científicos que el modelo planteado por Mendeleiev presentaba aciertos y errores. Entre ellos se pueden mencionar:

Aciertos:

Concluyó que faltaban elementos que obedecieran a la secuencia propuesta, razón por la cual dejó libres los espacios que les correspondían, aun cuando no habían sido descubiertos.

Errores:

1. No designó un lugar fijo para el hidrógeno.
2. Considera una sola valencia para cada uno de los elementos clasificados y hoy se conocen más de una para algunos elementos.
3. Los elementos lantánidos son reconocidos en una sola ubicación, como si se tratara de un solo elemento.
4. El principal y más importante es que los elementos no siempre están en orden creciente de sus masas atómicas.

La Tabla periódica de los elementos que actualmente empleamos es similar a la de Mendeleiev, aunque se ordena en función del número atómico (Z) de acuerdo con la ley fundamental que rige la clasificación de los elementos. Según esta, las propiedades periódicas de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos, dando origen a filas horizontales llamadas períodos, siete en total, y columnas verticales, conocidas como grupos o familias, 18 en total, antiguamente divididos en grupos "A" y "B".

Imagen 9.tabla periódica

Tabla Periódica de los Elementos

1	2																	18														
1A	New Original																	VIIIA														
1	1																	2														
H	IIA																	He														
Hidrógeno																		Helio														
1.00794																		4.002602														
3	4																	10														
Li	Be																	Ne														
Litio	Berilio																	Neón														
6.941	9.012182																	20.1797														
11	12																	18														
Na	Mg																	Ar														
Sodio	Magnesio																	Argón														
22.989770	24.3050																	39.948														
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36															
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr															
Potasio	Calcio	Escandio	Titanio	Vanadio	Cromo	Manganeso	Hierro	Cobalto	Níquel	Cobre	Zinc	Gallio	Germanio	Arsénico	Selenio	Bromo	Kriptón															
39.0983	40.078	44.955910	47.867	50.9415	51.9961	54.938049	55.8457	58.933200	58.6934	63.546	65.409	69.723	72.64	74.92160	78.96	79.904	83.798															
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54															
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe															
Rubidio	Estroncio	Itorio	Zirconio	Niobio	Molibdeno	Tecnecio	Rutenio	Rodio	Paladio	Plata	Cadmio	Indio	Estado	Antimonio	Teluro	Yodo	Xenón															
85.4678	87.62	88.90585	91.224	92.90638	95.94	(98)	101.07	102.90550	106.42	107.8682	112.411	114.818	118.710	121.760	127.60	126.90447	131.293															
55	56	57 to 71																72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
Cs	Ba																	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Cesio	Bario																	Hafnio	Tántalo	Wolframio	Renio	Osmio	Iridio	Platino	Oro	Mercurio	Talio	Plomo	Bismuto	Polonio	Astato	Radón
132.90545	137.327																	178.49	180.9479	183.84	186.207	190.23	192.217	195.078	196.96655	200.59	204.3833	207.2	208.98038	209	210	222
87	88	89 to 103																104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
Fr	Ra																	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
Francio	Radio																	Rutherfordio	Dubnio	Seaborgio	Bohrio	Hassio	Meitnerio	Darmstadtio	Roentgenio	Ununbio	Ununtrio	Ununquadio	Ununpentio	Ununhexio	Ununseptio	Ununoctio
(223)	(226)																	(261)	(262)	(266)	(264)	(269)	(268)	(271)	(272)	(285)	(284)	(289)	(288)	(282)	(286)	(289)
Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.																																
Design Copyright © 1997 Michael Dayas (michael@dayas.com) http://www.dayas.com/periodic																																
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	Fr	Ra	
Lantano	Cerio	Praseodimio	Neodimio	Prometio	Samario	Europio	Gadolinio	Terbio	Disprosio	Holmio	Erbio	Terbio	Yterbio	Lutecio	Hafnio	Tántalo	Wolframio	Renio	Osmio	Iridio	Platino	Oro	Mercurio	Talio	Plomo	Bismuto	Polonio	Astato	Radón	Francio	Radio	
138.9055	140.116	140.90765	144.24	(145)	150.36	151.964	157.25	158.92534	162.500	164.93032	167.259	168.93421	173.04	174.967	178.49	180.9479	183.84	186.207	190.23	192.217	195.078	196.96655	200.59	204.3833	207.2	208.98038	209	210	223	226		
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120	
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo	Uuh	Uuo	
Actinio	Torio	Protactinio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio	Berkelio	Californio	Einsteinio	Fermio	Mendelevio	Nobelio	Lawrencio	Rutherfordio	Dubnio	Seaborgio	Bohrio	Hassio	Meitnerio	Darmstadtio	Roentgenio	Ununbio	Ununtrio	Ununquadio	Ununpentio	Ununhexio	Ununseptio	Ununoctio	Ununnonio	Unundecio	
(227)	232.0381	231.03688	238.02891	(237)	(244)	(243)	(247)	(247)	(251)	(252)	(257)	(258)	(259)	(262)	(261)	(262)	(266)	(264)	(269)	(268)	(271)	(272)	(285)	(284)	(289)	(288)	(282)	(286)	(289)	(292)	(293)	
Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.																																

En su estructura encontramos que, el primer período está compuesto sólo por dos elementos, el hidrógeno y el helio; el segundo y el tercer período contienen ocho elementos cada uno; el cuarto y el quinto

período están constituidos por 18 elementos, mientras que el sexto y el séptimo período presentan 32 elementos químicos. Para hacer de la Tabla periódica un instrumento manejable, los períodos seis y siete se separan en lantánidos y actínidos, cada uno de los cuales se dispone horizontalmente en la base de la Tabla periódica.

También puedes acceder a la siguiente dirección y conocer más sobre la tabla periódica. [Tabla periódica](#)

[ttp://www.paraquiencantoyo.site90.net/](http://www.paraquiencantoyo.site90.net/)

3.1 TABLA PERIÓDICA Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Actualmente sabemos que las configuraciones electrónicas de los elementos están relacionadas con su posición en la Tabla periódica, pues en ella los elementos que tienen un patrón similar de configuración de los electrones de la capa externa están dispuestos en las mismas columnas, mientras aquellos que tienen niveles energéticos muy similares y algunos idénticos se encuentran en las mismas filas. Los grupos IA (1A), IIA (2A) y IIIA (3A) al VIIIA (8A) agrupan los elementos representativos, que se caracterizan por terminar su configuración electrónica en los subniveles s o s p. La notación antigua en los elementos representativos, permitía saber el número de electrones presentes en el último nivel. Por ejemplo, IIIA (3A) indica que los elementos ubicados en esa columna poseen 3 electrones de valencia, que son los que participan en las reacciones químicas. El grupo VIIIA (8A) corresponde a los gases nobles.

Imagen 10. SABIAS QUE

La capa de valencia corresponde a la capa electrónica exterior de un átomo, que contiene los electrones que participan generalmente en “enlaces”. Por ejemplo, para el sodio (Na $Z=11$), cuya configuración es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, su capa de valencia es $3s^1$ y contiene 1 electrón de valencia.

Los grupos “B”, que concentran a todos los elementos en cuya configuración electrónica los últimos electrones ocupan los subniveles d y f, son denominados de transición. Estos últimos (elementos de transición) tienen el subnivel d incompleto. En los metales de la primera serie de transición (del escandio al cobre), los electrones se agregan en los orbitales 3d, según la regla de Hund, pero existen dos irregularidades: la configuración electrónica del cromo (Cr) y la del cobre (Cu).

Así, por ejemplo, la configuración electrónica del cromo, $Z = 24$, debería ser: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$.

Sin embargo, consigue mayor estabilidad química con la configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$. Esto se explica asumiendo que los orbitales 4s y 3d tienen en ese punto una energía casi igual. Es decir, cada uno de los seis electrones de valencia del cromo se asigna a un orbital distinto.

Para el cobre, $Z = 29$, es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ que tiene el nivel 4s completo y 3d incompleto. Así que el electrón de $4s^2$ pasa al $3d^9$, quedando, finalmente, su configuración electrónica como: $[Ar] 4s^1 3d^{10}$.

Este fenómeno se debe al ligero aumento de la estabilidad asociado con subcapas semillenas y completamente llenas, es decir, los electrones de

la misma subcapa d tienen la misma energía pero diferente distribución espacial.

El bloque s, está formado por los elementos representativos de los grupos IA (1A) y IIA (2A). Los elementos del grupo 1, los metales alcalinos, tienen configuración electrónica ns^1 (recordemos que la n indica el nivel de energía o número cuántico principal). Los metales alcalinotérreos, situados en el grupo IIA (2A), tienen configuración ns^2 .

El bloque p, lo forman los elementos representativos de los grupos del IIIA (3A) al VIIIA (8A), cuyos electrones de valencia ocupan los orbitales p. Los elementos del grupo IIIA (3A), del grupo térreos, tienen configuración externa $ns^2 np^1$. Los elementos del grupo IVA (4A), del grupo carbono, tienen configuración electrónica $ns^2 np^2$. Los elementos del grupo V, del grupo nitrógeno, tienen configuración electrónica $ns^2 np^3$. Los elementos del grupo VIA (6A), tienen configuración electrónica $ns^2 np^4$. Los elementos del grupo VIIA (7A), halógenos, tienen configuración electrónica $ns^2 np^5$. Los elementos del grupo VIIIA (8A) o gases nobles, tienen la capa de valencia completa, siendo su configuración electrónica $ns^2 np^6$, a excepción del helio, que tiene configuración $1s^2$.

Los elementos del bloque d, denominados elementos de transición, están en el centro de la tabla, ocupando los grupos B. Los electrones externos ocupan los orbitales d correspondientes al nivel $(n-1)$. Las configuraciones varían desde $(n-1) d^1 ns^2$ en el grupo IIIB (3B), hasta $(n-1) d^{10} ns^2$ en el grupo IA (1A).

El bloque f, comprende los elementos de transición interna. Está formado por dos series de 14 elementos cada una, ocupando los electrones orbitales f del nivel $(n-2)$.

Imagen 11. SABIAS QUE

El cobre fue declarado el primer material bactericida del mundo el día 27 de marzo de 2008 por la Agencia de Protección Ambiental de EE.UU. Es decir, es capaz de aniquilar bacterias y gérmenes. Así, el impacto de las posibles aplicaciones en los sectores de salud, manejo de alimentos, acuicultura, espacios públicos y otros, creará una gran demanda de piezas y partes con contenidos de cobre inéditos hasta la fecha.

3.2 CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Los elementos se pueden clasificar de acuerdo con sus propiedades estructurales, eléctricas e incluso según sus configuraciones electrónicas.

3.2.1 METALES

Los metales se ubican en la parte izquierda y central de la Tabla periódica, caracterizándose por ser buenos conductores de calor y electricidad. Todos son sólidos a temperatura ambiente, a excepción del mercurio, que es un líquido. Algunos ejemplos de estos elementos son el alambre para la energía eléctrica y los recipientes metálicos de uso comestible. Como encontraras más adelante (en propiedades periódicas), los metales tienden a tener energías de ionización bajas, razón por la cual propenden a formar iones positivos con facilidad; por lo tanto, se oxidan (pierden electrones) cuando participan en reacciones químicas.

Imagen 12. SABIAS QUE

El metal hierro es un mineral muy importante para la producción de sangre en nuestro organismo y para el buen funcionamiento de todas las células, ya que los glóbulos rojos (formados por la proteína hemoglobina, constituida entre otros elementos por un átomo de hierro) son los responsables de transportar oxígeno a cada una de las células de nuestro organismo.

3.2.2 LOS NO METALES

Los no metales representados en la Tabla periódica (por ejemplo, El hipoclorito de sodio es usado frecuentemente en hogares y comúnmente denominado cloro, Neumático: elaborado principalmente de caucho, al cual se añade azufre en una cantidad mayor que se necesita para la formación de la goma Lápices de grafito, cuyo elemento principal es el carbono). Se ubican en la parte superior derecha de la tabla, entre los cuales se incluyen el carbono, el nitrógeno, el fósforo, el oxígeno, el azufre y los halógenos, además del hidrógeno. En general se caracterizan por ser malos conductores de la corriente eléctrica y excelentes aislantes térmicos. Se pueden presentar en cualquiera de los estados de la materia y se quiebran con facilidad cuando se manifiestan como sólidos puros, por lo tanto, no son dúctiles y no tienen brillo. Sus puntos de fusión son generalmente más bajos que los de los metales, a excepción del carbono en estado puro como diamante. Siete no metales existen en condiciones normales o comunes como moléculas diatómicas, cinco de los cuales son gases (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 y Cl_2), el bromo, que es un líquido (Br_2), y el yodo, que es un sólido volátil (I_2).

