

19.- Es la distribución de las longitudes de onda de la luz proveniente de una fuente de emisión.

- 0) Espectro de Emisión 1) Número cuántico por Spin
 2) Principio de incertidum 3) Número cuántico principal
 bre de Heisenberg.

20.- Corresponde a la Ecuación de Planck.

- 0) $E = h\nu$ 1) $E = h$
 2) $E = \frac{h}{\nu}$ 3) $E = \frac{\nu}{h}$

IV.- RELACIONA LAS 2 COLUMNAS, ESCRIBIENDO EN EL ESPACIO DE-
 RESPUESTAS EL NUMERO QUE CORRESPONDA A LA RESPUESTA CO-
 RRECTA.

21.- Es el número cuántico que describe la orientación y el giro electrónico. 0) Número cuántico principal.

22.- Es el número que determina al nivel donde se encuentra el electrón. 1) Número cuántico por Spin.

23.- Establece que no se puede saber la posición ni la velocidad de un electrón, en un momento determinado. 2) Principio de Incertidumbre de Heisenberg.

24.- Cuando se asignan electrones a los átomos, y existen varios orbitales disponibles del mismo tipo, se coloca un solo orbital antes de permitir el apareamiento del electrón. 3) Principio de la máxima multiplicidad

T R I A D A S

Primer Elemento	Segundo Elemento	Tercer Elemento	
Cloro = 35.5	Bromo = 80	Yodo = 127	$(35.5 + 80 + 127) \div 3 = 81$
Azufre = 32	Selenio = 79	Teluro = 127.5	$(32 + 79 + 127.5) \div 3 = 80$
Litio = 7	Sodio = 23	Potasio = 39	$(7 + 23 + 39) \div 3 = 23$
Calcio = 40	Stroncio = 88	Bario = 137	$(40 + 88 + 137) \div 3 = 88.5$
Niquel = 59	Cobalto = 59	Niobio = 93	$(59 + 59 + 93) \div 3 = 70.5$
Ouro = 197	Plata = 197	Mercurio = 201	$(197 + 197 + 201) \div 3 = 198.5$

U N I D A D I V

PERIODICIDAD

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

Grupo	1	2	13	14	15	16	17	18
1a. Octava	Litio	Berilio	Boro	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor	Neón
2a. Octava	Sodio	Magnesio	Aluminio	Silicio	Fósforo	Azufre	Cloro	Argón
3a. Octava	Potasio	Calcio	Escandio	Titanio	Vanadio	Cromo	Manganeso	Niobio

UNIDAD IV

PERIODICIDAD

a) DESARROLLO HISTORICO DE LA CLASIFICACION DE LOS ELEMENTOS.

Los conocimientos que se tenían a principios del Siglo pasado permitieron a los científicos conocer propiedades físicas y químicas de los elementos, los cuales utilizaron esas propiedades para buscar si existía alguna relación entre los diferentes elementos, y así en 1817 el químico alemán Johann Dobereiner dió a conocer las "TRIADAS", en las que explicaba que dentro de cada grupo de tres elementos semejantes entre sí, las propiedades se repiten y que la variación de la masa atómica entre ellos es casi constante.

Dobereiner observó que la masa atómica del estroncio es casi igual al promedio entre las masas de el calcio y el bario, con lo que dedujo que las propiedades del estroncio serían similares a las del calcio y bario y formó la primera de las triadas; después él y otros químicos encontraron más triadas. Ver tabla.

T R I A D A S			Promedio del primero y tercer elemento
Primer Elemento	Segundo Elemento	Tercer Elemento	
Cloro = 35.5	Bromo = 80	Yodo = 127	$(35.5 + 127) \div 2 = 81$
Azufre = 32	Selenio = 79	Teluro = 127.5	$(32 + 127.5) \div 2 = 80$
Litio = 7	Sodio = 23	Potasio = 39	$(7 + 39) \div 2 = 23$
Calcio = 40	Estroncio = 88	Bario = 137	$(40 + 137) \div 2 = 88.5$
Níquel = 59	Cobre = 63	Zinc = 65	$(59 + 65) \div 2 = 62$
Osmio = 191	Iridio = 193	Platino = 195	$(191 + 195) \div 2 = 193$

En 1863 el químico inglés John Newlans dió a conocer la Ley de las Octavas, la cual consistía en ordenar los elementos de acuerdo a su masa atómica, ya que consideró que las propiedades físicas y químicas se repetían en intervalos de ocho elementos.

