

TEMA N° 8. SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

NOTA: Para poder acceder a las páginas Webs y a los videos *pisar CONTROL* y *PINCHAR la página web o el video* que os interese.

Contenido:

- 1.- *Sistema Periódico de los Elementos Químicos (pág. N°1)*
- 2.- *Energía de Ionización o Potencial de Ionización (N° 17)*
- 3.- *Afinidad Electrónica (pág. N° 19)*
- 4.- *Electronegatividad (pág. N° 20)*
- 5.- *Ejercicios resueltos del tema (pág. N° 21)*

1.- Sistema Periódico de los elementos químicos

Historia del Sistema Periódico

<http://www.lenntech.es/periodica/historia/historia-de-la-tabla-periodica.htm>

Sistema Periódico de los Elementos Químicos

http://www.natureduca.com/quim_elequim_sisteper02.php

Sistema Periódico Actual de los Elementos Químicos

http://www.educa.madrid.org/web/ies.isidradeguzman.alcala/departamentos/fisica/temas/sistema_periodico/actual.html

Tabla Periódica. Muy completa.

<http://www.educaplus.org/sp2002/index1.html>

Video: Elementos químicos y Sistema Periódico

<http://www.youtube.com/watch?v=dHsoWiKf2wU>

La *Tabla Periódica* de los elementos clasifica, organiza y distribuye los distintos *elementos químicos*, conforme a sus propiedades y características. Su función principal es *establecer un orden específico agrupando elementos*.

Suele atribuirse la tabla a Dimitri Mendeléyev, quien ordenó los elementos basándose en la *variación manual de las propiedades químicas*, si bien Julius Lothar Meyer, trabajando por separado, llevó a cabo un ordenamiento a partir de las propiedades *físicas de los átomos*. La forma actual es una versión modificada de la de Mendeléyev; fue diseñada por Alfred Werner.

Historia

La historia de la Tabla Periódica está íntimamente relacionada con varios aspectos del desarrollo de la Química y la Física:

- El descubrimiento de los elementos de la tabla periódica.
- El *estudio de las propiedades comunes y la clasificación de los elementos*.
- La noción de masa atómica (inicialmente denominada "peso atómico") y, posteriormente, ya en el siglo XX, de número atómico.
- Las relaciones entre *la masa atómica* (y, más adelante, el número atómico) y las *propiedades periódicas de los elementos*.

La primera clasificación de elementos conocida, fue propuesta por Antoine Lavoisier, quien propuso que los elementos se clasificaran en metales, no metales y metaloides o metales de transición.

Tríadas de Döbereiner

Uno de los primeros intentos para agrupar los elementos de propiedades análogas y relacionarlo con las *masas atómicas* se debe al químico alemán Johann Wolfgang Döbereiner (1780–1849) quien en 1817 puso de manifiesto el notable parecido que existía entre las propiedades de ciertos grupos de *tres elementos*, con una variación gradual del primero al último. Posteriormente (1827) señaló la existencia de otros grupos de tres elementos en los que se daba la misma relación (cloro, bromo y yodo; azufre, selenio y teluro; litio, sodio y potasio).

Tríadas de Döbereiner					
<u>Litio</u>	LiCl LiOH	<u>Calcio</u>	CaCl ₂ CaSO ₄	<u>Azufre</u>	H ₂ S SO ₂
<u>Sodio</u>	NaCl NaOH	<u>Estroncio</u>	SrCl ₂ SrSO ₄	<u>Selenio</u>	H ₂ Se SeO ₂

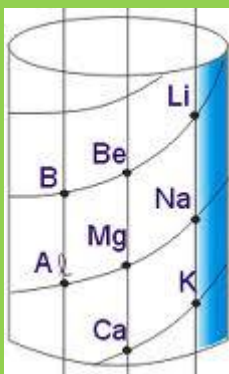
A estos grupos de tres elementos se les denominó *tríadas* y hacia 1850 ya se habían encontrado unas 20, lo que indicaba una cierta regularidad entre los elementos químicos.