Gracias a sus afinidades electrónicas, los no metales tienden a ganar electrones cuando reaccionan con metales. Desde el punto de vista de la configuración electrónica, estos elementos se caracterizan por presentar electrones de valencia desapareados en orbitales que tienen la capacidad de recibir uno o más electrones.

Imagen 13. SABIAS QUE

El no metal yodo (I) tiene propiedades bactericidas que justifican su uso para el tratamiento de heridas o la esterilización del agua potable. Industrialmente, un compuesto denominado yodato de plata es utilizado en la fotografía como constituyente de las emulsiones para “fotografías rápidas”.

3.2.3 LOS METALOIDES

Los semimetales o metaloides están representados en la Tabla periódica en forma diagonal por el color naranja. Algunos ejemplos de estos elementos (germanio, arsénico y silicio). Se caracterizan por presentar un comportamiento intermedio entre los metales y no metales. Pueden ser tanto brillantes como opacos, y su forma puede cambiar fácilmente. Generalmente, los metaloides son mejores conductores de calor y de electricidad que los no metales, pero no tanto como los metales.

Los metaloides se usan muy a menudo en la industria de los semiconductores (procesadores y memoria de los computadores).

Son elementos que poseen orbitales incompletos, ya sea tres, cuatro, cinco y seis electrones en su última órbita. Esto se traduce en una

apetencia de electrones, es decir, reaccionan con rapidez con sustancias ricas en electrones. Algunas aplicaciones de ciertos metaloides son:

- ✓ El boro (B) tiene la más alta resistencia a la tracción entre los elementos químicos conocidos.
- ✓ El silicio (Si) se usa ampliamente en la fabricación de elementos semiconductores para la industria electrónica, como rectificadores, diodos, transistores, circuitos integrados, microprocesadores.
- ✓ Las aplicaciones del germanio (Ge) se ven limitadas por su elevado costo, y en muchos casos se investiga su sustitución por materiales más económicos, como la fibra óptica en radares y amplificadores de guitarras eléctricas.
- ✓ El arsénico (As), conocido por su poder tóxico, tiene una baja conductividad eléctrica. Se usa como preservante de la madera, entre otras aplicaciones.
- ✓ El antimonio (Sb) tiene importancia en la industria de semiconductores, en la producción de diodos, detectores infrarrojos y dispositivos de efecto Hall (aparición de un campo eléctrico en un conductor cuando es atravesado por un campo magnético).

3.3 PROPIEDADES PERIÓDICAS

Existe una serie de propiedades en los elementos que varían regularmente en la Tabla periódica: son las llamadas propiedades

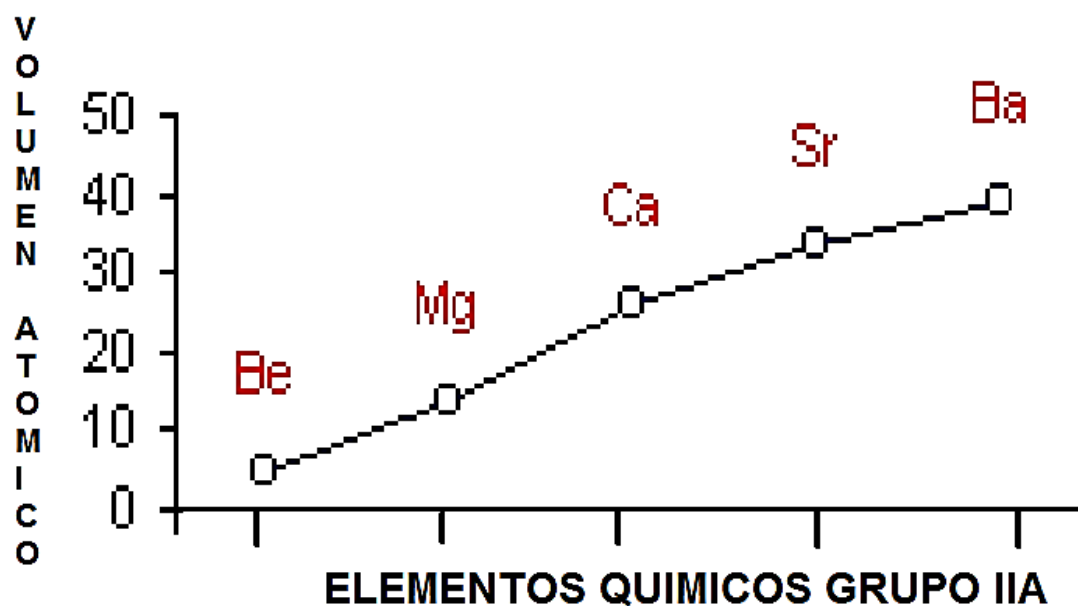
periódicas. Entre ellas se encuentran la afinidad electrónica o electroafinidad, la energía o potencial de ionización, la electronegatividad, el radio atómico y el volumen atómico.

Estas propiedades, tanto físicas como químicas, dependen fundamentalmente de la configuración electrónica del elemento. La corteza electrónica de un átomo, contiene los electrones (que orbitan en torno al núcleo) y al estar en la misma cantidad que los protones presentes en su núcleo, hace que el átomo sea eléctricamente neutro. Sin embargo, la distribución de estos electrones no es uniforme. Se encuentran en distintas capas que están a diferentes niveles de distancia del núcleo. Algunas de las propiedades periódicas son:

3.3.1 VOLUMEN ATÓMICO

En la Tabla periódica, el volumen disminuye en un período de izquierda a derecha y aumenta en un grupo de acuerdo con el incremento de su número atómico. Este hecho se puede explicar si analizamos que en un período al aumentar el número de electrones, también se eleva el número de protones, lo que incrementa la fuerza de atracción del núcleo sobre el último electrón, produciéndose un efecto de acercamiento de la nube electrónica hacia el núcleo, disminuyendo el volumen total del átomo. En cambio, en un grupo aumenta el período (nivel de energía) y, por ende, también aumenta la distancia entre el núcleo y el último electrón.

Imagen 14. Grafica de volumen atómico de algunos elementos grupo 2A.



Descripción de la imagen: es la gráfica sobre el volumen atómico de los elementos del grupo 2A. En el eje y positivo se encuentran los valores del volumen atómico y en el eje x positivo los números atómicos, donde el comportamiento del volumen atómico es directamente proporcional al número atómico, siendo el menor el Berilio seguido por magnesio, calcio, estroncio y el mayor el Bario.

Cuando se analiza el comportamiento de todos los elementos químicos por grupos se encuentra que los grupos con mayor volumen atómico son los metales del bloque s; después, los no metales, y finalmente, los metales de transición. Mientras que en los períodos disminuye hacia la derecha de la Tabla periódica, salvo en los elementos cobre, cinc y galio, en que el volumen aumenta.

3.3.2 RADIO ATÓMICO, IÓNICO Y COVALENTE

Como recordarás, el núcleo atómico es positivo y los electrones son cargas negativas en constante y rápido movimiento, lo que genera una nube electrónica de forma esférica que es más espesa cerca del núcleo y tenue lejos de él.

Los átomos y los iones tienen un tamaño aproximadamente definido que no se estima en una especie aislada (por su tamaño infinitamente pequeño), sino en el estado sólido de un elemento o compuesto. Se define el radio atómico para átomos de un metal como la mitad de la distancia entre dos núcleos de átomos del mismo elemento que están adyacentes. Para los elementos que existen como moléculas diatómicas, es la mitad de la distancia entre dos núcleos de los átomos que forman la molécula. Este último también es denominado radio covalente.

Dentro de cada grupo, el radio atómico (al igual que el volumen atómico), conforme aumenta el número atómico, se baja por la columna. Dicha tendencia es el resultado del incremento en el número cuántico principal de los electrones externos, pues estos se encontrarían cada vez más lejos del núcleo, lo que provoca un aumento en el radio total del átomo.

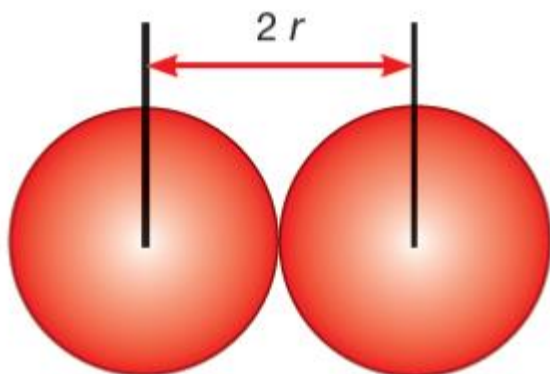
Por otra parte, en cada período disminuye de izquierda a derecha, esto por el aumento de la carga nuclear efectiva que atrae a los electrones más cerca del núcleo, disminuyendo el radio.

El radio covalente se define como "la mitad de la distancia entre dos átomos iguales unidos por un enlace simple".

Los radios iónicos se determinan en redes cristalinas y, al igual que el radio atómico, se definen como la distancia entre el centro del núcleo y el electrón más alejado del mismo, considerando que respecto al átomo neutro, el ión presenta una ganancia o pérdida de electrones. En

general, el radio iónico de los iones disminuye a lo largo de un período, mientras que aumenta para iones de igual carga a medida que se desciende en un grupo.

Imagen 15.radio atómico



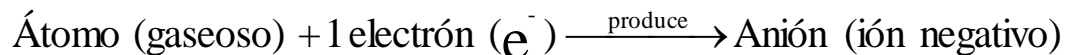
Descripción de la imagen: es la gráfica del radio atómico. Se encuentran dos circunferencias que representan dos átomos del mismo elemento, unidas de forma horizontal por sus extremos, del centro de cada circunferencia sale una línea vertical hacia arriba y entre ellas una flecha horizontal de doble sentido que indica la distancia de los radio.

Imagen 16. SABIAS QUE

Los radios atómicos y los iónicos son medidos en Angstrom. Y un Angstrom equivale a 10^{-10} m , un valor pequeñísimo el cual es 0,0000000001 m.

3.3.3 AFINIDAD ELECTRÓNICA O ELECTROAFINIDAD

Es la energía relacionada con la adición de un electrón a un átomo gaseoso para formar un ión negativo, representado por la ecuación:



Las electroafinidades pueden ser negativas, cuando se libera energía, o positivas, cuando se absorbe energía, y son inversamente proporcionales al tamaño del átomo.

3.3.4 ELECTRONEGATIVIDAD

La electronegatividad es la tendencia o capacidad de un átomo, en una molécula, para atraer hacia sí los electrones de otro átomo en un enlace químico.

3.3.5 ELECTROPOSITIVIDAD

Capacidad que tiene un átomo para ceder electrones, razón por la cual esta propiedad es inversamente proporcional a la electronegatividad.

3.3.6 ESTADOS DE OXIDACIÓN

Corresponde a la carga que adquiere un átomo neutro cuando se transforma en un ión.

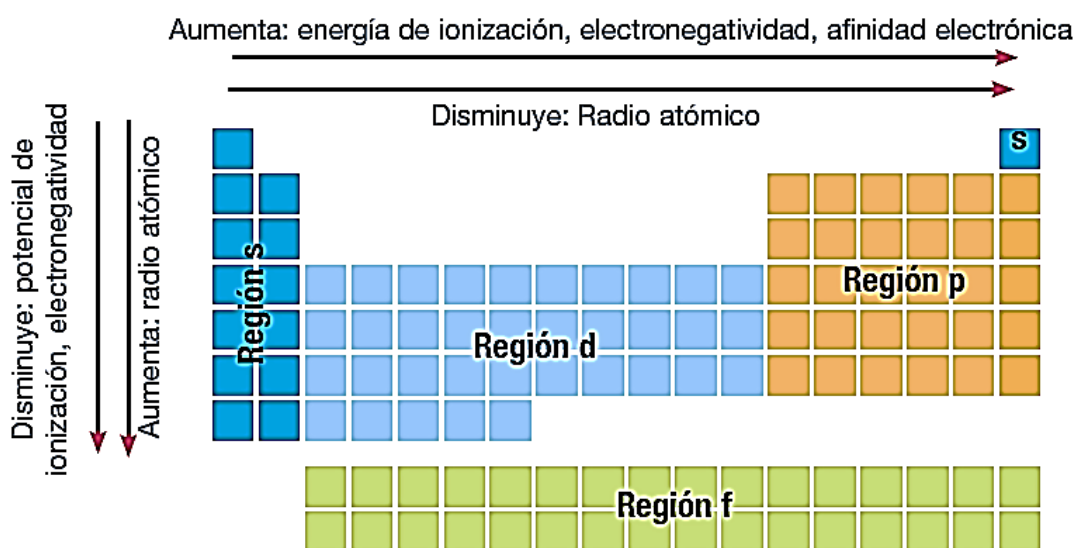
3.3.7 PUNTOS DE EBULLICIÓN Y FUSIÓN

El punto de fusión es la temperatura a la que un elemento en estado sólido cambia a estado líquido, mientras que el punto de ebullición

corresponde a la temperatura a la que se produce el cambio del estado líquido al gaseoso.

