

Unidad 1: Temas básicos

Desarrollo del tema

1.1 Sustancias químicas

1.1.1 Fenómenos físicos y químicos

Fenómeno Físico: Cambios que presentan las sustancias pero que no modifican la estructura interna. Ejemplo: Cambio del agua líquido a vapor, estirar una liga, mezclar agua con sal.



Fenómeno químico: Cambios que presentan las sustancia modificando su estructura interna. Ejemplo: Combustión, fermentación.



1.1.2 Sustancias puras: elemento y compuesto

Sustancia pura: Sustancia formada por un solo componente. Ejemplo: Oro (Au), Plata (Ag).



Elemento: Unión de átomos del mismo tipo. Ejemplo: Sodio (Na), Hidrogeno (H), Oxígeno (O), Cloro (Cl).



Compuesto: Unión de dos o más elementos, que pierden sus características por obtener unas nuevas. Ejemplo: Sal (NaCl), Azúcar (O_2 , H_2O , $C_6H_{12}O_6$).

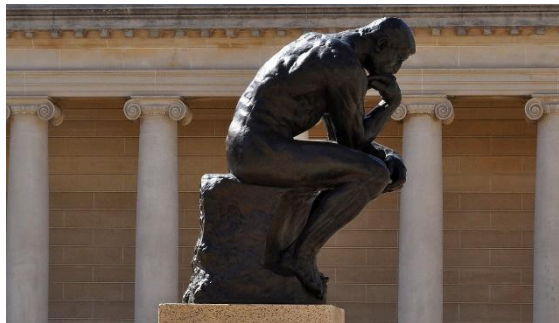


Molécula: Cantidad más pequeña de un compuesto que conserva sus propiedades. Ejemplo: Agua (H_2O), Dióxido de Carbono (CO_2), Oxígeno (O_2).



1.1.3 Mezclas: homogéneas y heterogéneas

Mezcla: Unión de dos o más elementos o compuestos donde cada uno conserva sus propiedades. Ejemplo: aire, bronce, una taza de café.



Homogéneas: Son mezclas en donde no se observan sus componentes, Se forman con un solvente y un soluto.

Tipos de soluciones:

- De acuerdo con la fase:

Fase	Soluto	Solvente	Ejemplo
Sólida	Sólido	Sólido	Aleación (Acero, Cobre)
Líquida	Sólido Líquido Gas	Líquido	Agua de mar Vino Refresco
Gaseosa	Gas	Gas	Aire

- De acuerdo con su solubilidad:

Saturadas: Contienen una gran cantidad de soluto, que se pueden disolver a una temperatura y presión estándar.

No saturadas: Contiene menos soluto que las saturadas.

Sobresaturadas: Contiene más soluto que las saturadas.

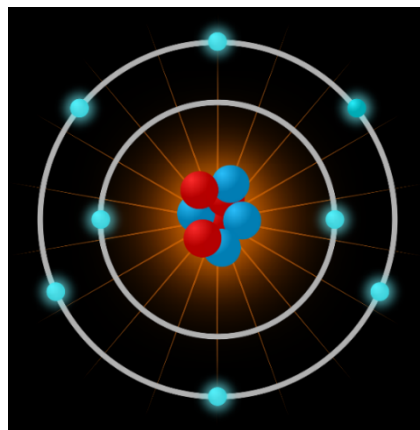
Heterogéneas: Son mezclas en donde se observan sus componentes, ya que están formadas por varias sustancias. Ejemplo: sal y arena o grava y cemento.

1.2 Estructura atómica

1.2.1 Átomo

Es la partícula fundamental de la materia, que interviene en una reacción química. El átomo está formado por subpartículas llamadas:

- Protón: Se encuentra en el núcleo del átomo y tiene carga positiva (+).
- Electrón: Se encuentra alrededor del núcleo y tiene carga negativa (-).
- Neutrón: Se encuentra en el núcleo de átomo y no tiene carga (+/-)



- Número atómico (Z): Es el número de protones en un átomo. Es igual al número de electrones, mientras no sea un ion.

