

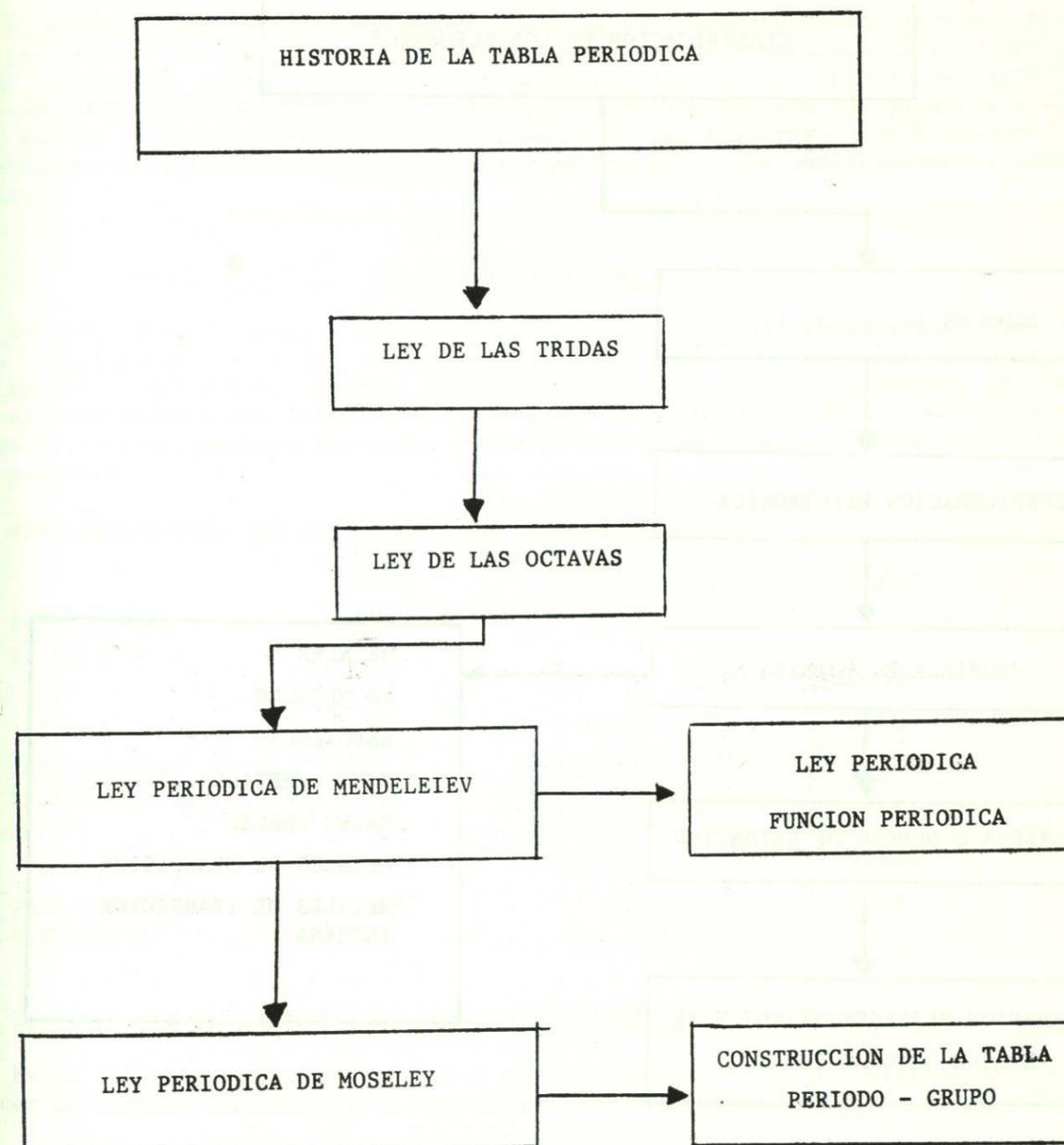
PROGRAMA:

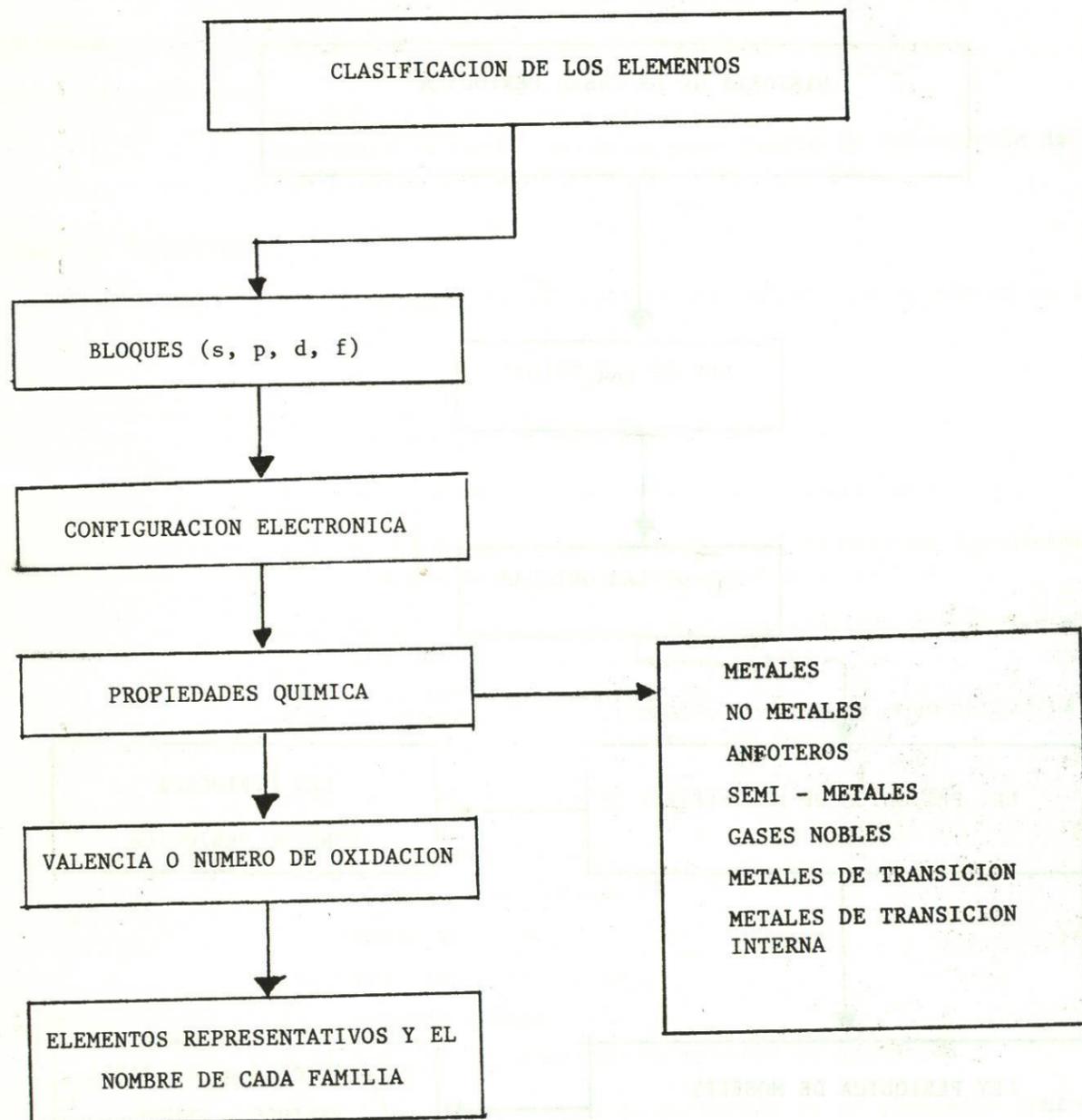
OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno.
Utilizará la tabla periódica como fuente de información de
las propiedades periódicas de los elementos.