Sintetizando el comportamiento de las propiedades periódicas en la tabla de los elementos, tenemos la siguiente imagen que nos muestra dicho comportamiento.

Imagen 17. Tabla periódica que muestra el comportamiento de las propiedades periódicas.



Descripción de la imagen: es la estructura de tabla periódica con la periodicidad de sus elementos químicos. En la cual se muestra que en los períodos, características como la energía de ionización, electronegatividad y afinidad electrónica aumenta de izquierda a derecha, y disminuye el radio atómico; por grupos de arriba hacia abajo disminuyen el potencial de ionización, la electronegatividad mientras que se aumenta el radio atómico.

Como podrás darte cuenta, la Tabla periódica reúne una gran cantidad de información de cada elemento: su número atómico, su número másico y las propiedades periódicas, es decir, todo lo necesario para explicar el comportamiento de cada átomo al relacionarse con otros átomos; en síntesis, explicar el comportamiento de la materia.

Encontrarás más información sobre las propiedades periódicas. En el siguiente enlace [periodicidad química](http://www.educaplus.org/properiodicas/index.html)

<http://www.educaplus.org/properiodicas/index.html>

3.4 ARTÍCULO DE INTERÉS "IMPORTANCIA DE LOS OLIGOMETALES IONIZADOS EN LOS SERES VIVOS"

Los minerales son sustancias inorgánicas de origen natural. Están presentes en el universo y también en los seres vivos. Así por ejemplo, nuestro cuerpo contiene minerales de: cinc, cobre, hierro y azufre, que forman parte de algunas proteínas; magnesio, potasio y sodio, presentes en nuestros fluidos corporales y líquidos celulares. Estos y muchos otros son indispensables, cuando se encuentran en equilibrio, para realizar procesos químicos y eléctricos que mantienen nuestro organismo en funcionamiento. Sin embargo, cuando alguno de ellos se encuentra en exceso o disminuye su concentración, puede provocar enfermedades.

Los oligometales son elementos químicos metálicos que se encuentran presentes en forma residual; se caracterizan por ser escasos y presentarse en pequeñísimas cantidades. En los seres vivos se han aislado unos 60, pero sólo 14 de ellos se consideran comunes para casi todos. Estos son: hierro (Fe), cobre (Cu), flúor (F), boro (B), vanadio (V), cobalto (Co), molibdeno (Mb), manganeso (Mn), cinc (Zn), yodo (I),

silicio (Si), selenio (Se), estaño (Sn) y cromo (Cr). Por ejemplo, sin la presencia del cobalto no tendríamos vitamina B12, que es fundamental en la formación de las células sanguíneas. El selenio potencia la actividad antioxidante de la vitamina E. El yodo es parte de la estructura de las hormonas tiroideas que regulan el metabolismo. Asimismo, el cromo ayuda a nuestras células a aprovechar la glucosa para obtener energía. El molibdeno y el manganeso permiten que algunos mecanismos enzimáticos funcionen correctamente, y el magnesio ayuda a nuestro organismo a absorber el calcio, esencial para los huesos y dientes. El corazón, por ejemplo, requiere magnesio para cada latido y potasio para la contracción de los músculos.

Nuestro cuerpo necesita aproximadamente dos tercios de todos los elementos conocidos por el hombre; por lo tanto, mantenernos sanos exige tomar estos minerales de manera balanceada en nuestra dieta para aprovechar eficazmente los demás nutrientes y vitaminas. Muchas situaciones de nuestra vida diaria, como el estrés, dietas demasiado restrictivas y pobres en nutrientes, provocan desequilibrios en nuestro cuerpo. Los síntomas de estas situaciones deficitarias pueden ser calambres musculares, caída de cabello, fatiga general, etcétera. Cuando existe deficiencia, nuestro organismo intenta compensar el déficit aumentando la absorción de minerales en el intestino, los cuales deben estar presentes en nuestra dieta en forma iónica para ser más biodisponibles. Los podemos encontrar en frutas y vegetales.

Adaptación de artículo <http://www.marnys.com/>

3.5 ACTIVIDAD

1. Define brevemente:
 - a. Metal.
 - b. Metaloide.
 - c. No metales.

2. Investiga cuáles son las propiedades de los siguientes elementos y cuál es su importancia para el cuerpo humano. Clasifícalos como metales, no metales o metaloides.
 - a. Sodio
 - b. Oxígeno
 - c. Carbono.

3. Ordena los átomos siguientes según la energía de primera ionización creciente: Ne, Na, P, Ar y K.

4. Ordena el siguientes elementos según sus electronegatividades:
 - a. Li
 - b. F
 - c. O
 - d. Be.

5. Desde la Tabla periódica obtén los datos de electronegatividad de los gases nobles y explica los valores registrados.

6. ¿Por qué disminuyen los radios atómicos de izquierda a derecha en cada período de la Tabla periódica?

7. Escribe la configuración electrónica de diversos átomos empleando como fundamento los números cuánticos asociados a cada período

y grupo para ubicarlos en la Tabla periódica y explicar las propiedades periódicas.

Teniendo en cuenta el artículo “**Importancia de los oligometales ionizados en los seres vivos**” y responde las preguntas 8 a la 14.

8. ¿qué son los minerales y cuál es su importancia para los seres vivos?
9. ¿Cuáles son las propiedades químicas de los minerales que los hacen indispensables para la vida?
10. ¿Por qué los iones se clasifican como biodisponibles?
11. Consulta a tu profesor o profesora de Biología cuál es la importancia y función de las vitaminas B12 y E.
12. Investiga qué minerales están presentes en las tres frutas que más consumes en la semana.
13. Investiga qué es el metabolismo y qué sucede cuando las hormonas tiroideas presentan irregularidades por el exceso y deficiencia de yodo.
14. Investiga por qué los jugadores de tenis, en los tiempos de descanso, consumen plátano y chocolates.

4 VALENCIA Y ESTADO DE OXIDACIÓN

4.1 VALENCIA

Se denomina capa de valencia de un átomo a su capa más externa de electrones. Los electrones de esta capa reciben el nombre de electrones de valencia y determinan la capacidad que tienen los átomos para formar enlaces. Existen dos tipos de valencia:

4.1.1 NUMERO DE VALENCIA IÓNICA

Es el número de electrones que un átomo gana o pierde al combinarse con otro átomo mediante un enlace iónico. Así, por ejemplo, cada átomo de calcio pierde dos electrones al formar enlaces iónicos, y por eso la valencia iónica del calcio es dos. Así mismo, cada átomo de oxígeno gana dos electrones al combinarse iónicamente con otro átomo, por lo tanto, su valencia iónica es dos.

4.1.2 VALENCIA COVALENTE

Es el número de electrones que un átomo comparte con otro al combinarse mediante un enlace covalente. Por ejemplo, cada átomo de carbono comparte cuatro electrones al formar enlaces covalentes con otros átomos, y por eso su valencia covalente es cuatro.

Algunos elementos poseen más de un número de valencia, lo cual quiere decir que pueden formar más de un compuesto.

Tabla 7. Valencia de algunos elementos químicos

ELEMENTO	SIMBOLO	VALENCIA
Hidrógeno	H	1
Oxígeno	O	2
Sodio	Na	1
Potasio	K	1
Calcio	Ca	2
Cinc	Zn	2
Aluminio	Al	3
Hierro	Fe	2,3
Cobre	Cu	1,2
Carbono	C	4
Nitrógeno	N	3,5,4,2
Azufre	S	2,4,6
Cloro	Cl	1,3,5,7
Yodo	I	1,5,7

4.2 NÚMERO DE OXIDACIÓN

Se conoce como número de oxidación de un elemento a la carga que posee un átomo de dicho elemento, cuando se encuentra en forma de

ion. Los números de oxidación pueden ser positivos o negativos según la tendencia del átomo a perder o ganar electrones. Los elementos metálicos siempre tienen números de oxidación positivos, mientras que los elementos no-metálicos pueden tenerlos positivos o negativos. Similar a lo que ocurre con la valencia, un mismo átomo puede tener uno o varios números de oxidación para formar compuestos.

4.2.1 NORMAS PARA CALCULAR EL NÚMERO DE OXIDACIÓN EN COMPUESTOS

En la formulación de un compuesto conviene tener en cuenta las siguientes normas:

1. El número de oxidación de cualquier elemento en estado libre (no combinado) siempre es cero, no importa que tan complicada sea su molécula.
2. Un compuesto siempre está formado por unos elementos que actúan con número de oxidación positivo y otros con número de oxidación negativo.
3. Al escribir la fórmula del compuesto se coloca primero el o los elementos que actúen con número de oxidación positivo.
4. En todo compuesto, la suma algebraica de los números de oxidación de sus elementos multiplicados por los subíndices correspondientes de los mismos, debe ser igual a cero. Por ejemplo, en la fórmula del óxido de aluminio: Al_2O_3 , el aluminio tiene número de oxidación +3 y el oxígeno -2, de manera que:
 $2(+3) + 3(-2) = 0$.

5. Cuando todos los subíndices de una fórmula son múltiplos de un mismo número, se pueden dividir entre este número, obteniéndose así la fórmula simplificada del compuesto. Por ejemplo, $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ se debe escribir HNO_3 .
6. La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos en un ion debe ser igual a la carga del ion. Por ejemplo, en el ion carbonato, CO_3^{-2} llamamos X al número de oxidación del carbono. Como el oxígeno actúa con número de oxidación -2, se debe cumplir que $(X+) + 3(-2) = -2$ donde X debe ser igual a 4; así, el carbono actúa con +4.

4.2.2 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, II y III siempre tienen números de oxidación de +1, +2 y +3, respectivamente.

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

4.3 ACTIVIDAD

1. El número de oxidación de un elemento se refiere a la carga que posee un átomo cuando se encuentra como ion. Establece el número de oxidación del azufre, S, en los siguientes compuestos:
 - a. H_2S
 - b. Na_2SO_4
 - c. CaSO_3
 - d. CaS
 - e. KHSO_3
2. Indica los estados de oxidación de los elementos que forman los siguientes compuestos.
 - a. CO
 - b. Fe_2O_3
 - c. BeO
 - d. N_2O_5
 - e. Cl_2O_7

5 ENLACE QUÍMICO

Para poder comprender a fondo que es el enlace químico se tiene que conocer la regla del octeto y el diagrama de Lewis.

5.1 REGLA DEL OCTETO

Los gases nobles se encuentran en la naturaleza en forma atómica y no tienden a formar compuestos químicos. Esto ha hecho analizar la distribución de los electrones en los átomos de dichos elementos.

Como se ha comprobado, los átomos de los gases nobles se caracterizan por tener todos sus niveles y subniveles energéticos completamente llenos. La estabilidad de los gases nobles se asocia con la estructura electrónica de su última capa que queda completamente llena con ocho electrones.

Así se establece la regla del octeto, que permite explicar la formación de moléculas y compuestos químicos debido a la tendencia de los átomos a adquirir la configuración electrónica estable del gas noble más próximo a ellos (completar con ocho electrones su última capa).

El octeto, ocho electrones de valencia, es una disposición electrónica muy estable que coincide con la de los gases nobles, que son elementos de una gran estabilidad. Queda fuera de la regla del octeto el helio (He), gas noble que pertenece al primer período y es estable con dos electrones. El hidrógeno tiene un electrón de valencia y le hace falta un electrón para adquirir la configuración electrónica estable del He.

En 1916, el alemán A. Kössel (1853 a 1927) y el norteamericano Gilbert Lewis (1875 a 1946), de forma independiente, fueron quienes sugirieron la teoría de que los compuestos químicos se pueden interpretar como consecuencia de la tendencia de los átomos a adquirir la configuración electrónica estable del gas noble más próximo. Una manera sencilla de explicar que los átomos se unan para formar diversas sustancias es suponer que se combinan para alcanzar una estructura más estable. Por esto se puede considerar el enlace químico como un incremento de estabilidad.