- Número de masa o masa atómica (A): Es el número de protones más el número de neutrones.
- Número de neutrones. Para obtener el número de neutrones, se le resta a la masa atómica el número atómico (A-Z)

Cálculo de partículas subatómicas:

${}_{11}\text{Na}^{23}$	Protones: 11	Electrones: 11	Neutrones: 12
${}_{17}\text{C}^{35}$	Protones: 17	Electrones: 17	Neutrones: 18

Isótopos: Átomos con el mismo número atómico, pero con diferente masa atómica (mismo número de protones, pero con diferente número de neutrones).

El ion es un átomo con carga:

- Cation (+), cuando pierde electrones.
- Anión (-), cuando gana electrones.

1.2.2 Modelos Atómicos

John Dalton

La hipótesis atómica de Dalton (1808), considera al átomo como la partícula fundamental de la materia y que tiene la capacidad de asociarse con otros átomos para formar moléculas.

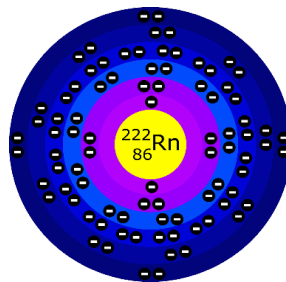
La hipótesis atómica de Dalton postula lo siguiente:

- Los elementos se componen de partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos.
- Son iguales en tamaño y masa, los átomos del mismo elemento.
- Los átomos tienen masas y tamaños distintos cuando son de elementos diferentes.
- Los compuestos químicos se forman por la unión de dos o más átomos de diferentes elementos.
- Los átomos se combinan para formar compuestos.
- Los átomos de dos elementos pueden combinarse en diferentes relaciones.



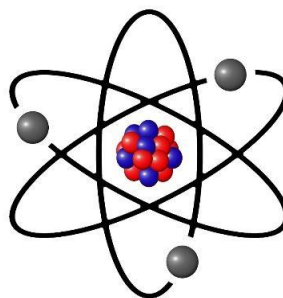
John J. Thomson

Propuso un modelo atómico (1897) en el que los rayos catódicos son desviados de sus trayectorias por campos eléctricos y magnéticos, también señala que los rayos catódicos son partículas negativas llamándolas electrones. Su modelo muestra al átomo constituido por electrones que se mueven en una esfera de electricidad positiva uniforme donde se distribuyen en series de capas concéntricas. Modelo atómico conocido como "Budín de Pasas".



Ernest Rutherford

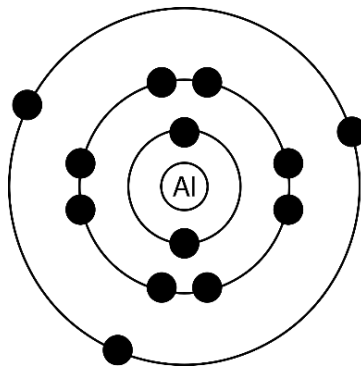
En 1911 propuso su modelo con el que suponía que el átomo tenía un núcleo muy pequeño donde estaba concentrada la carga positiva y casi toda la masa del átomo; y el núcleo estaba rodeado por electrones dispersos en un espacio vacío relativamente extenso.



Niels Bohr

En 1913 postula en su modelo:

- Los electrones giran en órbitas circulares alrededor del átomo.
- No ganan ni pierden energía los electrones mientras se mantengan en un determinado nivel.
- Un electrón gira en su órbita sin irradiar energía, pero si esto pasa chocaría contra el núcleo.
- Cuando los electrones saltan de un nivel de energía mayor a otro menor, desprenden energía y cuando lo hacen a la inversa, absorben energía.



1.2.3 Orbitales atómicos

Orbital: Es la representación del espacio que ocupa un electrón en un átomo. El electrón puede ubicarse en diferentes niveles energéticos, estos niveles se les designan los números cuánticos principales (n, l, m, s):

- Nivel n : Número cuántico principal, determina el número del nivel donde se encuentra el electrón, sus valores son:

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

- Nivel l : Número cuántico azimutal o secundario, determina los subniveles posibles dentro del nivel de energía (forma de orbitales)

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n - 1)$$

- Nivel m : Número cuántico magnético, muestra la zona donde se encuentran los electrones (orbital) y define las orientaciones espaciales, sus valores son:

$$m = (-1, +1)$$

- Nivel s: Número cuántico espín, indica el giro del electrón sobre su propio eje (spin), representándose con los valores:

$$-\frac{1}{2} \text{ y } +\frac{1}{2}$$

Formas orbitales o reempes (región espacio energética de manifestación probabilística electrónica).