OBJETIVO ESPECIFICO:

- 4.1 Destacará la importancia del desarrollo histórico en la clasificación de los elementos.
- 4.2 Enunciara la ley periódica.
- 4.3 Definirá el concepto de periodicidad.
- 4.4 Describirá la tabla periódica contemporánea.
- 4.5 Relacionará la configuración electrónica de los elementos con sus ubicación en la tabla periódica.
- 4.6 Relacionará las configuraciones electrónicas de los elementos con sus propiedades químicas.
- 4.7 Diferenciará entre elementos metálicos y no metálicos de acuerdo a los electrones de valencia.
- 4.8 Definirá los conceptos de:
 - Electronegatividad
 - Potencial de Ionoización
 - Radio atómico
 - Afinidad electrónica
 - Volumen atómico
- 4.9 Definirá el concepto de números de oxidación
- 4.10 Deducirá el número de oxidación de un elemento conforme a su ubicación en la tabla periódica.
- 4.11 Aplicará las reglas utilizadas para asignar el número





DESARROLLO HISTORICO EN LA CLASIFICACION DE LOS ELEMENTOS

Al estudiar los químicos las propiedades de los elementos observaron que tales propiedades se modificaban gradualmente a medida que aumentaba el peso atómico de los mismos, por lo que los clasificaron por grupos. Las relaciones entre el peso atómico y las propiedades de los elementos se hicieron más patentes a medida que se fueron descubriendo nuevos elementos; las primeras clasificaciones se hicieron a comienzos del siglo XIX, algunas de ellas las mencionaremos a continuación.

TRIADAS DE DOBEREINER

En 1829, J.N. Dobereiner señaló por primera vez la existencia de una relación significativa entre las propiedades de los elementos y sus pesos atómicos. Sus estudios le hicieron observar que hay varios grupos de tres elementos en los que el peso atómico del átomo central se aproxima al promedio de los pesos respectivos de los elementos extremos, y además los tres elementos tienen propiedades análogas.

Así, redondeando los pesos atómicos modernos:

	CALCIO	ESTRONICO	BARIO
PESO ATOMICO	40	87	137
DIFERENCIA		47	50
	CLORO	BROMO	IODO
PESO ATOMICO	35.5	80	127
DIFERENCIA		44.5	47
	AZUFRE	SELENIO	TELURO
PESO ATOMICO	32	79	128
DIFERENCIA		47	49

Estos grupos se llamaron las TRIADAS DE DOBEREINER.

Estas relaciones hicieron pensar a muchos químicos en la posibilidad de establecer un sistema completo en el que cada elemento ocupara su lugar correspondiente.

OCTAVAS DE NEWLANDS

En 1863, John Newlands descubrió una regularidad al distribuir los elementos entonces conocidos según el orden creciente de sus respectivos pesos atómicos, notó que cada octavo elemento sucesivo era "una especie de repetición del primero".

Disponiendo los elementos de acuerdo con esta repetición de propiedades se obtienen la siguiente tabla:

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Sc	Ti	Mn	Fe
...

En otras palabras dijo Newlands, "los integrantes del mismo grupo de elementos están entre sí en la misma relación que los extremos de una o más octavas en música". Por tanto propuso denominar a esa relación particular, LA LEY DE LAS OCTAVAS.

SISTEMA PERIÓDICO DE MENDELEEV

En 1869, Dimitri Ivanovich Mendeleev dio a conocer una ordenación más completa de los elementos. Esta consistió en orden creciente según sus pesos atómicos, y colocarlos de tal manera que los elementos con propiedades similares quedaran en una misma columna. Dijo que "cuando se colocan los elementos de acuerdo con la magnitud de sus pesos atómicos, empezando con el más pequeño, se hace evidente que existe una especie de periodicidad en sus propiedades". Expresando en otra forma, si los elementos se disponen en orden de pesos atómicos crecientes, sus propiedades varían miembro a miembro en forma definida, pero retroceden, acercándose más o menos a los mismos valores, en puntos fijos de la serie.

Mendeleev designó con el nombre de "LEY PERIÓDICA" a las relaciones mutuas entre las propiedades de los elementos y sus pesos atómicos estas relaciones son aplicables a todos los elementos y tienen carácter de una función Periódica. (Una función periódica es aquella cuyo valor se repite a intervalos regulares. Este Intervalo se llama PERIODO).