5.2 DIAGRAMA DE LEWIS

En 1916, dos científicos americanos Gilbert Newton Lewis e Irving Langmuir, y el alemán Walter Kossel, en forma independiente, establecieron que: un átomo en combinación química tiende a alcanzar en su último nivel de energía la configuración electrónica de un gas noble, para lo cual puede ceder, ganar o compartir electrones con otro átomo. En el mismo año, G. Lewis, además de establecer la base teórica que explica la conformación de los enlaces, elaboró un sistema de notación para representar los electrones de valencia de cada átomo.

En la Notación de Lewis, los electrones del último nivel de energía se representan a través de puntos o cruces alrededor del símbolo químico del elemento.

5.2.1 REGLAS PARA FORMAR LA ESTRUCTURA DE LEWIS DE UN ÁTOMO.

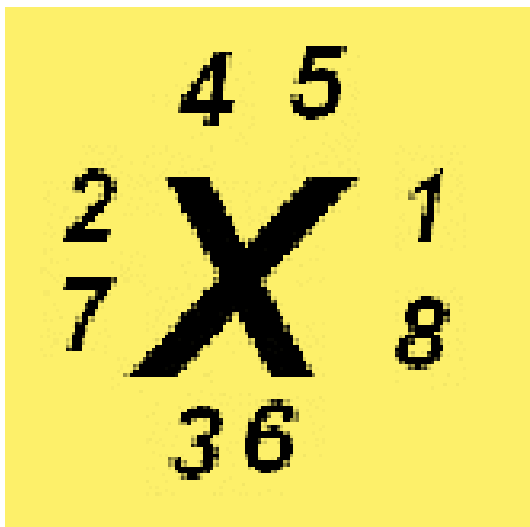
La estructura de Lewis es una forma de representar los electrones de valencia de un átomo, es decir aquellos electrones que se encuentran en el último nivel energético de un átomo.

Para ello es necesario conocer el número atómico del elemento y luego determinar la configuración electrónica desde allí ubicar los electrones del último nivel. Resumiendo: Para hacer la estructura de Lewis de un átomo debes:

1. Conocer su número atómico (Z).
2. Hacer su configuración electrónica.
3. Desde allí sabrás los electrones del último nivel de energía.

4. Ubicar los electrones alrededor del símbolo del elemento de acuerdo al siguiente esquema.

Imagen 18. Posiciones para ubicar los electrones del átomo según estructura de Lewis.



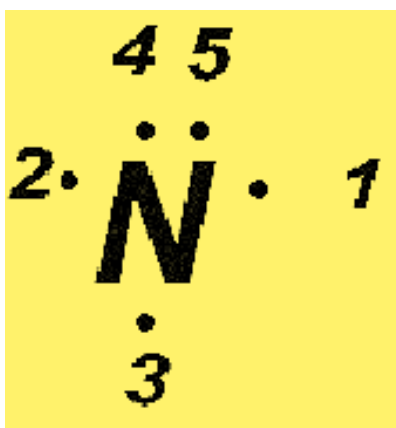
Descripción de la imagen: es la estructura de Lewis para la organización de los electrones de un átomo, donde el símbolo del átomo se representa con una x grande, y alrededor de esta se organizan los electrones que se representan con puntos ubicándose a los extremos de la x, con el siguiente orden: a la derecha se ubican los electrones 1 y 8, a la izquierda los electrones 2 y 7, en la parte superior los electrones 4 y 5, por último en la parte inferior los electrones 3 y 6.

Ejemplo 1. Realizar los pasos para la estructura de Lewis para el átomo de nitrógeno.

1. ($Z=7$) es el número atómico del átomo de nitrógeno, podemos deducir que el número de electrones del nitrógeno es 7.

2. Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^3$. Podemos darnos cuenta que en el segundo nivel de energía existen 5 electrones ($2s^2 2p^3$).
3. Entonces siguiendo el esquema de Lewis podemos escribir, según las posiciones de los electrones.

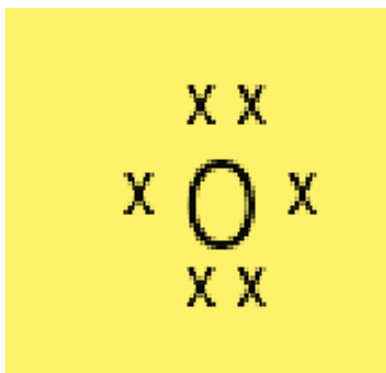
Imagen 19. Esquema de Lewis para el átomo de nitrógeno.



Descripción de la imagen: organización de los cinco electrones del átomo de nitrógeno, donde el electrón 1 se ubica en la parte superior derecha, el electrón 2 en la parte superior izquierda, el electrón 3 en la parte inferior, el electrón 4 en la parte superior izquierda y el quinto electrón en la parte superior derecha.

Ejemplo 2. Representación de Lewis para el átomo de oxígeno donde la configuración electrónica del oxígeno (O) $Z = 8$ es: $1s^2 2s^2 2p^4$

Imagen 20. Estructura de Lewis para el átomo de oxígeno.



Descripción de la imagen: es la distribución de los electrones según estructura de Lewis para el átomo de oxígeno. Donde se encuentra el símbolo del oxígeno rodeado por seis x que simbolizan los seis electrones de valencia el electrón 1 a la derecha, el 2 a la izquierda, el 3 en la parte inferior izquierda, el 4 en la parte superior izquierda, el 5 en la parte superior derecha y el seis en la parte inferior derecha.

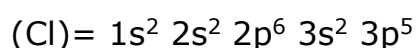
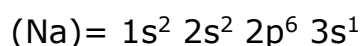
Ejemplo 3. Representación de la formación de la molécula diatómica de oxígeno se expresa de la siguiente forma según la notación de Lewis:

Imagen 21. Molécula diatómica de oxígeno con la estructura de Lewis.



Descripción de la imagen: Se encuentran dos representaciones de Lewis para el átomo de oxígeno ubicadas de forma horizontal, una de ellas simbolizando los electrones con x la otra con puntos, la primera que está representada con x tiene los electrones organizados en pareja dos en la parte de arriba dos en la parte de abajo y dos a la derecha y el segundo átomo que representa los electrones con puntos tiene dos electrones en la parte de arriba dos abajo y dos a la izquierda del átomo dos líneas que unen los electrones del átomo de la derecha con los electrones del átomo de la izquierda.

Ejemplo 4. La participación de los electrones de valencia en la formación de un compuesto como la sal formada por sodio (Na) y cloro (Cl) puede ser representado en la siguiente estructura, sabiendo que la configuración electrónica para estos elementos y el respectivo compuesto sería:



$\text{NaCl} = 1s^2 2s^2 2p^6$ para el sodio en el enlace y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ para el cloro en enlace, donde el electrón de $3s^1$ que es el electrón del ultimo nivel del sodio cedería a $3p^5$ del cloro quedando este como $3p^6$.

Formando de esta manera el cloruro de sodio.

Imagen 22. Estructura de Lewis para la molécula de cloruro de sodio.



Descripción de la imagen: se encuentra el símbolo del sodio con una x que representa el único electrón valencia que posee, el signo más

seguido del símbolo del cloro rodeado por 7 puntos que son los electrones de valencia que posee organizados según estructura de Lewis. Una flecha en horizontal hacia la derecha después de esta nuevamente el símbolo del sodio junto al símbolo del cloro el cual tiene 8 electrones 7 de ellos del cloro y el octavo que corresponde al que tenía el sodio, formando así el cloruro de sodio.

La conclusión del postulado de Lewis, Langmuir y Kössel queda establecida en lo que hoy se conoce como regla del octeto, que dice: cuando se forma un enlace químico, los átomos reciben, ceden o comparten electrones, de modo que el último nivel de energía de cada átomo contenga ocho electrones, adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más cercano en la Tabla periódica.

Los átomos de los elementos de tamaño pequeño, tales como el hidrógeno, el litio y el berilio, cuando establecen enlaces tienden a completar su último nivel de energía con dos electrones, alcanzando la configuración electrónica del helio, condición conocida como regla del dueto.

De acuerdo con lo estudiado en la unidad anterior, cada grupo o familia presenta una configuración electrónica similar en el último nivel de energía.

5.3 CARACTERÍSTICAS Y CLASIFICACIÓN DEL ENLACE QUÍMICO

En la Tabla periódica actual existen 118 elementos, pero si cuentas las sustancias químicas que existen en el mercado, tales como la sal, el azúcar, la mayonesa, los jabones, los perfumes, o en la propia

naturaleza, como el agua, en minerales como la malaquita o cuprita, etc., te darás cuenta de que la cantidad de sustancias es muy superior a 118. ¿Cómo se explica esto? Simple. Los elementos reaccionan y se combinan unos con otros formando nuevas sustancias a las que llamamos compuestos.

Compuestos tan comunes como la sal y el azúcar parecen a simple vista muy similares, pero son muy diferentes en su composición química. La sal está constituida por iones de sodio Na^{+1} y iones cloruro Cl^{-1} ; el azúcar, en cambio, no tiene iones, consta de moléculas de sacarosa $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Al disolverlas en agua, por ejemplo, la sal se disuelve separando sus iones, el azúcar, en cambio, separa sus moléculas. ¿Cómo se explica la diferencia entre ambas sustancias? Básicamente en la estructura electrónica de los átomos constituyentes y en la naturaleza de las fuerzas químicas que los unen para formar los compuestos.

Diversos estudios han demostrado que los elementos son en su mayoría inestables en su estado fundamental, lo que está avalado por la distribución de su nube electrónica. De allí la importancia de lo propuesto por Kössels y Lewis, que indica que los átomos tienden en una combinación química alcanzar la configuración electrónica del gas noble más cercano en su último nivel de energía. Por lo tanto, pierden, ganan, comparten o aportan electrones a otros átomos logrando, la estabilidad química, señal de la necesidad de formar un enlace químico. Si miras atentamente la configuración electrónica de algunos elementos, darte cuenta que en ellas siempre los niveles no están completos y quedan orbitales disponibles para algunos electrones o, en su defecto, y considerando la electronegatividad, es posible que sea conveniente que los electrones sean entregados a otros elementos.

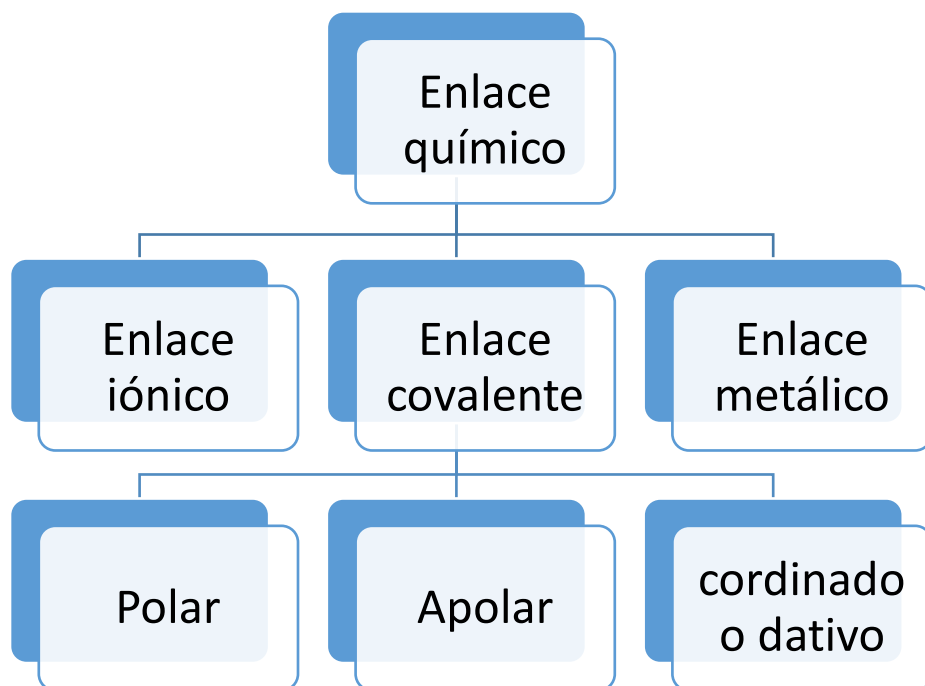
Para el cloro $Z = 17$ se tiene: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ como es un elemento de alta electronegatividad, es posible que aloje un electrón en $3p^5$, alcanzando una configuración electrónica semejante al argón, como el anión Cl^{-1} .

El litio de $Z = 3$ presenta la configuración: $1s^2 2s^2 2p^1$ como es un elemento de baja electronegatividad, es posible que entregue el electrón de $2p^1$, alcanzando una configuración electrónica semejante al neón, como el catión Li^{+1} .