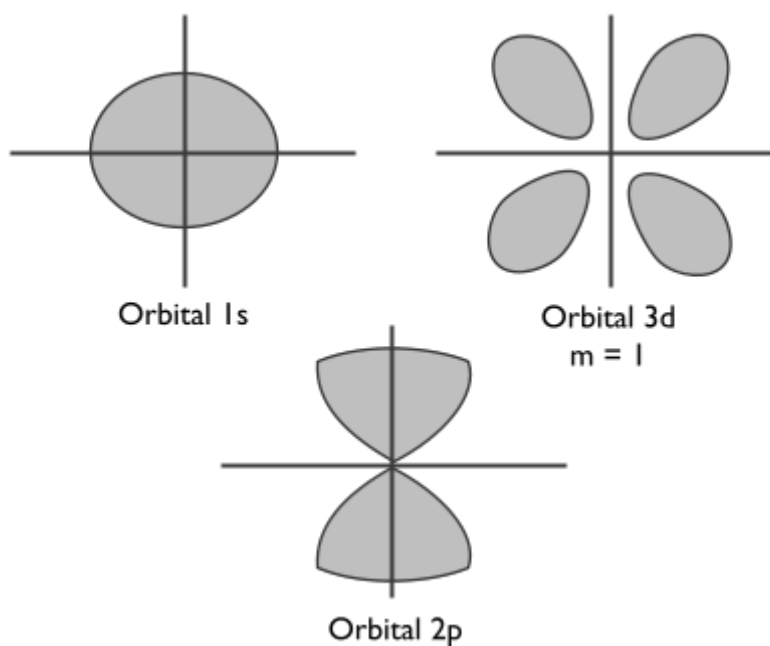


Figura 1: Esquema donde se muestran los orbitales.

1.2.4 Configuraciones electrónicas

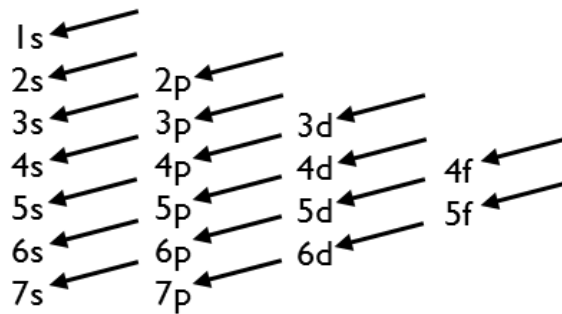
Es la distribución más probable y estable (la energía más baja) de los electrones entre los orbitales disponibles de un átomo.

Para realizar configuraciones electrónicas debes de tomar en cuenta las siguientes reglas:

- Saber el número atómico del elemento.
- Tomar la tabla de valores para hacer configuraciones que te mostraremos a continuación:

Niveles de energía	Subniveles de energía	Orbitales (2 electrones)
1 (K) = 2e	s = 2e	1
2 (L) = 8e	s = 2e, p = 6e	1, 3
3 (M) = 18e	s = 2e, p = 6e, d = 10e	1, 3, 5
4 (N) = 32e	s = 2e, p = 6e, d = 10e, f = 14e	1, 3, 5, 7
5 (O) = 32e	s = 2e, p = 6e, d = 10e, f = 14e	1, 3, 5, 7
6 (P) = 18e	s = 2e, p = 6e, d = 10e	1, 3, 5
7 (Q) = 8e	s = 2e, p = 6e	1, 3

- Hacer la configuración siguiendo la regla de Auf-Bau o regla de las diagonales:



En el diagrama energético los electrones ocupan primero los orbitales de energía más baja y luego los niveles de energía superiores.

- Regla de Hund: Cuando se llenan los orbitales vacíos con la misma carga, los electrones siempre se distribuirán.
- Los orbitales solo pueden tener dos electrones con espín (giro) opuesto cada uno, el giro se representa con flechas.