1a. Octava	Litio	Berilio	Boro	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor
2a. Octava	Sodio	Magnesio	Aluminio	Silicio	Fósforo	Azufre	Cloro
3a. Octava	Potasio	Calcio	Escandio	Titanio	Vanadio	Cromo	Manganeso.

LEY DE LAS OCTAVAS

En 1869 Dimitri Mendeleev en Rusia y Lothar Meyer en Alemania, elaboraron por separado Tablas Periódicas donde se encontraban las propiedades físicas y químicas de los elementos.

Mendeleev hasta pronosticó propiedades de elementos que todavía no se conocían en su época, por lo que dejó huecos para cuando se descubrieran éstos.

Estos científicos observaron que las propiedades físicas y químicas de los elementos variaban en forma periódica, a esto se le llama Ley Periódica. A los dos se les atribuye la Ley Periódica; aunque la mayoría de los autores se la reconocen a Mendeleev. Esta Ley Periódica estaba basada en los pesos atómicos de los elementos, pero con el descubrimiento de los isótopos en 1910 ya fue inoperante.

Al acomodar los elementos en base a los pesos atómicos, había algunos que quedaban fuera, porque no tenían lugar en la tabla; pero este problema fue solucionado cuando se desarrolló el concepto de número atómico. Por lo que la actual Tabla Periódica está en función de el número atómico de los elementos.

LEY PERIODICA

La Ley Periódica establece que las propiedades de los elementos y sus compuestos, son funciones periódicas del número atómico de los elementos.

Esto significa que si acomodamos los elementos por su número atómico, encontraremos que las propiedades químicas y físicas se repiten con un cierto orden (período).

REIHEN	GRUPPE I R ² O	GRUPPE II RO	GRUPPE III R ² O ³	GRUPPE IV. RH ⁴ RO ²	GRUPPE V. RH ⁵ RO ⁵	GRUPPE VI. RH ⁶ RO ⁶	GRUPPE VII. RH R ² O ⁷	GRUPPE VIII. RO ⁴
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	-- = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63
5	(Cu = 63)	Zn = 65	-- = 0,68	-- = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108.
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	-- = 100	
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	--	--	--	
9	(-)	--	--	?La = 180	Ta = 182	W = 184	--	
10	--	--	?Er = 178	--	--	--	--	
11	(Au = 199)	Hg = 200	--	Pb = 207	Bi = 208	--	--	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199.
12	--	--	Tl = 204	Th = 231	--	U = 240	--	

Primera tabla periódica de Mendeleev (1872). J es el símbolo alemán del yodo.

Posteriormente se estudiaron las propiedades y características semejantes que tienen los elementos de un mismo grupo o familia, el comportamiento periódico de los elementos y la relación que hay de éstas con la estructura atómica de los elementos.

TABLA PERIODICA

La tabla periódica, se divide en hileras verticales y horizontales. Las verticales indican los grupos o familias y las horizontales los periodos.

Los elementos están agrupados en elementos representativos o Grupos A (aquí se incluyen los gases nobles), elementos de transición o Grupos B y los elementos de transición interna que se dividen en dos series que son: Lantánidos y Actínidos.