La materia presenta aspectos y propiedades distintas por el tipo de átomos que la componen y por la forma de unión entre dichos átomos. La gran diversidad de sustancias puras que hay hace que sea difícil clasificarlas. No obstante, en función de cómo se realice el enlace químico podemos diferenciar tres grandes grupos: sustancias iónicas, sustancias covalentes y sustancias metálicas, según tengan enlace iónico, enlace covalente o enlace metálico.

El enlace químico se define como la fuerza que mantiene unidos a los átomos en un compuesto y se clasifica como se muestra en el esquema

Imagen 23. Mapa conceptual sobre clasificación del enlace químico.



Cuando los átomos forman enlaces lo hacen a través de sus electrones más externos, aquellos que se ubican en el último nivel de energía (electrones de valencia), ya sea perdiendo o ganando tantos como pueda alojar en el último nivel o compartiendo, lo que depende de la electronegatividad que presenten. Así, por ejemplo, al ser el flúor (F) el elemento más electronegativo del sistema periódico, su tendencia permanente será ganar tantos electrones como pueda recibir en su último nivel.

Si se tiene en cuenta la configuración electrónica de flúor (F) de número atómico (Z) igual a 9, tenemos: $1s^2 2s^2 2p^5$. Se observa que en el último nivel ($n = 2$) existen 7 electrones y la posibilidad de recibir o alojar un electrón más, quedando como F^- y con la configuración: $1s^2 2s^2 2p^6$. La configuración electrónica resultante es idéntica a la del neón.

Químicamente, el flúor se combinará con un elemento que ceda con facilidad su electrón, entre ellos se encuentran los metales.

Así, por ejemplo, el sodio (Na) tiene un número atómico de $Z=11$ y su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Ten en cuenta que el último nivel de energía es $3s^1$, que nos indica que a este átomo, para obtener configuración de gas noble, y conseguir la estabilidad química, cede un electrón. Entonces tendrá la configuración del gas noble de $Z=10$, que corresponde al neón. Así, el electrón liberado buscará rápidamente un receptor que podría ser perfectamente el flúor, que necesita un electrón para lograr la estabilidad química. A partir de ese intercambio electrónico se forma el fluoruro de sodio, NaF.

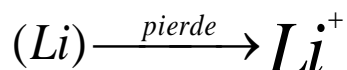
5.3.1 CARACTERÍSTICAS IÓNICAS DEL ENLACE

5.3.1.1 FORMACIÓN DE IONES

Cuando los átomos de distintos elementos químicos se combinan para formar compuestos, necesitan ganar o perder electrones, es decir, debe haber una transferencia de electrones desde la capa más externa.

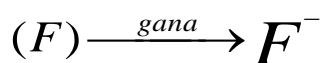
Cuando esto sucede, el átomo deja de ser neutro, formándose un ión.

Si un átomo neutro pierde electrones de su capa externa, quedará con un número mayor de cargas positivas, es decir, quedará cargado positivamente, convirtiéndose en un ión positivo o catión. Un ejemplo de catión es el litio.



Si un átomo neutro gana electrones, quedará con un número mayor de cargas negativas, es decir, quedará cargado negativamente,

convirtiéndose en un ión negativo o anión. Un ejemplo de anión es el flúor.



5.3.2 FORMACIÓN DEL ENLACE IÓNICO

Este enlace se forma cuando los átomos participantes presentan una apreciable diferencia de electronegatividad igual o mayor a 1,7, produciéndose la transferencia de uno o varios electrones desde el átomo de menor al que posee mayor electronegatividad. Debido a ello, uno de los átomos pierde electrones, formando un catión, y el otro gana electrones formando un anión, estableciéndose una fuerza electrostática que los enlaza y da origen a los compuestos iónicos.

El ejemplo más común y cotidiano que podemos encontrar respecto a la formación del enlace iónico y, en consecuencia, de un compuesto iónico es el cloruro de sodio o sal de mesa.

Ejemplo 1: Unión del sodio y el cloro.

El sodio (Na) presenta la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ y una electronegatividad de 0,9.

El cloro (Cl) tiene una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ y una electronegatividad de 3,0.

El sodio tiene como gas noble más cercano al neón, mientras que el cloro tiene al argón; por lo tanto, al sodio (Na) le “conviene” perder un electrón, y al cloro (Cl) “ganarlo”.

La electronegatividad de los átomos (Na 0,9 y Cl 3,0) nos indica que el Cl tiene una tendencia mayor que el Na para ganar electrones. En síntesis, el Na cederá un electrón, y el Cl lo recibirá.

En conclusión el enlace iónico, es la atracción entre iones con carga opuesta. La reacción química entre el sodio y el cloro es muy vigorosa y produce además de la sal que se forma, mucho calor. Cuando se libera la energía de una reacción química, los productos son más estables que los reactivos, pues, como has podido darte cuenta, en el NaCl ambos átomos alcanzan una estructura electrónica de gas noble.

Ejemplo 2: Unión del Ca con el Cl.

1. La configuración electrónica del Ca es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, y su electronegatividad es. (1,0); por lo tanto, es electropositivo mientras que el cloro (Cl) tiene una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ y su electronegatividad es 3,0.

3. La diferencia de electronegatividades es $3,0 - 1,0 = 2,0$ que es mayor a 1,7 por lo tanto, existe un enlace iónico.

Podemos establecer entonces que el elemento de mayor Electronegatividad., en este caso el Cloro, ganará los electrones suficientes para completar su último nivel de energía, y el de menor Electronegatividad es el Calcio el cual perderá los electrones necesarios para igualar la configuración electrónica de su gas noble más cercano.

En síntesis, el Cloro debe ganar 1 electrón, convirtiéndose en el anión

Cl^- , y el calcio cede 2, quedando como el catión Ca^{+2} . Se presenta entonces un problema de proporciones que se soluciona de la siguiente

manera: el Ca deberá unirse a dos átomos de cloro, así cada uno recibirá uno de sus electrones.

5.3.3 ENLACE COVALENTE

La gran mayoría de las sustancias químicas no poseen las características de los materiales iónicos, por el contrario, una porción elevada de las sustancias con las que tenemos contacto diariamente, por ejemplo el agua, tienden a ser gases, líquidos o sólidos de puntos de fusión bajos. Asimismo, otros como la gasolina, se vaporizan fácilmente, y otros son flexibles a temperatura ambiente, como las bolsas de plástico y la parafina. Para la clase tan grande de sustancias que no se comportan como sustancias iónicas, es necesario un modelo diferente para comprender el enlace entre los átomos, y por ende, las características y propiedades de los compuestos.

G.N. Lewis en 1916 estableció que un átomo podría adquirir la configuración electrónica de un gas noble compartiendo electrones con otro átomo, unión denominada enlace covalente.

Es aquel que se forma cuando los átomos participantes tienen electronegatividades similares o iguales, produciendo una diferencia que puede ser igual o superior a cero y menor a 1,7. Así, a diferencia del enlace iónico, no se forman iones, puesto que los electrones no se transfieren de un átomo a otro; por el contrario, se comparten.

En las sustancias en que los átomos tienen enlaces covalentes se forman moléculas verdaderas. Es correcto referirnos a moléculas de sustancias como: hidrógeno, cloro, cloruro de hidrógeno, dióxido de carbono, agua, o azúcar.

Estas sustancias contienen únicamente enlaces covalentes y existen como agregados de moléculas. Pero no usamos el término molécula cuando hablamos de compuestos enlazados iónicamente, por ejemplo, el cloruro de sodio, porque tales sustancias existen como grandes agregados de iones positivos y negativos, no son moléculas.

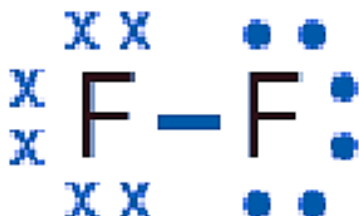
El estudio de la molécula del hidrógeno nos permite tener una perspectiva de la naturaleza del enlace covalente y de su formación. La formación de una molécula de hidrógeno, H_2 , comprende el traslape y el apareamiento de orbitales electrónicos $1s$ a partir de dos átomos de hidrógeno. Cada átomo contribuye con un electrón del par que comparten los dos núcleos de hidrógeno.

Otra clasificación de los enlaces covalentes según la diferencia de electronegatividad indica que podemos encontrar: enlace covalente puro o apolar o no polar, ejemplo nitrógeno molecular N_2 ; enlace covalente polar, ejemplo agua H_2O y dióxido de carbono CO_2 y enlace coordinado o dativo, en uno de los enlaces covalentes del ión amonio NH_4^+ .

5.3.3.1 ENLACE COVALENTE APOLAR

Este tipo de enlace covalente se forma por la unión de átomos con la misma electronegatividad, siendo su diferencia de electronegatividad igual a cero. Generalmente, da origen a moléculas homoatómicas, es decir, moléculas que comparten electrones entre dos átomos idénticos; por ejemplo, hidrógeno, H_2 ; oxígeno, O_2 , nitrógeno, N_2 ; flúor, F_2 ; bromo, Br_2 , y yodo, I_2 .

Imagen 24. Enlace apolar de la molécula de diatómica de flúor.



Descripción de la imagen: se encuentra dos símbolos del flúor unidos por una línea horizontal indicando el enlace entre los electrones desapareados de cada uno de estos átomos. El flúor de la izquierda tiene los electrones en parejas dos en la parte superior, dos en la parte inferior y dos a la izquierda. El flúor de la derecha presenta los electrones en pares en la parte superior, en la inferior y a la derecha.

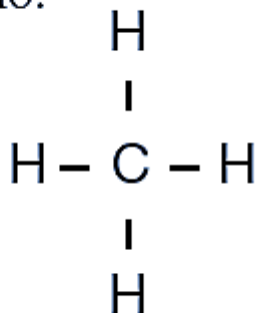
5.3.3.2 ENLACE COVALENTE POLAR

Corresponde al tipo de enlace covalente que se forma cuando la diferencia de electronegatividad es distinta de cero, pero inferior a 1,7, dando origen a compuestos covalentes conocidos como moléculas diatómicas covalentes, por ejemplo el HCl, y moléculas poli atómicas que se forman por la unión de tres o más átomos, siendo el átomo central generalmente menos electronegativo y con mayor capacidad de formar enlaces por ejemplo ($S O_3$).

Otros ejemplos de compuestos gaseosos formados por moléculas con más de dos átomos son: el dióxido de carbono ($C O_2$); el metano ($C H_4$), y el sulfuro de hidrógeno ($H_2 S$).

Imagen 25. Enlace covalente polar de la molécula de metano.

Molécula de metano:



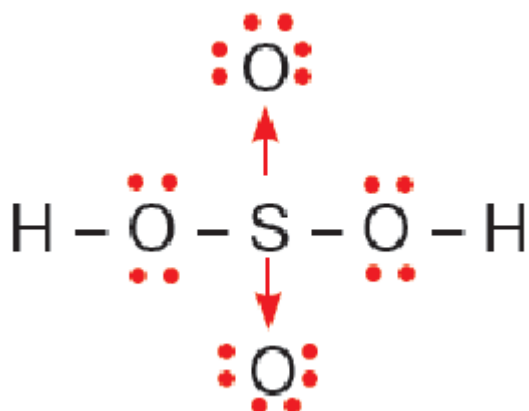
Descripción de la imagen: se representa el enlace del carbono con cuatro átomos de hidrógeno formando la molécula de metano. En la que el símbolo del carbono se encuentra en el centro y los hidrógenos ubicados uno en la parte superior, otro en la parte inferior, otro a la izquierda y por ultimo uno a la derecha, cada uno se une al átomo de carbono por una línea que representa el enlace entre el electrón del hidrógeno y un electrón del carbono.

5.3.3.3 ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO

Cuando un mismo átomo aporta el par electrónico, el enlace covalente formado es coordinado o dativo. Este tipo de enlace se presenta cuando un átomo no metálico comparte un par de electrones con otros átomos. Para que se presente este tipo de enlace, se requiere que el átomo dador tenga un par de electrones libres en un orbital exterior y el átomo aceptor tenga capacidad para recibir ese par de electrones en su última capa de valencia.

Este enlace tiene igual longitud y energía que otro enlace igual y es, por tanto, indistinguible. Este enlace es común en los óxidos y no metálicos y ácidos oxácidos, ejemplo ácido sulfúrico, H_2SO_4 .