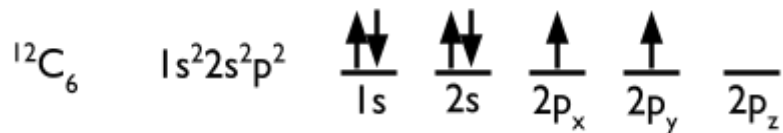


Figura 2: Ejemplo de la Regla de Hund.

1.3 Tabla periódica

En la tabla periódica se agrupan a los elementos con propiedades físicas y químicas en columnas y se ordenan conforme su número atómico.

Group→	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
↓Period																			
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo	
Lanthanides	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu				
Actinides	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr				

1.3.1 Clasificación de elementos: metales, no metales y metaloides

La tabla periódica se divide en dos grupos los metales y los no metales, y en un tercero donde se encuentran los metaloides

Sustancia	Propiedad física	Propiedad química
Metal	<ul style="list-style-type: none"> Tienen brillo Son maleables Dúctiles Tenaces Conducen la electricidad y el calor Todos son sólidos excepto el Mercurio (Hg) Se combinan entre sí para crear aleaciones 	<ul style="list-style-type: none"> Pierden electrones (electropositivos) + O₂ = Óxidos + H₂O = Hidróxidos + Acido = Sal Moléculas monoatómicas Son agentes reductores
No metal	<ul style="list-style-type: none"> No tienen brillo No son maleables No son dúctiles Malos conductores de electricidad y calor 	<ul style="list-style-type: none"> Ganan electrones (electronegativos) + O₂ = Anhídridos + H₂O = Ácidos + Base = Sal

	<ul style="list-style-type: none"> Son sólidos, gaseosos y el Bromo (Br) es líquido 	<ul style="list-style-type: none"> Forman moléculas diatómicas Cl₂, O₂, o poliatómicas P₂, S₈ Son agentes oxidantes
Metaloides	<ul style="list-style-type: none"> Boro (B), Silicio (Si), Germanio (Ge), Arsénico (As), Antimonio (Sb), Teluro (Te), Polonio (Po) Sólidos Tienen brillo metálico Son semiconductores de electricidad Son malos conductores de calor 	<ul style="list-style-type: none"> Exhiben propiedades metálicas y no metálicas, depende de las condiciones en las que reaccionen

1.3.2 Clasificación por familias y periodos

Grupo o familia:

Son las columnas que nos indican el número de electrones de un elemento en el último nivel de energía.

Periodo

Son las filas que nos indican el último nivel de energía que ocupan los electrones de un elemento.

Group →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
↓ Period	A	A	B	B	B	B	B	B	B	B	B	B	A	A	A	A	A	0
1	1 H	2 He																
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar										
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
Lanthanides	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
Actinides	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			

Grupo A	Nombre	Electrones de Valencia	Valencia Representativa
I A	Metales alcalinos	1	+ 1
II A	Metales alcalinotérreos	2	+ 2
III A	Boro – Aluminio (térreos)	3	+ 3
IV A	Carbono y carbonoideos	4	+ 4, - 4
V A	Nitrógeno o nitrogenoides	5	- 3
VI A	Calcógenos	6	- 2
VII A	Halógenos	7	- 1
VIII A	Gases nobles o inertes	8	0

Grupo B	Nombre
1 – VII B	Metales de transición
57 – 71	Lantánidos
89 – 103	Actínidos

Valencia: Capacidad para combinarse, perdiendo (+) o ganando electrones (-) para cumplir con la regla del octeto.

Electrones de valencia: Son los electrones más externos de un átomo que colaboran en un enlace químico.

Regla del octeto: Un elemento debe de tener ocho electrones en el último nivel de energía (configuración de gas noble) para ser estable.

Ejemplo: En la siguiente configuración el elemento pertenece a la familia IV A, periodo 2 y puede tener una valencia + 4 o - 4, por la familia en la que se encuentra.



1.3.3 Estructuras de Lewis

La familia o grupo señalan el número de electrones que se localiza en el último nivel de energía, así que, si un elemento corresponde a la familia I A, en el último nivel de carga tendrá un electrón (electrones de valencia). Los electrones de valencia se representan con la estructura de Lewis o la configuración puntual, que se basa en anotar el símbolo del elemento y colocando a su alrededor los puntos que representan los electrones de valencia.