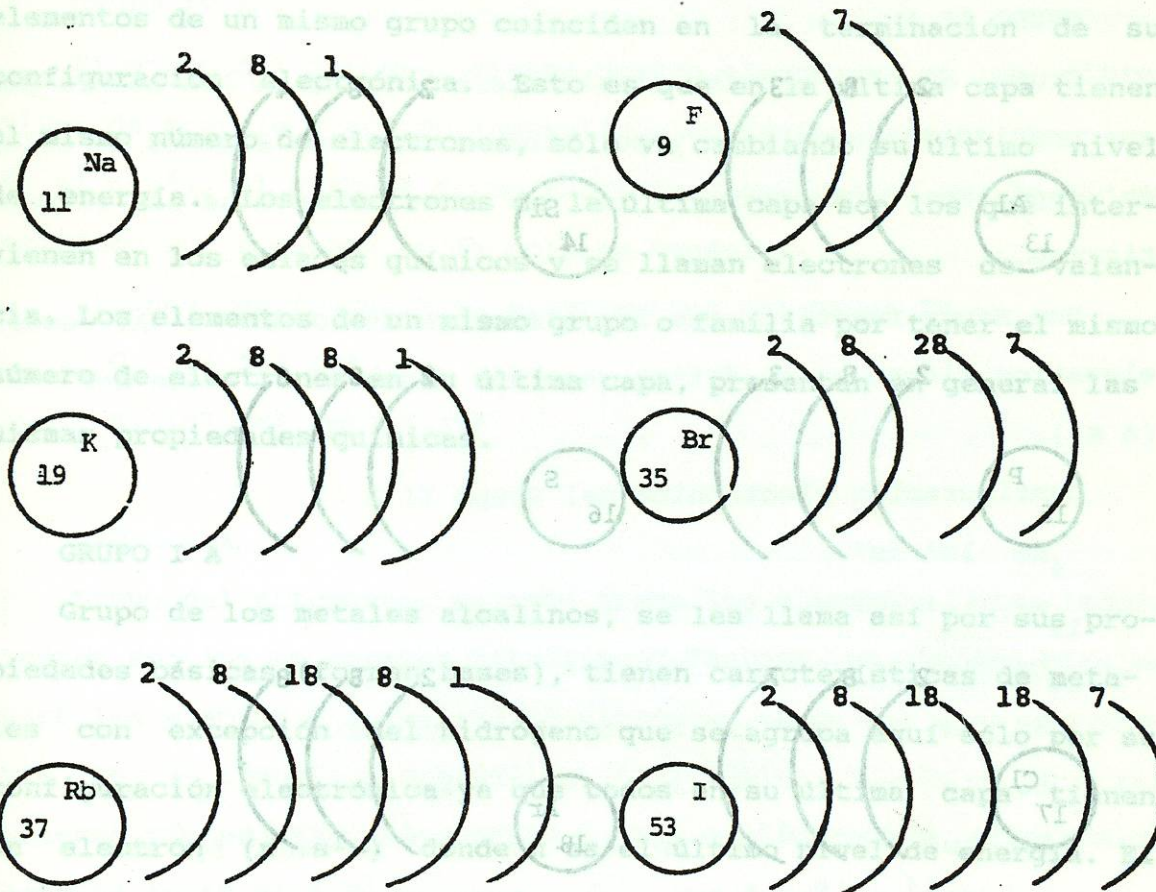
En los elementos representativos o grupos A, su capa externa es un orbital "s" o "p" y su último nivel de energía no está completo, sólo los gases nobles tienen su último nivel completo por lo que algunas tablas periódicas lo nombran grupo 0 y no grupo VIII A.

Los elementos de transición o grupos B, se llaman de transición porque sus propiedades son intermedias, entre los formadores de bases de la izquierda y los formadores de ácidos de la derecha de la tabla periódica, su última capa es un orbital "d" excepto el grupo II B (Zn, Cd, Hg) que terminan en un orbital "s", pero se acomodan con los grupos B por sus propiedades que son similares a las de los elementos de transición.