La siguiente es la representación de los pares de electrones y estructura de Lewis para el ácido sulfúrico, y mediante flechas está indicado el enlace covalente coordinado:



Descripción de La imagen: se ubican de forma horizontal de izquierda a derecha el átomo de hidrogeno una línea que lo enlaza al átomo de oxigeno el cual tiene un par de electrones en la parte superior y otro par en la parte inferior, seguido de una línea que lo enlaza al átomo de azufre que tiene dos flechas verticales una hacia arriba y otra hacia abajo cada una de ellas señala un átomo de oxígeno rodeado por 6 electrones, seguido del átomo de azufre se encuentra una línea que lo enlaza a un átomo de oxigeno el cual tiene un par de electrones en la parte superior y otro par en la parte inferior, seguida una línea que lo enlaza a un átomo de hidrógeno. Formando así la molécula de ácido sulfúrico.

Imagen 26.SABÍAS QUE

Los cristales covalentes presentan distintas formas, de un mismo elemento, denominadas alótropos. Por ejemplo, el grafito y el diamante están constituidos por átomos de carbono, pero su distribución espacial es distinta, formando sustancias diferentes.

5.3.4 ENLACE METÁLICO

Este tipo de enlace se presenta en los metales, que forman agregados en los que no se encuentran átomos, sino iones positivos en posiciones fijas y próximas. ¿Cómo es posible que iones positivos no produzcan repulsión? Esto se debe a que los electrones de valencia se encargan de contrarrestar las repulsiones electrostáticas al actuar como una nube negativa que se desplaza a través de todo el sólido metálico.

Algunas de las características de los elementos metálicos son producidas por la naturaleza del enlace metálico:

1. Suelen ser sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio.
2. Los puntos de fusión y ebullición varían notablemente entre los metales. Esto quiere decir que existen diferencias entre las fuerzas de atracción de la nube electrónica móvil de los distintos metales.
3. La conductividad térmica y la conductividad eléctrica son muy elevadas, y se explica por la enorme movilidad de sus electrones de valencia. Por esta razón, se usan para hacer ollas, para calentar el agua y como dispositivos para conducir la corriente eléctrica, principalmente el alambre de cobre.

4. Presentan brillo metálico, es decir, reflejan la luz.
5. Son dúctiles, es decir, que pueden ser estirados como alambres.
6. Son maleables, es decir, se pueden hacer láminas con ellos al ser sometidos a compresión, por ejemplo al ser golpeados, debido a la enorme movilidad de los electrones de valencia. Esto hace que los cationes metálicos puedan moverse sin producir una rotura.
7. Pueden emitir electrones cuando reciben energía en forma de calor. Esta propiedad es utilizada en las celdas fotovoltaicas para producir corriente eléctrica.
8. Tienden a perder electrones de sus últimas capas cuando reciben cuantos de luz (fotones), fenómeno conocido como efecto fotoeléctrico.

Imagen 27.SABIAS QUE

El nombre del oro (Au) viene del latín aurum, que significa amanecer brillante. Gracias al trabajo científico, se ha podido extraer oro puro desde los yacimientos para transformarse en uno de los metales más preciados a nivel mundial por sus múltiples aplicaciones. Es así como el 75% de la producción mundial de este metal se consume en joyería, el 15% en aplicaciones industriales, especialmente en electrónica, y el 10% restante en medicina y odontología.

5.4 ACTIVIDAD

1. Determina la configuración electrónica de los siguientes elementos y establece en cada caso los electrones de valencia.
 - a. Li
 - b. Na
 - c. K
 - d. Rb
 - e. F
 - f. Cl
 - g. Br
 - h. I
2. Determina ¿cuántos electrones deben ganar, perder o compartir los elementos configurados anteriormente? Por ejemplo, el potasio (K) tiene la configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, por lo que presenta 1 electrón de valencia, y el gas noble más cercano a este elemento es el argón (Ar), cuya configuración es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Por lo tanto, el K para alcanzar la configuración del Ar debe perder un electrón, convirtiéndose en el catión K^+ .
3. Representa la estructura de Lewis de las siguientes especies químicas.
 - a. K
 - b. SO_2
 - c. CO_2
 - d. H_2O
4. Escribe la fórmula de los compuestos iónicos de los siguientes pares de elementos químicos teniendo presente la configuración

electrónica, la estructura de Lewis y sus electrones de valencia, que pueden ser obtenidos considerando la información de la Tabla periódica.

- a. Litio y oxígeno.
- b. Calcio y azufre.
- c. Aluminio y flúor.

5. En el enlace covalente coordinado el átomo que aporta electrones adquiere carga ligeramente positiva, mientras que el que recibe adquiere carga ligeramente negativa. Representa dos ejemplos que muestren este hecho.

6. Calcula la diferencia de electronegatividad del amoníaco (NH_3) y determina el tipo de enlace que presenta.

7. De acuerdo con la ubicación en la Tabla periódica, predice si la pareja de elementos químicos forma un enlace iónico, covalente polar, covalente apolar o metálico.

- a. K y F
- b. H y H
- c. Al y Al
- d. S y O

Teniendo en cuenta los valores de electronegatividad de la siguiente tabla:

Imagen 28.electronegatividad de algunos elementos.

Elemento	B	F	K	I	N	H	Br	Na	O	Cl	Li
Electronegatividad	2,0	4,0	0,8	2,5	3,0	2,1	2,8	0,9	3,5	3,0	1,0

8. Indica ¿qué tipo de enlace forman los siguientes compuestos?

- a. K Br
- b. K Cl
- c. K I
- d. Na H
- e. Li Cl

9. Indica si las afirmaciones son Falsas o Verdaderas. Justifica las falsas.

- a. Los electrones que intervienen en un enlace químico son los que se encuentran en los niveles de energía más cercanos al núcleo.
- b. Los electrones de valencia en la simbología de Lewis son representados por cruces o puntos.
- c. La regla del octeto indica que los átomos en un enlace químico sólo ceden electrones del último nivel de energía hasta adquirir 8 electrones, es decir, la configuración electrónica del gas noble más cercano.

- d. Los compuestos iónicos disueltos en agua se caracterizan por ser buenos conductores eléctricos.
 - e. En un enlace covalente triple se comparten tres pares electrónicos.
 - f. Las moléculas poli atómicas están formadas por la unión de tres o más átomos distintos.
 - g. Los enlaces covalentes coordinados se caracterizan por presentar diferencia de electronegatividad igual a cero.
10. Escribe la estructura de Lewis para los siguientes átomos:
- a. K
 - b. Br
 - c. N
 - d. I
 - e. Ba
11. Determina qué tipos de enlace se producen al unir los siguientes átomos. Para ello, establece la configuración electrónica, los electrones de valencia y la electronegatividad de cada uno.
- a. Oxígeno y oxígeno
 - b. Hidrógeno y flúor
 - c. Sodio y azufre.

6 REACCIONES QUÍMICAS Y LEYES PONDERALES DE LA MATERIA

Para poder trabajar en este tema, debemos conocer con claridad términos como elementos y compuestos, además de recordar a que se refiere un enlace químico cuales son las transformaciones de la materia, cuál es la unidad de medida para la materia, ¿Cómo se calcula el peso atómico y peso molecular?

6.1 ELEMENTOS Y COMPUESTOS QUÍMICOS

Sabemos que los átomos son las unidades básicas que forman la materia y que todas las cosas que nos rodean, sean sólidas, líquidas o gaseosas, son el resultado de la combinación de átomos.

Las fuerzas de atracción que existen entre los átomos les permiten mantenerse unidos, y así formar agrupaciones permanentes. A estas uniones entre átomos se les llama enlaces químicos.

Cuando los átomos se unen mediante enlaces químicos, se agrupan formando moléculas. Una molécula es una agrupación que se forma cuando dos o más átomos iguales o diferentes se unen. Contiene una cantidad fija de átomos. Cada átomo tiene una capacidad propia para unirse a otro átomo y así construir moléculas. Hay algunos que se agrupan estableciendo no más de una o dos uniones, mientras otros lo hacen a través de muchas uniones o enlaces.

Para representar las moléculas se utilizan los modelos moleculares, en los que cada esfera de color simboliza un átomo en particular.

6.1.1 COMPOSICIÓN QUÍMICA Y PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS Y LOS COMPUESTOS

¿En qué crees se diferencia el azúcar de la sal? Cada tipo de materia se caracteriza por su composición química, la cual se refiere a la identificación y a la cantidad de las diferentes sustancias que la componen.

Las sustancias que no pueden descomponerse en otros componentes más simples se llaman elementos químicos. El oro es un elemento químico. Si apartaras un átomo de una pepita de oro, ese átomo seguiría siendo oro. En la naturaleza los elementos están unidos con otros formando compuestos.

Un compuesto químico es una sustancia que sí puede separarse en componentes más simples.

Cada elemento y compuesto presenta propiedades que lo caracterizan estas pueden identificar usando los sentidos o con la ayuda de algún instrumento. Por ejemplo, el cobre es un elemento sólido, color rojizo, suave al tacto, que se puede moldear en láminas o alambres; además se oxida.

Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, pierden las propiedades que lo caracterizan. La sal común (Na Cl) es un compuesto formado por los elementos sodio (Na) y cloro (Cl). Por separado, el sodio es un metal que arde espontáneamente y el cloro es un gas venenoso.

6.1.2 DIFERENCIAS ENTRE ELEMENTOS Y COMPUESTOS QUÍMICOS

Tabla 8. Características que diferencian a los elementos y los compuestos.

ELEMENTOS QUÍMICOS	COMPUESTOS QUÍMICOS
<p>Están formados siempre por átomos del mismo tipo, con igual número de protones y de electrones. Por esta razón habrá tantos tipos de elementos químicos como tipos de átomos existan.</p> <ul style="list-style-type: none">✓ Pueden estar formados por moléculas que solo contengan átomos idénticos.✓ No pueden ser descompuestos en otras sustancias más simples.✓ Se representan con los símbolos químicos.✓ Cada uno de los elementos presenta propiedades físicas y químicas específicas.✓ La mayoría son sólidos, 11 son gases y solo 2 son	<p>Resultan de la unión de dos o más elementos químicos, combinados en cantidades exactas y fijas, llamadas moléculas.</p> <ul style="list-style-type: none">✓ Se pueden separar en sus componentes por diferentes procedimientos.✓ Se representan por fórmulas que son dos o más símbolos de los elementos que los componen, indicando la proporción en que están combinados. Por ejemplo, la fórmula del agua, H_2O, nos dice que tiene 2 átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.✓ Presentan propiedades muy diferentes a las de cada elemento que lo constituye.

ELEMENTOS QUÍMICOS	COMPUESTOS QUÍMICOS
líquidos a temperatura ambiente. Se ordenan en la tabla periódica de los elementos químicos.	✓ El número de compuestos químicos conocidos sobrepasa con facilidad los 10 millones y cada día se elaboran miles de nuevos compuestos.

Los elementos químicos que hoy conocemos se fueron descubriendo poco a poco a lo largo de la historia. La mayoría se descubrieron durante el siglo XIX; la lista se completó a lo largo del siglo XX y en el año 2007 se encontraban 114 elementos identificados. De los elementos químicos que existen en la naturaleza, solo 8 son los que conforman el 98% de la corteza terrestre y muy pocos se encuentran en su estado elemental; gran parte de ellos se encuentran formando parte de compuestos los cuales se pueden combinar con otros compuestos o elementos y dar origen a la gran variedad de minerales que existen.

6.2 TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA

Si analizas tú alrededor con atención, te darás cuenta de que la materia está constantemente cambiando. El agua hierve cuando la calentamos en la tetera o se congela cuando la ponemos en una cubeta en el refrigerador. Algunos alimentos, como la leche, se pueden descomponer, adquiriendo un sabor agrio y desagradable. Metales como el fierro se oxidan cuando están al aire libre y vemos que se cubren de

un polvo rojizo que los va desintegrando. ¿Cómo podríamos caracterizar estos y otros cambios de la materia?

La materia puede experimentar dos principales tipos de cambios, los cambios físicos y cambios químicos.

- ✓ **Cambios físicos:** Son aquellos en los que cambia el estado o la forma de las sustancias, pero no su composición química. La mayoría de los cambios físicos son reversibles. Por ejemplo, si colocas un recipiente con agua en el congelador, el agua se transforma en hielo. Sin embargo, el hielo puede volver a transformarse en agua líquida si lo expones al calor. En este caso, la composición química del agua no cambió. Los cambios de estado, de tamaño y de forma son ejemplos de cambios físicos.

- ✓ **Cambios químicos:** Son aquellos en los que ocurre una transformación de la composición química de la materia, es decir, se forman nuevas sustancias con propiedades diferentes a las sustancias originales. La mayoría de los cambios químicos son irreversibles, ya que las sustancias iniciales no se pueden recuperar. Por ejemplo, cuando un trozo de papel se quema, se observa el desprendimiento de humo y calor, y al final solo quedan cenizas, y el papel no puede recuperarse. Todos los cambios descritos no son espontáneos, sino que dependen de la energía. Podemos decir, entonces, que la energía es el motor de las transformaciones de la materia.