Familia	Electrones de valencia	Estructura de Lewis
I A	1	Na ○
II A	2	○ Mg ○
III A	3	○ B ○
IV A	4	○ C ○
V A	5	○ N ○
VI A	6	○ O ○
VII A	7	○ F ○
VIII A	8	○ Ne ○

1.3.4 Propiedades periódicas

Electronegatividad: Es la capacidad que posee un átomo para atraer electrones y formar un enlace.

Tabla de electronegatividad de Pauli

I A												III A					IV A	V A	VI A	VII A	0
2 H												2 B	2,5 C	3 N	3,5 O	4 F	He				
1 Li	1,5 Be											1,5 Al	1,8 Si	2,1 P	2,5 S	3 Cl	Ne				
1 Na	1,2 Mg	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	I B	II B	1,6 Ga	1,8 Ge	3,9 As	2,4 Se	2,8 Br	3 Kr				
1 K	1 Ca	1,3 Sc	1,5 Ti	1,6 V	1,6 Cr	1,5 Mn	1,8 Fe	1,8 Co	1,8 Ni	2 Cu	1,6 Zn	1,7 In	1,8 Sn	1,9 Sb	2,1 Te	2,5 I	3 Xe				
1 Rb	1 Sr	1,2 Y	1,4 Zr	1,6 Nb	1,8 Mo	1,9 Tc	2,2 Ru	2,2 Rh	2,2 Pd	2 Ag	1,9 Cd	1,7 Tl	1,8 Pb	1,9 Bi	2 Po	2,3 At	2 Rn				
1 Cs	0,9 Ba	*	1,5 Hf	1,5 Ta	1,7 W	1,9 Re	2,2 Os	2,2 Ir	2,2 Pt	2 Au	2,4 Hg	1,8 Tl	1,8 Pb	1,9 Bi	2 Po	2,3 At	2 Rn				
1 Fr	0,9 Ra	**																			

* Lantánidos	1,1 La	1,1 Ce	1,1 Pr	1,1 Nd	1,1 Pm	1,1 Sm	1,1 Eu	1,1 Gd	1,1 Tb	1,1 Dy	1,1 Ho	1,1 Er	1,1 Tm	1,1 Yb	1,1 Lu
** Actínidos	1,1 Ac	1,3 Th	1,5 Pa	1,7 U	1,3 Np	1,3 Pu	1,3 Am	1 Cm	1,3 Bk	1,3 Cf	1,3 Es	1,3 Fm	1,3 Md	1,3 No	1 Lr

En la tabla de Pauli se observa lo siguiente:

- Aumenta de izquierda a derecha la electronegatividad (se crea al aumentar el número de electrones y la carga nuclear presentes).
- Disminuye de arriba hacia abajo la electronegatividad en los grupos (se debe al aumento de la distancia entre el núcleo y los electrones de enlace, la fuerza de atracción disminuye).
- Los metales poseen electronegatividades bajas.
- Los no metales poseen electronegatividades altas.
- El Flúor (F) es el átomo más pequeño del grupo VII y tiene la electronegatividad más alta de todos los elementos; el Francio (Fr) es el átomo más grande del grupo I y tiene la electronegatividad más pequeña.

Potencial de ionización (energía de ionización): Es la energía que se necesita para separar a un electrón de un átomo que está aislado, en forma gaseosa y en su estado base (proceso endotérmico). En la tabla periódica que en un periodo se incrementa el potencial de ionización al aumentar el número atómico y en un grupo aumenta al disminuir el número atómico.



Así, la más alta es la del Helio (He) y la más baja la del Cesio (Cs)

1.3.5 Enlaces

Es la fuerza que mantiene juntos a grupos de dos o más átomos y hace que funcionen como una unidad.

Enlace iónico: Se forma al unir un metal con un no metal, en este enlace el metal transfiere sus electrones al no metal. Los compuestos que se forman tienen las siguientes propiedades:

- Sólidos cristalinos.
- Solubles en agua, al solubilizarse conducen la electricidad.
- Si son solubles, pero funcionales, conducen electricidad.
- Insolubles en solventes orgánicos.
- Los puntos de fusión son elevados.
- Son inflamables.

Ejemplo: Sales (NaCl , BaSO_4), óxidos metálicos, carbonatos y bicarbonatos.