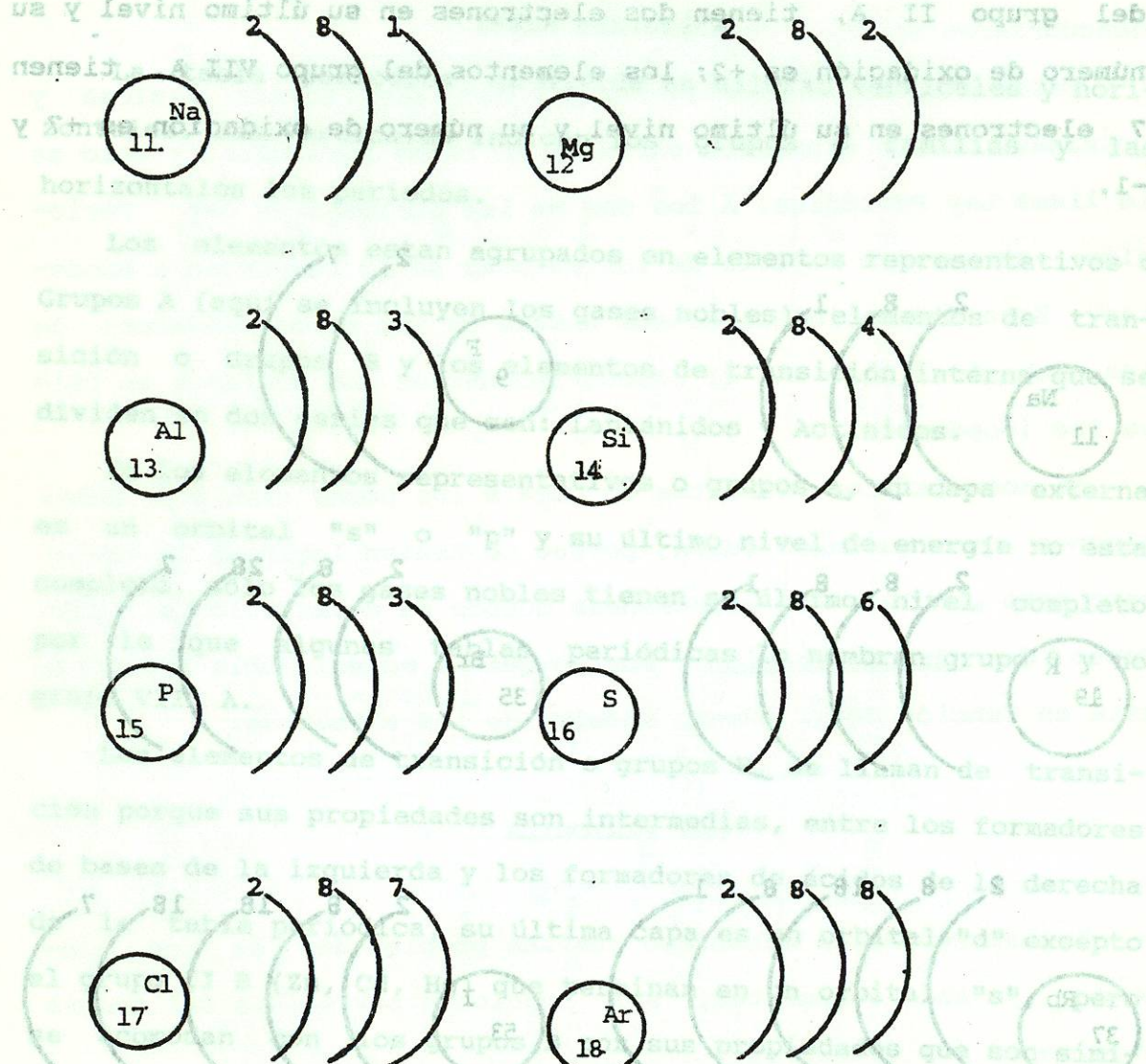
Actualmente encontramos tablas periódicas que nos proporcionan gran cantidad de datos sobre cada uno de los elementos

como: símbolo, número atómico, número de masa, peso atómico, electronegatividad, punto de fusión, punto de ebullición, configuración electrónica, división entre metales y no metales.

Se puede notar que los elementos que pertenecen a un mismo grupo, tienen propiedades similares, por ejemplo: los elementos del grupo II A, tienen dos electrones en su último nivel y su número de oxidación es +2; los elementos del grupo VII A, tienen 7 electrones en su último nivel y su número de oxidación es +7 y -1.



También podemos observar que los elementos que se encuentran en el mismo período tienen el mismo número de niveles de energía, por ejemplo: Todos los elementos que se encuentran en el tercer período tendrán tres niveles.



Se pueden predecir fácilmente las configuraciones electrónicas de los elementos representativos, pero no es tan fácil predecir las configuraciones de los elementos de los grupos B, sobre todo del cuarto período en adelante, ya que presentan algunas irregularidades donde un electrón de un orbital, pasa a otro orbital de otro nivel pero de energía parecida. Esto es más común en los elementos más pesados.

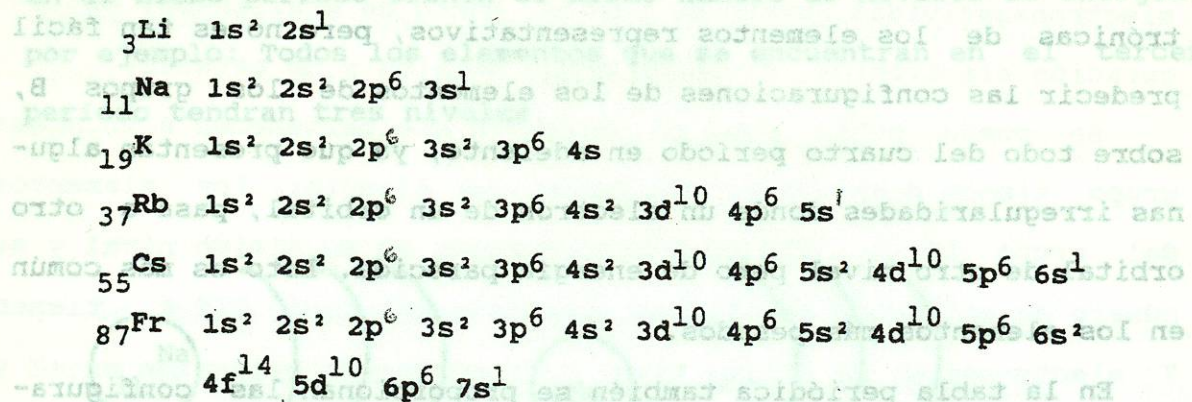
En la tabla periódica también se proporcionan las configuraciones electrónicas de los elementos y podemos observar como los elementos de un mismo grupo coinciden en la terminación de su configuración electrónica. Esto es que en la última capa tienen el mismo número de electrones, sólo va cambiando su último nivel de energía. Los electrones de la última capa son los que intervienen en los enlaces químicos y se llaman electrones de valencia. Los elementos de un mismo grupo o familia por tener el mismo número de electrones en su última capa, presentan en general las mismas propiedades químicas.