Recuerda que: Energía es capacidad que tiene un cuerpo para realizar un trabajo.

6.3 REACCIONES QUÍMICAS

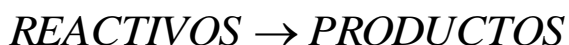
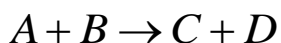
Cuando la madera se quema o un metal se oxida, ocurre un cambio químico, ya que se forman nuevas sustancias. Estos cambios son posibles porque se han producido reacciones químicas.

Una reacción química es una transformación de la materia, es decir, una o varias sustancias se transforman en otras sustancias diferentes, debido a que su composición y propiedades se modifican.

Entonces, en una reacción química una o más sustancias, llamadas reactantes, se transforman bajo determinadas condiciones en nuevas sustancias llamadas productos.

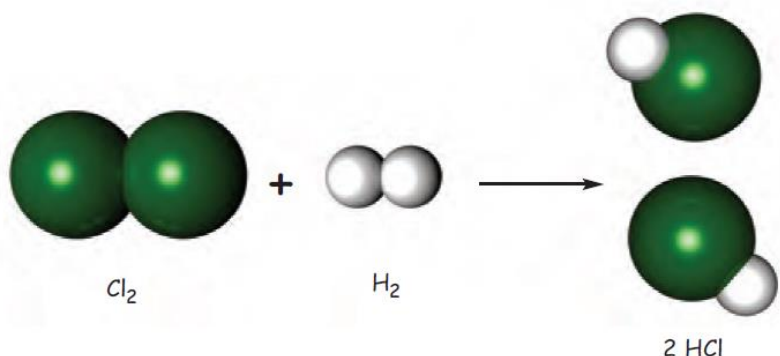
Las principales características que permiten saber que estamos en presencia de una reacción química son: liberación de gases, formación de un sólido, cambio de color y liberación de calor.

Las ecuaciones químicas son una manera de representar las reacciones químicas:



En una ecuación química se utilizan fórmulas y símbolos químicos. Los reactantes se escriben a la izquierda y los productos a la derecha, separados por una flecha, cuyo sentido indica el transcurso de la reacción. Por ejemplo, cuando el cinc (Zn) reacciona con ácido clorhídrico (HCl) se forman cloruro de cinc (ZnCl_2) e hidrógeno (H_2), reacción que se representa mediante la siguiente ecuación química:

Imagen 29. Reacción molecular para la formación de ácido clorhídrico.



Descripción de la imagen: el cloro diatómico o gaseoso (Cl_2) que se encuentra a la izquierda está representado por dos esferas medianas unidas en sus extremos, seguido el por el signo más y el hidrógeno gaseoso o diatómico (H_2) representado por dos esferas pequeñas unidas por sus extremos, luego se encuentra una flecha horizontal hacia la derecha que indica produce y por último se encuentran dos esferas medianas separadas cada una unida a una pequeña que representan dos moles de ácido clorhídrico.

6.3.1 VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

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

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

- ✓ **Temperatura.** Al aumentar la temperatura, aumenta la velocidad de la reacción, ya que las partículas de los reactantes se mueven

más rápido, chocan con mayor frecuencia y se transforman más rápido en productos.

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

6.3.2 REPRESENTACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Las reacciones se representan mediante ecuaciones químicas. Una ecuación química es la representación por medio de las formulas y símbolos de lo que ocurre en una reacción química.

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 que se presentan en la siguiente tabla.

Tabla 9. Símbolos de las ecuaciones químicas.

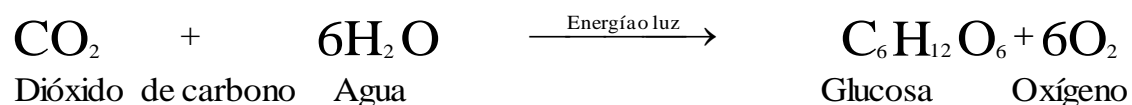
SÍMBOLO	FORMA DE LEER	SE USA
+	Más y adicionado a.	Para separar los compuestos que están relacionando o que se están produciendo.
→	Produce da o reacciona para producir.	Para separar reactivos de productos.

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

6.3.3 REACCIONES QUÍMICAS A NUESTRO ALREDEDOR

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

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



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

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

ecuación química que representa este proceso es la siguiente:



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

Combustión: Es una reacción química que se produce cuando un combustible se combina con un comburente (el oxígeno), produciéndose dióxido de carbono (CO_2), vapor de agua (H_2O) y energía en forma de luz y calor. Los combustibles son sustancias que contienen energía química almacenada en los enlaces químicos entre los átomos que componen el combustible. Esta energía se libera en forma de luz y calor cuando los átomos del combustible se recombinan para formar dióxido de carbono y agua. Existe una enorme variedad de combustibles, como la madera, el carbón, el petróleo, el alcohol y la gasolina. La combustión del gas natural, combustible compuesto principalmente por metano (CH_4), se puede representar mediante la siguiente ecuación:



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



Imagen 30.SABIAS QUE

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

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

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

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

Putrefacción de la materia orgánica. Seguramente has observado un trozo de carne, pan, o fruta en estado de descomposición, y comprobado que su aspecto y olor son muy desagradables. La putrefacción es una reacción química de degradación de materia orgánica producida por microorganismos, como bacterias y hongos. Cuando estos microorganismos encuentran las condiciones apropiadas, realizan reacciones químicas que desintegran las proteínas vegetales y animales. Los productos de estas reacciones se incorporan nuevamente al ambiente y por lo general presentan un olor desagradable. Dependiendo de lo avanzado que esté el proceso de putrefacción y de las condiciones ambientales, pueden encontrarse distintas sustancias como productos.

Imagen 31. ¡DEBES SABER QUE!

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

6.3.4 CLASIFICACION DE LAS REACCIONES QUIMICAS

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

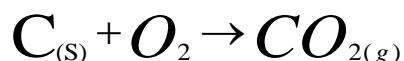
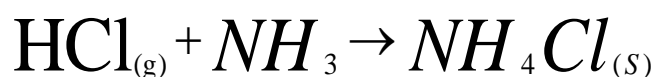
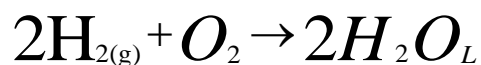
- ✓ Teniendo en cuenta los procesos químicos ocurridos, se clasifican en reacciones de síntesis, de descomposición, de sustitución o de

desplazamiento, doble descomposición, óxido-reducción y neutralización.

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

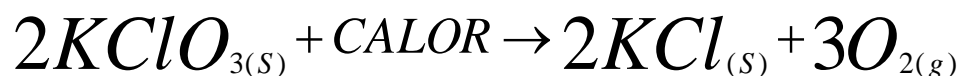
6.3.4.1 REACCIONES DE COMPOSICIÓN O DE SÍNTESIS

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



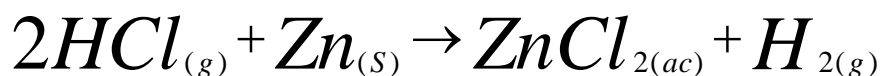
6.3.4.2 REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN

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:



6.3.4.3 REACCIONES DE SUSTITUCIÓN O DE DESPLAZAMIENTO

Son aquellas en las cuales una sustancia simple reacciona con una más completa, desplazando o sustituyendo a uno de sus componentes. En la siguiente reacción:



6.4 MASA ATOMICA, MASA MOLECULAR Y MOL

6.4.1 MASA ATÓMICA

Si bien la masa de un átomo no puede ser registrada por las balanzas más sensibles, esta magnitud ha sido calculada en valores cercanos a los 10^{-24} g. Por ejemplo, la masa de un átomo de hidrógeno es

$1,67 \times 10^{-24}$ g. Sin embargo, para facilitar los cálculos relativos a las masas atómicas de la gran variedad de elementos químicos conocidos, se ha ideado un sistema de masas relativas, en el cual, la masa de un elemento dado se calcula comparándola con la masa de otro, que se toma, arbitrariamente, como unidad patrón.

Hasta 1962, el oxígeno se empleó como patrón. Así, al átomo de oxígeno se le asignó una masa de 16 unidades de masa atómica

(abreviado como u.m.a.), con lo cual una u.m.a. equivalía a $\frac{1}{16}$ Más

tarde, la unidad patrón fue remplazada por el átomo de carbono, cuya masa es exactamente 12 u.m.a (12 unidades de masa atómica). Esta es

la unidad patrón que se emplea en la actualidad, de manera que una u.m.a. es igual a $\frac{1}{12}$ de la masa del átomo de carbono 12. De acuerdo con esta escala, el oxígeno tiene una masa de 15,99 u.m.a., mientras que el hidrógeno pesa 1,007 u.m.a .

6.4.2 MASA MOLECULAR

La masa molecular corresponde a la masa de una molécula, que es igual a la suma de las masas atómicas promedio de los átomos que la constituyen. Para calcular la masa molecular es necesario saber qué elementos forman el compuesto, su masa atómica y el número de átomos presentes en la molécula.

La fórmula química nos indica qué elementos forman el compuesto y su número.

Ejemplo: Calcular la masa molecular del ácido perclórico si su fórmula es HClO_4 la cual se escribe (H subíndice 1 representa un átomo de cloro y la O subíndice cuatro que representan cuatro átomos de oxígeno).
Teniendo en cuenta los datos de la siguiente tabla.

Tabla 10. Valores de masa atómica total de los elementos del ácido perclórico.

Elemento	Masa atómica del elemento	Cantidad de átomos del elemento en el compuesto	Total de la masa atómica del elemento
Hidrogeno	1	2	2
Cloro	35	1	35
Oxígeno	16	4	64

Para calcular la masa atómica total de un elemento en un compuesto se debe multiplicar el valor de la masa atómica que aparece en la tabla periódica por la cantidad de átomos del elemento presentes en el compuesto.

$$\text{Hidrógeno: } 1 \times 1 = 1$$

$$\text{Cloro: } 35 \times 1 = 35$$

$$\text{Oxígeno: } 16 \times 4 = 64$$

Para calcular la masa molecular del ácido sulfurico se debe realizar la suma de las masas totales de cada elemento.

$$1 + 35 + 64 = 98$$

6.4.3 CONCEPTO DE MOL

Cuando tomamos una pequeña cantidad de algún compuesto y la pesamos en una balanza corriente, estamos manipulando un número enorme de átomos individuales, debido a que el peso en gramos de un

átomo es sumamente pequeño. Para evitar el problema de hacer cálculos a partir de números muy grandes o muy pequeños, se emplea una unidad, llamada mol.

Un mol se define como la cantidad de sustancia que contiene

$6,023 \times 10^{23}$ *partículas*, ya sea de un elemento o de un compuesto. En un elemento esta cantidad es equivalente a la masa atómica expresada como gramos. Por ejemplo, en 15,99 gramos de oxígeno hay exactamente $6,023 \times 10^{23}$ *partículas, átomos, o, moléculas*. A este número se le conoce como número de Avogadro, pues fue el químico italiano Amadeo Avogadro (1776 a 1856) quien estableció esta regla. Avogadro descubrió que volúmenes iguales de diferentes gases, bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, contenían igual número de moléculas.

Si una misma cantidad de átomos de dos elementos diferentes, tiene masas diferentes, podemos establecer qué tan pesado es uno con relación al otro. Así, si un mol de oxígeno pesa 16 gramos, mientras que un mol de carbono pesa 12 gramos, podemos concluir fácilmente que los átomos de oxígeno son más pesados que los de carbono. El número de Avogadro es un concepto muy importante y de gran utilidad en química. Por ejemplo, sirve para calcular la masa relativa de un átomo de cualquier elemento y el número de átomos o partículas presentes en una masa determinada de una sustancia dada.

1 mol contiene $6,023 \times 10^{23}$ *partículas, átomos, ó, moléculas* cuya masa es igual a la masa del elemento o del compuesto.

Ejemplo: ¿Cuál es el peso en gramos de un átomo de fosforo? (1 átomo de fosforo tiene una masa de 30,97 u.m.a) es decir que

$6,023 \times 10^{23}$ átomos de calcio tienen una masa equivalente a 30,97 g .

La ecuación seria, multiplicar el número de átomos del elemento según el ejercicio, por la operación del peso atómico del elemento dividido entre el número de Avogadro y así se podría calcular el peso en gramos de los átomos.

