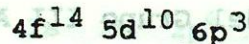
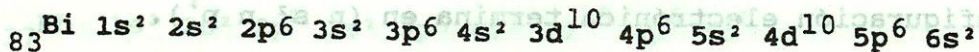
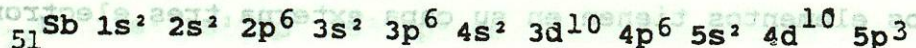
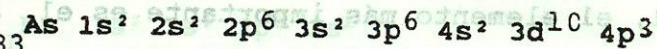
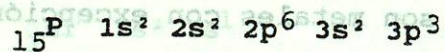
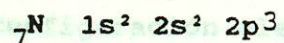


Configuración electrónica del Grupo V A:

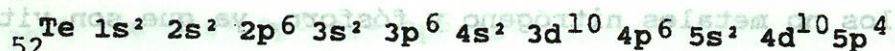
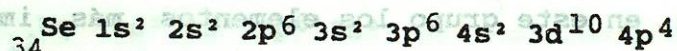
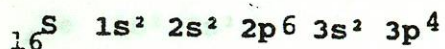
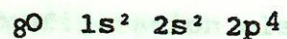


GRUPO VI A Calcógenos

Grupo del oxígeno, los elementos más importantes de este grupo son los no metales oxígeno y azufre. El oxígeno es un elemento muy abundante en la naturaleza, ya que se encuentra combinado en el agua y libre en la atmósfera como molécula diatómica, O_2 . Como se sabe, aparte de abundante es necesario para la vida.

Los elementos de este grupo tienen en su último nivel seis electrones y la terminación de su configuración electrónica es $(n s^2 n p^4)$.

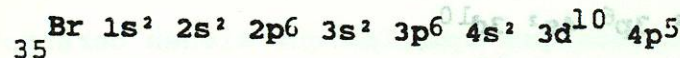
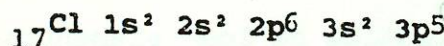
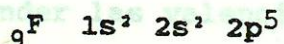
Algunas configuraciones electrónicas del Grupo VI A:



GRUPO VII A

Grupo de los "halógenos", que significa formadores de sales, ya que se combinan con los metales y dan como producto una sal, un ejemplo es el NaCl , cuyo nombre químico es cloruro de sodio y el nombre común es sal (la sal de mesa que todos conocemos). Todos los halógenos son muy activos químicamente. Estos elementos tienen en su último nivel siete electrones y su configuración electrónica termina en $(n s^2 n p^5)$.

Algunas configuraciones electrónicas del Grupo VII A:



GRUPO VIII A

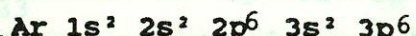
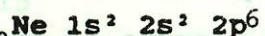
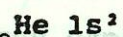
Son llamados gases nobles, o gases raros; por mucho tiempo se les llamó gases inertes, porque se pensaba que no reaccionaban con ningún elemento, pero se ha encontrado que el xenón y radón reaccionan con el flúor y el oxígeno.

En este grupo se encuentra el helio cuya configuración electrónica es $1s^2$ (como el grupo II A), pero por sus propiedades químicas se colocó en este grupo que tiene su último nivel completo con ocho electrones, terminando su configuración electrónica en $(n s^2 n p^6)$.

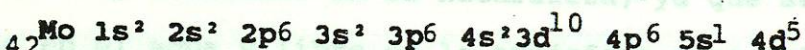
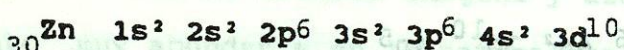
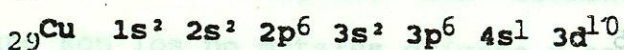
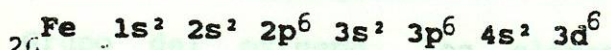
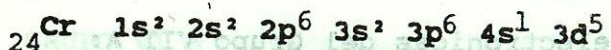
El helio tienen su único nivel de energía completo con dos electrones, a diferencia con los elementos del grupo II A que no tienen lleno su último nivel, esta diferencia hace que el comportamiento de el helio y los elementos del grupo II A sea muy

distinto.

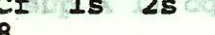
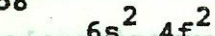
Algunas configuraciones electrónicas del Grupo VIII A



Algunas configuraciones electrónicas de los elementos de transición o grupos B:



Algunas configuraciones electrónicas de los elementos de transición interna: Lantánidos y Actínidos.



REPRESENTACION DE PUNTOS DE LEWIS

En la tabla IV - 1, se observan los diagramas de puntos de Lewis, de los elementos representativos. Los electrones que hay en la capa externa de los átomos, se representan por puntos y se indica si están o no apareados.

Esta representación es útil para ver la configuración y entender las valencias de los elementos.