GRUPO I A

Grupo de los metales alcalinos, se les llama así por sus propiedades básicas (forman bases), tienen características de metales con excepción del hidrógeno que se agrupa aquí sólo por su configuración electrónica ya que todos en su última capa tienen un electrón (ns^1) donde n es el último nivel de energía. El hidrógeno es gas y no es metal.

Son muy activos químicamente, reaccionan fuertemente con el agua.

Configuración electrónica del Grupo I A:

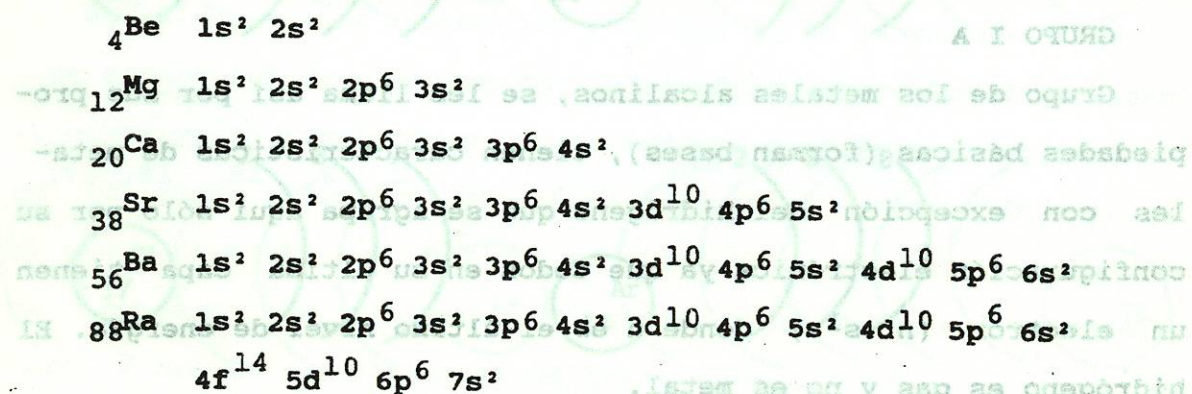


GRUPO II A

Grupo de los metales alcalinotérreos, así se les nombra por sus propiedades alcalinas y por haber encontrado algunos de ellos en depósitos minerales, a los que anteriormente se les llamaba tierras.

Son menos reactivos que los elementos del Grupo I A, estos elementos tienen en su última capa dos electrones, todos son $(n s^2)$.

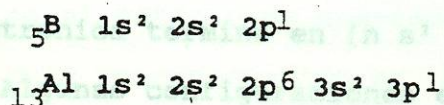
Configuración electrónica del Grupo II A



GRUPO III A

El grupo del boro y aluminio, son metales con excepción del boro que es un no metal, el elemento más importante es el aluminio. Estos elementos tienen en su capa externa tres electrones y su configuración electrónica termina en $(n s^2 n p^1)$.

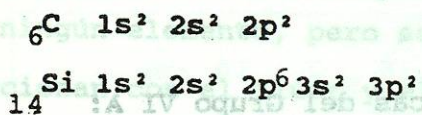
Algunas configuraciones electrónicas del Grupo III A:



GRUPO IV A

El grupo del carbono, tienen cuatro electrones en su último nivel de energía y su configuración electrónica termina en $(n s^2 n p^2)$, el carbono forma muchísimos compuestos por lo que se estudian por separado en la Química Orgánica.

Algunas configuraciones electrónicas del Grupo IV A:



GRUPO V A

Grupo del nitrógeno, en este grupo los elementos más importantes son los no metales nitrógeno y fósforo, ya que son vitales para las plantas y animales. El nitrógeno es un gas y se encuentra en la atmósfera como molécula diatómica, N_2 . En su capa mas externa tienen cinco electrones y su configuración electrónica termina en $(n s^2 n p^3)$.