CONCLUYENDO

1. Consideró que las propiedades de los elementos debían ser un función periódica de sus pesos atómicos, ya que período significa "que se producen a intervalos regulares".
2. Estos períodos podrían variar y no estar siempre agrupados en octavas como había supuesto Newlands.
3. Intuyó que los datos podrían estar incompletos y que quizá quedarían elementos sin descubrir, por lo que dejó espacios vacíos. En esta época se conocían 63 elementos y en 1961 se conocían 103.

Expresado más concisamente, LA LEY PERIÓDICA DE MENDELEEV establece "Las propiedades de los elementos son una función periódica de sus pesos atómicos".

TABLA PERIÓDICA DE MENDELEEV DE LOS ELEMENTOS
COLUMNAS O GRUPOS

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
0	Hidrógeno 1.0079							
Helio 4.00260	Litio 6.941	Berilio 9.01218	Boro 10.81	Carbono 12.011	Nitrógeno 14.0067	Oxígeno 15.9994	Flúor 18.99840	
Neón 20.179	Sodio 22.98977	Magnesio 24.305	Aluminio 26.98154	Silicio 28.086	Fósforo 30.97376	Azufre 32.06	Cloro 35.453	
Argón 39.948	Potasio 39.098 Cobre 63.546	Calcio 40.08 Zinc 65.38	Escandio 44.9559 Galio 69.72	Titanio 47.90 Germanio 72.59	Vanadio 50.9414 Arsénico 74.9216	Cromo 51.996 Selenio 78.96	Manganeso 54.9380 Bromo 79.904	Hierro 55.847 Níquel 58.70 Cobalto 58.9332
Criptón 83.80	Rubidio 85.4678 Plata 107.868	Estroncio 87.62 Cadmio 112.40	Itrio 88.9059 Indio 114.82	Zirconio 91.22 Estaño 118.69	Niobio 92.9064 Antimonio 121.75	Molibdeno 95.94 Yodo 126.9045	Tecnecio 99 Telurio 127.80	Rutenio 101.07 Paladio 106.4
Xenón 131.30	Cesio 132.9054 Oro 196.9665	Bario 137.34 Mercurio 200.59	Lantano* 138.9055 Talio 204.37	Hafnio 178.49 Plomo 207.2	Tantalio 180.9479 Bismuto 208.9804	Wolframio 183.85 Polonio 209	Renio 186.207 Astatinio 210	Osmio 190.2 Iridio 192.22 Platino 195.09
Radón 222	Francio 223	Radio 226.0254	Actinio** 227	Torio 232.0381	Protactinio 231	Uranio 238.029		

CLASIFICACION DE ALFRED WERNER

En 1895, realizó una tabla de clasificación periódica que lleva su nombre.

Las ventajas que presenta esta tabla son:

1. Que fue la primera con la estructura larga que permite que queden separadas la serie A y B.
2. Que hace coincidir la estructura electrónica de los elementos con su colocación dentro de la tabla.

La desventaja que presenta es que las series de los Lantánidos y de los Actínidos solo tienen una casilla o sitio para cada uno.

El mérito de esta tabla es que fue realizada muchos años antes de que se conocieran las configuraciones electrónicas de los elementos.

CLASIFICACION DE HENRY G. J. MOSELEY

En 1913, introdujo el número atómico que determina una manera más aproximada las propiedades de los elementos. Moseley, por medio de sus experimentos en los cuales bombardeaba los elementos sólidos con Rayos X, estableció el concepto de NUMERO ATOMICO, el cual nos indica la carga nuclear.

Como resultado de estos trabajos, MOSELEY, demostro que para el estudio apropiado de los elementos deberian ser colocados de acuerdo con dicho número atómico en lugar del empeado por MENDELEIEV, según los pesos atómicos, Moseley asigno a cada elemtno un Número atómico el cual correspondia a la posición del elemento en el orden numérico que había deducido la tabla periódica elaborada por Moseley con los números atómicos elimino algunas dificultades que se había presentado en la tabla periódica basada en los pesos atómicos.

Expresado mas concientemente, LA LEY PERIODICA DE MOSELEY establece:
"Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus Números atómicos".