GRUPO	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
e-	1	2	3	4	5	6	7	8*
H·								He·
Li·	Be:	B·	C·	N·	O:	F:	Ne:	
Na·	Mg:	Al·	Si·	P·	S:	Cl:	Ar:	
K·	Ca:	Ga·	Ge·	As·	Se:	Br:	Kr:	
Rb·	Sr:	In·	Sn·	Sb·	Te:	I:	Xe:	
Cs·	Ba:	Tl·	Pb·	Bi·	Po:	At:	Rn:	
Fr·	Ra:							

* El helio tiene 2 electrones en la capa externa del átomo.

Tabla IV - 1 Representación de puntos de Lewis.

METALES Y NO METALES

En la tabla periódica podemos observar que los elementos se dividen en Metales y No Metales, los cuales son separados por una línea quebrada que va desde el Boro hasta el Astatino. En algunas tablas los tiñen de diferente color. Los elementos de el lado izquierdo de la línea quebrada son los metales excepto el hidrógeno, y los de la derecha son no metales.

Los elementos adyacentes a la línea se llaman metaloides ya que tienen propiedades intermedias entre los metales y los no metales.

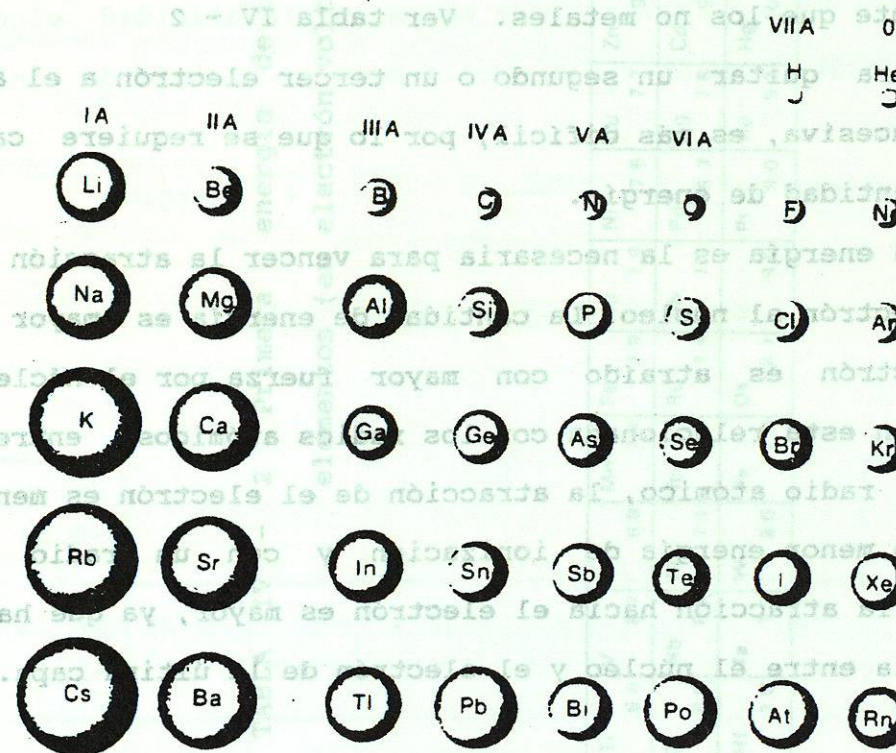
Comparando la configuración electrónica de los elementos en la tabla periódica, notamos que aquéllos que tienen características metálicas, generalmente presentan una configuración electrónica que termina en s^1, s^2 , y p^1 , lo que da como resultado que los metales tengan 1, 2, ó 3 electrones en el último nivel. Aclaramos que esto es en general, porque a medida que aumenta el peso atómico en un grupo, aumentan sus características metálicas.

H																	He
2.2																	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
0.9	1.5											2.0	2.5	2.8	3.3	4.0	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
0.9	1.2											1.6	1.9	2.0	2.4	3.0	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0.8	1.0	1.2	1.4	1.5	1.6	1.5	1.7	1.7	1.8	1.6	1.6	1.8	1.9	2.1	2.4	2.8	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Te	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
0.8	0.9	1.6	1.2	1.3	1.7	1.3	1.4	1.8	1.7	1.5	1.5	1.6	1.8	1.8	2.0	2.4	
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
0.8	0.9	1.2	1.2	1.3	1.8	1.4	1.5	1.8	1.8	1.9	1.7	1.7	1.8	1.7	1.7	1.9	
Fr	Ra	**															
0.8	0.9																
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb				
1.0	1.0	1.1	1.1	1.0	1.1	1.0	1.1	1.1	1.1	1.1	1.1	1.1	1.0				
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md					
1.0	1.1	1.1	1.3	1.2	1.2	1.2		estimado				1.2					

RADIOS ATOMICOS

El tamaño del átomo depende de su entorno es decir de su interacción con los átomos vecinos. En la realidad no se puede definir con exactitud el tamaño de un átomo individual. En la figura de abajo se muestran los tamaños relativos de los átomos de los elementos representativos.