Enlace covalente: Se realiza entre no metales que comparten electrones. Los compuestos covalentes tienen las siguientes propiedades:

- Son solubles en agua, si se llega a solubilizarse en la solución no conducirá electricidad.
- Casi todos son combustibles.
- Puntos de fusión bajos.
- Incluye prácticamente todos los compuestos orgánicos.

Ejemplo: Agua, alcoholes, azúcares, grasas y aceites, perfumes, la mayor parte de las drogas y colorantes.

Enlace covalente polar (heteropolar): Se lleva a cabo entre elementos no metálicos diferentes. Los electrones se comparten de manera desigual entre átomos con diferentes electronegatividades. Son solubles y conducen la electricidad.

Ejemplo: Agua, ácido clorhídrico, etcétera.

Enlace covalente no polar (homopolar). Se hace entre elementos no metálicos parecidos que comparten electrones. Sus compuestos no forman estructuras cristalinas y no son solubles con el agua.

Ejemplo: Aceite, Cl_2 , etcétera.

Enlace covalente coordinado: Unión entre dos átomos mediante un par de electrones, entregados por uno solo de los átomos y compartidos por los dos, al estar formado es parecido al enlace covalente.

Ejemplo: SO_2 , HNO_3 , etcétera.

Con la tabla de electronegatividades de Pauli, podemos encontrar el tipo de enlace:

Tipo de enlace = Electronegatividad del elemento más electronegativo – Electronegatividad del elemento menos electronegativo

Por lo tanto:

- Si la diferencia es mayor de 1.7 es un enlace iónico.
- Si la diferencia es menor de 1.7 en un enlace covalente polar.
- Si no hay diferencia es un enlace covalente no polar.

1.4 Clasificación de compuestos inorgánicos

En la siguiente tabla se muestran los principales tipos de compuestos:

Tipo de compuesto	Ejemplo
Óxidos básicos: Metal + Oxígeno = Óxido metálico	$4 \text{ Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ Na}_2\text{O}$
Óxidos ácidos (anhídridos): No metal + Oxígeno = Óxido no metálico	$2 \text{ S} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ SO}_3$
Ácidos: Anhídrido + Agua = Oxiácido Hidrógeno + No metal + Oxígeno Hidrógeno + No metal = Hidrácido	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$
Bases: Óxido metálico + Agua = Hidróxido Metal + Oxígeno + Hidrógeno	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ NaOH}$
Sales (neutralización): Ácido + Base = Sal + Agua Oxiácido + Base = Oxisal + Agua Hidrácido + Base = Sal Binaria + Agua	$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ H}_2\text{O}$ $2 \text{ HF} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaF}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$

1.5 Mol

Es el número de moléculas de oxígeno que hay en 32 gramos de oxígeno, o es el contenido de moléculas contenidas en el peso molecular relativo de un compuesto cuando ese peso es medido en gramos. A la masa atómica de un elemento, dividida por la masa real en gramos de uno de sus átomos, se le

llama una relación constante, que es igual al número Avogadro. Para el hidrógeno los cálculos son:

$$(1.00797 \text{ g/átomo}) / 1.67 \times 10^{-24} \text{ g} = 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

El peso molecular en gramos de cualquier especie química se llama gramo mol o mol. Así que un mol de cualquier especie química, atómica, molecular o iónica, contiene 6.02×10^{23} partículas individuales.

1.5.1 Cálculo de peso molecular



Elemento	Número de átomos	Peso atómico (uma)	Total
H	2	1	2
S	1	32	32
O	4	16	64
Peso fórmula	-	-	98 g/mol

Conversión de gramos a mol y de mol a gramos

1. Obtener el peso molecular.
2. Sustituir en la siguiente fórmula.

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

Donde:

- n = mol
- m = masa (g)
- PM = Peso molecular (g/mol)

Ejemplo 1

¿Cuántos moles hay en 30 g de H_2SO_4 ?

- 1) $PM (\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$
- 2) $n = (30 \text{ g}) / (98 \text{ g/mol}) = 0.3 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$

Ejemplo 2

¿Cuántos gramos hay en 5 moles de H_2SO_4 ?

- 1) $PM (\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$
- 2) Despejamos $m = n * PM = (5 \text{ mol}) * (98 \text{ g/mol}) = 490 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4$