TABLA PERIODICA MODERNA

La tabla Periódica Moderna, o Cúantica, clasifica los elementos en orden ascendiente, según sus números atómicos, agrupandolos de acuerdo con sus configuraciones electrónicas finales (GRUPOS) y por el último nivel de energía ocupado (PERIODOS).

Esta tabla nos muestra la relación que existe entre las propiedades químicas y la estructura atómica; los elementos que se encuentran en el mismo grupo tienen estructuras similares.

CONSTRUCCION DE LA TABLA

La llamada forma larga de la tabla actual esta formada por 18 COLUMNAS o GRUPOS, de los cuales los dos primeros y los siete últimos constituyen los Grupos A, los ocho del centro corresponden al Grupo B, la serie de LANTANIDOS y ACTINIDOS corresponden a las TIERRAS RARAS, estas se indican por separado ya que su interpetración en el cuerpo de la tabla causaría dificultades. El grupo A se clasifican en ELEMENTOS REPRESENTATIVOS, porque representan la progresión de la VALENCIA y el número de electrones del último nivel de energía.

La tabla periódica esta formada por:

a) PERIODO. Son las sucesiones horizontales de los elementos dentro de la tabla, tienen la caracterísitca de que el Número Atómico de los elemetnos va en aumento, a este período también se le llama NIVELES DE ENERGIA.

b) GRUPO. Son las sucesiones verticales de los elementos dentro de la tabla, en los elementos que forman un grupo, se presentan semejanzas en la CONFIGURACION ELECTRONICA del nivel externo, en cuanto al número y clase de los electrones de valencia. Las propiedades químicas de los elementos de un grupo presentan semejanzas, una de las características más importantes dentro de un grupo es su NUMERO DE OXIDACION. A este concepto de grupo también se le llama FAMILIA.

La relación periódica para la valencia de los elementos del grupo A, es como sigue:

La relación periódica para la valencia de los elementos del grupo A, es como sigue:

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VI A	VIIA	VIIIA
+1	+2	+3	- 4	-3	- 2	- 1	0

CLASIFICACION PERIODICA DE LOS ELEMENTOS
(BASADAS EN EL ¹²C = 12.0000)

Metales ligeros
ME

No metales
No metales

1 H 1.0079	2 He 4.00260											VIIIA					
3 Li 6.941	4 Be 9.01218											VIIA					
11 Na 22.98977	12 Mg 24.305											VI A					
19 K 39.098	20 Ca 40.08	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.90	23 V 50.9414	24 Cr 51.996	25 Mn 54.9380	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.70	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.22	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc 97	44 Ru 101.07	45 Rh 102.9055	46 Pd 106.4	47 Ag 107.868	48 Cd 112.40	49 In 114.82	50 Sn 118.69	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.9045	54 Xe 131.30
55 Cs 132.9054	56 Ba 137.34	57 Lu 174.97	58 Hf 178.49	59 Ta 180.9479	60 W 183.85	61 Re 186.207	62 Os 190.2	63 Ir 192.22	64 Pt 195.09	65 Au 196.9665	66 Hg 200.59	67 Tl 204.37	68 Pb 207.2	69 Bi 208.9804	70 Po 209	71 At 210	72 Rn 222
87 Fr 223	88 Ra 226	89 Lr 256	90 La 138.9055	91 Ce 140.12	92 Pr 140.9077	93 Nd 144.24	94 Pm 145	95 Sm 150.4	96 Eu 151.96	97 Gd 157.25	98 Tb 158.9254	99 Dy 162.50	100 Ho 164.9304	101 Er 167.26	102 Tm 168.9342	103 Yb 173.04	

Serie de los lantánidos	57 La 138.9055	58 Ce 140.12	59 Pr 140.9077	60 Nd 144.24	61 Pm 145	62 Sm 150.4	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.9254	66 Dy 162.50	67 Ho 164.9304	68 Er 167.26	69 Tm 168.9342	70 Yb 173.04
Serie de los actínidos	89 Ac 227	90 Th 232.0381	91 Pa 231	92 U 238.029	93 Np 237	94 Pu 244	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 251	99 Es 254	100 Fm 257	101 Md 258	102 Nh 258