Se puede observar que el tamaño de los átomos aumenta de arriba hacia abajo y disminuye de izquierda a derecha.



Radios atómicos de los elementos representativos A y de los gases nobles. El hidrógeno es el más pequeño y el cesio el más grande. (Tomado de K.W. Whitten, K.A. Gailey, Química General, 1ª Ed. 1990, Mc Graw Hill).

ENERGIA DE IONIZACION

La energía de ionización se define como la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso.

Como el electrón de la última capa es el más débilmente unido, es el primero en desprenderse. Al salir el primer electrón de el átomo, la carga de el núcleo no es afectada, por lo que queda un ión positivo +1 (CATION).

Los metales presentan una tendencia hacia una energía de ionización menor; por lo que los metales forman cationes más fácilmente que los no metales. Ver tabla IV - 2

Para quitar un segundo o un tercer electrón a el átomo en forma sucesiva, es más difícil, por lo que se requiere cada vez mayor cantidad de energía.

Esta energía es la necesaria para vencer la atracción que une a el electrón al núcleo. La cantidad de energía es mayor cuando el electrón es atraído con mayor fuerza por el núcleo, esta atracción esta relacionada con los radios atómicos, entre mayor sea el radio atómico, la atracción de el electrón es menor, por lo tanto menor energía de ionización y con un radio atómico menor, la atracción hacia el electrón es mayor, ya que hay menos distancia entre el núcleo y el electrón de la última capa.

TABLA IV - 2 Primera energía de ionización de algunos elementos (en electrón volts por átomo).

H	136	Be	93	Sc	65	Ti	68	V	67	Cr	68	Mn	74	Fe	79	Co	79	Ni	76	Cu	77	Zn	94	Ga	60	In	58	Tl	61		
Li	5.4	B	83	Ca	61	Sc	65	Ti	68	V	67	Cr	68	Mn	74	Fe	79	Co	79	Ni	76	Cu	77	Zn	94	Ga	60	In	58	Tl	61
Na	5.1	C	113	Sr	5.7	Y	64	Zr	68	Nb	69	Mo	71	Tc	73	Ru	75	Rh	75	Pd	83	Ag	76	Cd	90	Sn	73	Pb	74	Bi	73
K	4.3	N	145	Rb	4.2	La	5.6	Hf	70	Ta	79	W	80	Re	79	Os	87	Ir	90	Pt	90	Au	92	Hg	104	Po	84	At	95	Rn	107
		O	136	Cs	3.9	Ba	5.2	La	5.6	Ta	79	W	80	Re	79	Os	87	Ir	90	Pt	90	Au	92	Hg	104	Po	84	At	95	Rn	107
		F	174																												
		Ne	216																												
		Ar	158																												
		Kr	140																												
		Xe	121																												
		Rn	107																												

AFINIDAD ELECTRONICA

Un átomo neutro que tiene un orbital incompleto, normalmente atrae electrones. Afinidad electrónica se define como la energía liberada cuando a un átomo gaseoso se le adiciona un electrón, formando un ión con carga negativa -1 (ANION).

Una alta afinidad electrónica (facilidad para formar un anión), generalmente es una propiedad no metálica, así como una baja energía de ionización (facilidad para formar un catión) es una propiedad metálica.

Hay muchos factores que hacen que la afinidad electrónica no varíe con la regularidad que lo hace la energía de ionización.



TABLA DE AFINIDAD ELECTRONICA

H 0.77							He -0.56
Li 0.58	Be -0.68	Be 0.16	C 1.25	N -0.29	O 1.47	F 3.45	Ne -1.03
Na 0.50	Mg 0.69	Al 0.33	Si 1.40	P 0.70	S 2.07	Cl 3.61	Ar --1.23
K 0.91	Ca 1.00						

ELECTRONEGATIVIDAD

La afinidad electrónica y la energía de ionización se refieren a átomos aislados. Pero también se requiere de una escala comparativa que relacione la capacidad de los elementos a atraer electrones cuando sus átomos se combinan. A la capacidad de un átomo de atraer hacia sí los electrones que comparte cuando está combinado con otro átomo, se llama electronegatividad.

Linus Pauling elaboró una tabla donde se dan a conocer los valores de electronegatividad de los elementos, en ella se pueden observar, que el elemento que tiene mayor electronegatividad es el flúor y los que tienen menos son el cesio y el francio. También se puede advertir como varía el valor de la electronegatividad en los grupos de la tabla periódica y en los elementos con características metálicas y no metálicas.

Se puede resumir esta variación así :La electronegatividad aumenta de abajo hacia arriba y de izquierda a derecha en la tabla periódica, hasta llegar al grupo VII sin incluir a los gases nobles , porque éstos no se combinan generalmente y esta es una propiedad que se mide al estar combinados.