Para el ejercicio se resuelve con la siguiente operación matemática.

$$1 \text{ átomo } P \times \left(\frac{30,97 \text{ g } P}{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}} \right) = 5,14 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Es decir que 1 átomo de fosforo pesa $5,14 \times 10^{-23} \text{ g}$

Sabiendo que el peso atómico del sodio es 22,89 u.m.a., deducimos que un átomo-gramo de Na pesa 22,89 g. ¿Cuántos gramos pesa un solo átomo de sodio?

Si en 22,89 g hay $6,023 \times 10^{23}$ átomos , un átomo individual pesara según la siguiente operación.

$$1 \text{ átomo } Na \times \left(\frac{22,89 \text{ g } Na}{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}} \right) = 3,84 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Es decir que un átomo individual de hidrogeno pesa $3,84 \times 10^{-24} \text{ g}$.

Revisemos el siguiente ejemplo y aprendamos un poco de como despejar este tipo de ecuación.

Ejemplo: Cuando se añade selenio (Se) al vidrio, éste adquiere un brillante color rojo. Tomando el número de Avogadro como

$6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}$, calcularemos La masa de un átomo de selenio.

Entonces la masa atómica del selenio (Se) tomada de la Tabla periódica es 78,96 u.m.a. Con lo que se deduce que $6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}$ de Se equivalen a 78,96 g de Se. Esta relación es la que conduce a los factores de conversión necesarios.

Determinemos la masa del átomo de selenio.

Sabemos que $6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}$ átomos de Se presentan una masa equivalente a 78,96 g.

Determinar la masa de un átomo de Selenio se convierte en un problema que puede ser resuelto considerando la siguiente regla de tres:

$$\frac{1 \text{ átomo de Se}}{x} = \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de Se}}{78,96 \text{ g}}$$

resolviendo la regla de tres y despejando x tenemos que :

$$x = \frac{1 \text{ átomo de Se} \cdot 78,96 \text{ g}}{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de Se}} = 1,311 \times 10^{-22} \text{ g},$$

Cada átomo de selenio tiene una masa igual a $1,311 \times 10^{-22} \text{ g}$.

6.5 LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA Y LEYES PONDERALES

Ley de Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier En 1770, Antoine Laurent Lavoisier realizó el experimento del calentamiento del agua utilizando un aparato que condensaba el vapor y lo devolvía al recipiente sin perder un sólo gramo de agua. Pesó el agua y el recipiente antes y después de realizar el experimento. Gracias a este "sencillo" experimento, demostró que el peso del matraz del condensador y del agua seguía siendo el mismo antes y después de una prolongada ebullición. Sin embargo, un sedimento terroso seguía apareciendo. Extrajo y pesó el depósito formado así como el matraz. Y comprobó que la suma de ambos era igual al peso del matraz antes de iniciar la experiencia. Es decir, el poso terroso provenía de una descomposición del vidrio provocada por el calor.

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

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

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

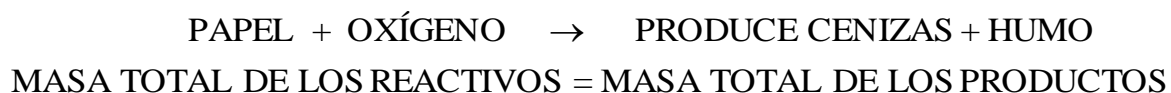
La Ley de Lavoisier hizo posible la aparición de la ecuación química la que se sustenta en dos pilares, uno es la ley de Lavoisier y otro es la formulación moderna de los compuestos químicos, cuyos principios sistemáticos se deben a un conjunto de notables químicos, entre los cuales también destaca Lavoisier.

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

EJEMPLO: Al quemar papel, este se transforma en cenizas y humo, y libera energía en forma de calor y luz, por lo que puedes concluir que es una reacción química.

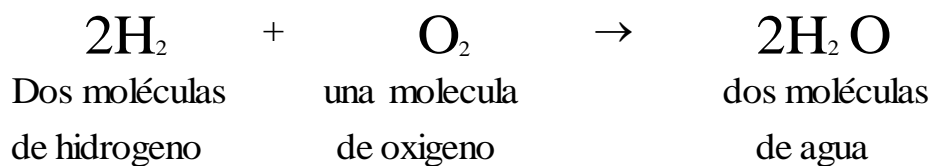
¿Será igual la masa del papel antes de quemarlo y después de quemarlo?

Si midieras la masa del papel antes de quemarlo y luego la masa de las cenizas, esta no sería igual, por lo que podríamos pensar que la masa cambió. Sin embargo, esto no es correcto. Lo que sucede es que al quemar un papel este reacciona con el oxígeno del aire, formando no solo cenizas, sino que también humo. Entonces si sumáramos la masa de las cenizas más la del humo, el resultado sería igual a la masa inicial del trozo de papel y el oxígeno. Esta propiedad se cumple en todas las reacciones químicas, como lo estableció en el siglo XVIII, el químico francés Antoine Lavoisier, a través de la ley de conservación de la masa, según la cual: "en toda reacción química la masa de los reactantes es igual a la masa de los productos".



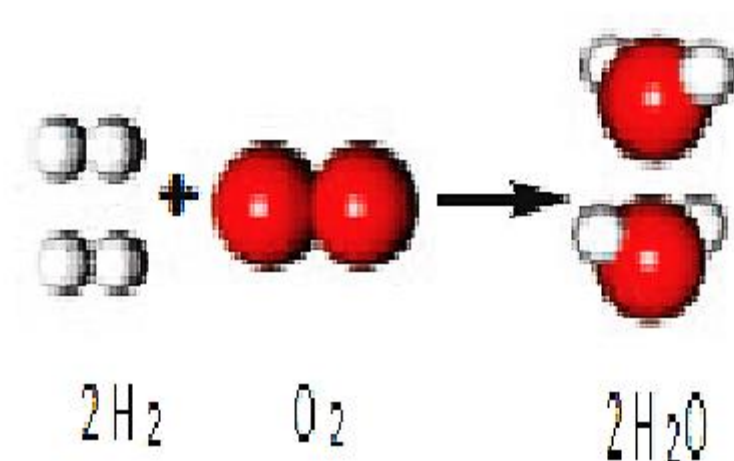
La conservación de la masa en las reacciones químicas debe representarse también en las ecuaciones químicas. Una ecuación química equilibrada es aquella en la que el número de átomos de cada elemento es igual en los reactantes y en los productos. Para equilibrar una ecuación química, se colocan números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

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



La reacción molecular sería:

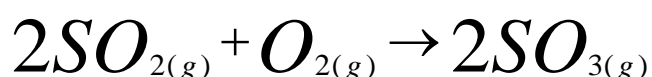
Imagen 32. Ecuación molecular para la formación de agua.



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

6.5.1 CÁLCULOS BASADOS EN LAS ECUACIONES QUÍMICAS

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



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

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

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

- ✓ Una ecuación química balanceada, contiene la información necesaria para predecir cuál será la cantidad de reactivo que se necesita para preparar una cierta cantidad de producto, o bien, cuánto producto se obtiene a partir de cierta cantidad de reactivo.

- ✓ Estos cálculos que se pueden realizar con las reacciones químicas se denominan cálculos estequiométricos y se basan en las leyes ponderales.

6.5.2 LEYES PONDERALES

6.5.2.1 LEY DE LA COMPOSICIÓN DEFINIDA O LEY DE PROUST

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

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

6.5.2.2 LEY DE DALTON O DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

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

Tabla 11. porcentaje de elementos que forman los dos óxidos de cobre

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

La relación entre las masas.

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

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

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

John Dalton resolvió esta inquietud al demostrar en el laboratorio que, haciendo reaccionar cobre con oxígeno en diferentes condiciones, se obtenían dos óxidos de cobre diferentes y comprobó que, dependiendo de las condiciones, dos o más elementos pueden combinarse de manera distinta. Cuantitativamente verificó que, en unas condiciones dadas,

reaccionaba 1 g de oxígeno con 3,98 g de cobre para dar 4,98 g del óxido de cobre II, mientras que en otras condiciones 1 g de oxígeno reaccionaba con 7,96 g de cobre para dar 8,98 g de óxido de cobre I Dalton se sorprendió al comprobar que la reacción entre las masas de cobre que reaccionaban con 1 g de oxígeno para formar dos compuestos distintos, resultó ser 2:1, una relación entre números enteros. Para evitar que hubiera sido una casualidad demostró en el laboratorio que en otros casos (óxidos y sales) ocurría lo mismo, siempre se obtenían relaciones de números enteros sencillos. Con esta información dedujo la ley de las proporciones múltiples que se enuncia así:

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

6.5.2.3 LEY DE LAS PROPORCIONES RECÍPROCAS O DE RICHTER

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

6.6 ACTIVIDAD

1. ¿Cuál es la unidad estructural básica de la materia?
 - a. Elemento.
 - b. Átomo.
 - c. Molécula.
 - d. Compuesto.

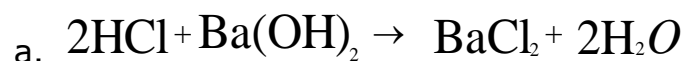
2. El sodio (Na) es un metal tóxico y reactivo, el cloro (Cl) es un gas verde y venenoso, sin embargo, la unión de ambos átomos permite obtener un producto comestible que es la sal común (Na Cl). ¿Qué se puede concluir con esta información?
- Las propiedades de un compuesto son distintas a las propiedades de sus elementos constituyentes.
 - La combinación de sodio y cloro es un cambio físico.
 - Se forma un nuevo tipo de átomo, por ello, la sal es comestible.
 - Siempre que se unen átomos peligrosos, se obtienen átomos no peligrosos.
3. ¿Cuál de las siguientes situaciones correspondería a un cambio químico?
- Un metal es golpeado hasta quedar como una delgada lámina.
 - Un trozo de manteca es calentado hasta pasar al estado líquido.
 - Una porción de tiza es molida hasta quedar un polvo muy fino.
 - Una astilla se quema hasta quedar en cenizas.
4. La siguiente tabla muestra la corrosión (signo +) observada en diferentes metales. ¿Qué se puede deducir de esta información?

Tabla 12.corrosión de diferentes metales.

Día	Metal A	Metal B	Metal C
1	0	++	0
2	0	+++	+
3	+	++++	++

- El metal A se corroe más rápido.

- b. El metal B se corroe más rápido.
 - c. Todos los metales se corroen a igual ritmo.
 - d. Todas las anteriores son correctas.
5. Si se aplica la ley de conservación de la masa a las reacciones químicas, se puede deducir:
- a. La cantidad de masa que se necesita para una reacción química.
 - b. La masa total de los reactantes, conociendo la masa total de los productos.
 - c. La rapidez con la que reaccionan los reactantes.
 - d. La masa de uno de los productos de la reacción química.
6. Escribe V, si el enunciado es verdadero y F, si es falso:
- a. El agente reductor es la sustancia que produce la reducción.
 - b. Una reacción de sustitución es el proceso inverso de una reacción de síntesis.
7. La ley de conservación de la masa establece que la suma de las masas que intervienen como reactantes es igual a la suma de las masas de las sustancias que aparecen como productos.
Comprueba esta ley en las siguientes ecuaciones químicas:





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

- a. Síntesis.
- b. Descomposición.
- c. Doble descomposición.
- d. Oxidación-reducción.

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



10. ¿Qué masa en gramos presentará un átomo de carbono?

11. ¿Cuál es la masa de $3,1 \times 10^{23}$ átomos de sodio (Na)?

12. ¿Cuántos átomos de oxígeno (O) hay contenidos en 1 mol de moléculas?

13. La glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) es la principal fuente de energía para el metabolismo celular. Se obtiene fundamentalmente a través de la alimentación, y se almacena principalmente en el hígado. Calcula

el número de átomos de carbono (C) que hay en 0,35 moles de $(C_6 H_{12} O_6)$.

14. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en?:

a. 0,25 mol de $Ca (N O_3)_2$

b. 1,50 moles de $Na_2 C O_3$

7 BIBLIOGRAFÍA

Reyes Fabián, Janitte Tello, Márquez Carlos. (2012). Ciencias naturales 7. Básico. Santiago de Chile: editorial Santillana del pacifico.

Parga, Lozano. Diana (2005). Vida 7. Bogotá: editorial. Voluntad.

Reyes Fabián, Janitte Tello, Márquez Carlos. (2012). Ciencias naturales 8. Básico. Santiago de Chile: editorial Santillana del pacifico.

Carrillo, C. Esteban. (2004). Contextos Naturales 8. Bogotá: editorial Santillana.

Carrillo, C. Esteban. (2010). Hipertexto química 1. Bogotá: editorial Santillana.