Tabla periódica moderna

DESCRIPCION DE LOS GRUPOS

1. Conjunto de los elementos que tienen la misma configuración electrónica final. (columnas verticales).
2. Se enumeran con números romanos del I al VII, según el número de electrones en último nivel de energía.
3. Se subdividen en grupos A y B.
 - a) Los grupos A terminan en orbitales "s" o "p".
 - b) Los grupos B terminan en orbitales "d" (TRANSICION)
 - c) Las Tierras Raras o de Transición Interna terminan en orbitales "f"

DESCRIPCION DE LOS PERIODOS

1. Es la última capa ocupada por electrones en un átomo.
2. Son las columnas horizontales y se enumeran de 1 a 7 (arábigo).
3. Existen períodos cortos: de 2 u 8 elementos y períodos largos: de 18 o 32 elementos. Esto se debe a que el número de electrones a través del período va aumentando progresivamente de 1 en 1 hasta llegar a completar la órbita de 8 electrones en el gas noble.

En base a esto, es posible relacionar la CONFIGURACION ELECTRONICA de los elementos con su ubicación de la Tabla Periódica.

GRUPO	CONFIGURACION	GRUPO	CONFIGURACION
IA	ns ¹	III B	(n-1)d ¹ ns ²
IIA	ns ²	IV B	(n-1)d ² ns ²
IIIA	ns ² np ¹	V B	(n-1)d ³ ns ²
IV A	ns ² np ²	VI B	(n-1)d ⁴ ns ²
V A	ns ² np ³	VII B	(n-1)d ⁵ ns ²
VI A	ns ² np ⁴	VIII B.	(n-1)d ^{6,7,8} ns ²
VII A	ns ² np ⁵	I B	(n-1)d ¹⁰ ns ¹
VIII A	ns ² np ⁶	II B	(n-1)d ¹⁰ ns ²

TRANSICION INTERNA:

LANTANIDOS: 4f⁰⁻¹⁴ 5d^{0,1} 6s²ACTINIDOS: 5f⁰⁻¹⁴ 6d⁰⁻² 7s²

El hecho de poder dividir la tabla Periódica en bloques "s", "p", "d", "f" ayuda a detectar propiedades químicas generales en los elementos que los integran

BLOQUE "S"

1. Está formado por los grupos I y IIA.
2. Poseen sus electrones valencia en los orbitales "s".
3. Poseen 1 o 2 electrones en el Nivel Cuántico superior al de los Gases Nobles.
4. Dado que la configuración de los gases nobles es muy estable, los elementos del bloque "s" reaccionan fácilmente CEDIENDO electrones y formando CATIONES.
5. Dan origen a compuestos IONICOS.
6. Por su tendencia a ceder electrones, se les llama Agente Reductor.

BLOQUE "P"

1. Está formado por los grupos III A al VIII A.
2. Tienen su electrón diferencial en el orbital "p".
ELECTRON DIFERENCIAL: es aquel que entra en último lugar al construir la configuración electrónica.
3. El comportamiento químico es más complicado, ya que este bloque está integrado por METALES y NO METALES.
4. Forman compuestos IONICOS y COVALENTES.
5. Actúan con diversos estados de oxidación.
6. Por su tendencia a captar electrones, se les llama Agente Oxidante.

BLOQUE "D"

1. Formado por los grupos I B al VIII B.
2. Tienen su electrón diferencial en el orbital "d".
3. Presentan varios estados de oxidación.
4. Sus compuestos suelen ser coloreados según el número de Oxidación.
5. Tienen gran tendencia a formar compuestos complejos o de coordinación.
6. Tienen dos niveles energéticos incompletos.

BLOQUE "F"

1. Constituido por la serie de Lantánidos y Actínidos.
2. Tienen tres niveles energéticos imcompletos.
3. La diferencia electrónica de estos elementos reside en los orbitales "f" muy internos, por lo que la configuración externa es muy semejante.
4. Dado que el comportamiento químico depende de los electrones exteriores, este es muy parecido, por lo que es difícil distinguir un elemento de otro.

En el breve bosquejo antes expuesto, observamos que la clasificación de los elementos en sus inicios fué la base para las clasificaciones posteriores, hasta llegar a la tabla periódica actual. De esta tabla es posible obtener información valiosa de cada uno de los elementos existentes y descubiertos hasta el día de hoy.

Cuando localizamos un elemento en la tabla periódica fácilmente podemos decir el número de orbitas porque es igual al número de período, y el número de electrones en la última órbita porque es igual al número de grupo (para los Grupos A). También se determina la valencia o número de oxidación que es igual al número de electrones del último nivel de energía o al número de grupo, esto es para los del grupo A.

Tenemos un término nuevo: VALENCIA. La valencia de un elemento es la capacidad de combinación de un átomo, en otras palabras, es la capacidad de Ceder, Aceptar o Compartir los electrones de su último nivel, capa u órbita.

Esta capacidad de combinación está limitada por una regla natural que presentan los átomos en su tendencia a ser isoelectrónicos con los gases nobles, es decir, a tener una configuración electrónica final semejante.

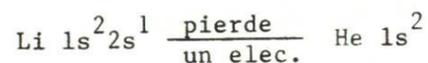
Esta regla es conocida como REGLA DEL OCTETO la cual enuncia:

"Los átomos interaccionan para modificar el número de electrones en sus niveles electrónicos externos externos, en un intento de lograr una estructura electrónica similar a la del gas noble más cercano".

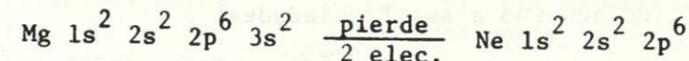
La estructura electrónica de los gases nobles consta de 8 electrones en un nivel más externo, con excepción del Helio, el cual posee únicamente 2 electrones. Por tanto, y de acuerdo con la Regla del octeto, los átomos al combinarse tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta que el número en la capa o nivel más externa sea igual a ocho.

EJEMPLOS:

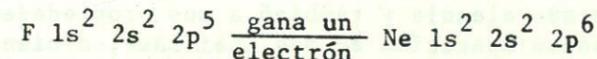
- a. El Litio es isoelectrónico con el Helio, y pierde el último electrón.



- b. El Magnesio es isoelectrónico con el Neón, y pierde 2 electrones.



- c. El Flúor es isoelectrónico con el Neón y gana 1 electrón.



Aunque TEORICAMENTE el Flúor podría PERDER 7 electrones y obtener la configuración del Helio, esto no es posible. Recordemos que la Regla del Octeto menciona; "el gas noble más cercano".

De acuerdo a esto podemos clasificar a los elementos como:

- a. **PIERDEN ELECTRONES:** los elementos de los grupos I A, II A, grupo B, y Tierras Raras.
- b. **COMPARTEN ELECTRONES:** Los elementos de los grupos III A, IV A, V a.
- c. **GANAN ELECTRONES:** Los elementos de los grupos VI A, VII A.
- d. **NO REACCIONAN:** Los elementos del grupo VIII A.

NUMEROS DE OXIDACION TÍPICOS DE ALGUNOS ELEMENTOS COMUNES

IA	IIA		III A	IVA	VA	VI A	VII A							
Li	Be	H	B	C	N	O	F							
+	+2	0	+3	+4	-3 -2 -1 +1 +2 +3 +4 +5	-2	-1							
Na	Mg	Metales de transición		Al	Si	P	S	Cl						
+	+2	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	+3	+4	-3	-2	+2 +4 +6	+1 +3 +5 +7
K	Ca	+	+2	+2	+3	+2	+1	+2	Ge	Se	Br			
+	+2	+3	+2 +4 +6	+2	+3	+2	+1	+2	+4	-2	+1 +3 +5 +7			
Rb	Sr	Ag	Cd	Sn	Pb	Te	I							
+	+2	+	+2	-2 +4	-2 +4	-2	-1							
Cs	Ba	Hg	Pb			-2 +4 +6	+1 +3 +5 +7							
+	+2	+	-2 +4			-2 +4 +6	+1 +3 +5 +7							