<u>Potasio</u>	KCl KOH	<u>Bario</u>	BaCl ₂ BaSO ₄	<u>Telurio</u>	H ₂ Te TeO ₂
----------------	------------	--------------	----------------------------------------	----------------	---------------------------------------

Döbereiner intentó relacionar las propiedades químicas de estos elementos (y de sus compuestos) con las *masas atómicas*, observando una gran analogía entre ellos, y una variación gradual del primero al último.

Chancourtois

En 1864, Chancourtois construyó una hélice de papel, en la que estaban ordenados por *pesos atómicos* (masa atómica) los elementos conocidos, arrollada sobre un cilindro vertical.



Se encontraba que los puntos correspondientes estaban separados unas 16 unidades. Los elementos similares estaban prácticamente *sobre la misma generatriz*, lo que indicaba una cierta periodicidad, pero su diagrama pareció muy complicado y recibió poca atención.

Ley de las octavas de Newlands

En 1864, el químico inglés John Alexander Reina Newlands comunicó al Royal College of Chemistry (Real Colegio de Química) su observación de que al ordenar los elementos en orden creciente de sus *masas atómicas* (prescindiendo del hidrógeno), *el octavo elemento a partir de cualquier otro tenía unas propiedades muy similares al primero*.

En esta época, los llamados gases nobles no habían sido aún descubiertos.

Esta ley mostraba una cierta ordenación de los elementos en *familias* (grupos), con propiedades muy parecidas entre sí y en *Periodos*, formados por ocho elementos cuyas propiedades iban variando progresivamente.

El nombre de *octavas* se basa en la intención de Newlands de relacionar estas propiedades con la que existe en la escala de las notas musicales, por lo que dio a su descubrimiento el nombre de *ley de las octavas*.

Ley de las octavas de Newlands						
1	2	3	4	5	6	7
Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0
Na 23,0	Mg 24,3	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,1	Cl 35,5
K 39,0	Ca 40,0					

Tabla periódica de Mendeléyev

En 1869, el ruso *Dmitri Ivánovich Mendeléyev* publicó su primera Tabla Periódica. Un año después lo hizo *Julius Lothar Meyer*, que basó su clasificación periódica en la periodicidad de los *volúmenes atómicos en función de la masa atómica* de los elementos.

Por ésta fecha ya eran conocidos 63 *elementos* de los *90 que existen en la naturaleza*. La clasificación la llevaron a cabo los dos químicos de acuerdo con los criterios siguientes:

- Colocaron los elementos por orden *creciente de sus masas atómicas*.
- Situaron en el *mismo grupo elementos que tenían propiedades comunes como la “valencia”*.

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RH ₄ RO ₃	RH ₃ R ₂ O ₅	RH ₂ RO ₃	RH R ₂ O ₇	RO ₄
H							
Li	Be	B	C	N	O	F	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni
Cu	Zn			As	Se	Br	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo		Ru Rh Pd
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W		Os Ir
Au	Hg	Tl	Pb	Bi			Pt

Tabla de Mendeléyev publicada en 1872. En ella deja casillas libres para elementos por descubrir.

La primera clasificación periódica de Mendeléyev no tuvo buena acogida al principio. Mendeléyev después de varias modificaciones publicó en el año 1872 una nueva *Tabla Periódica* constituida por *ocho columnas* desdobladas en dos *grupos cada una*, que al cabo de los años se llamaron *familia A y B*.

Henry Moseley (1867–1919) realizó un estudio sobre los espectros de rayos X en 1913. Moseley comprobó que en la tabla Mendeléyev, el orden de su clasificación no era casual sino reflejo de alguna propiedad de la estructura atómica. Hoy se acepta que la ordenación de los elementos en el Sistema Periódico está relacionada con la estructura electrónica de los átomos de los diversos elementos, a partir de la cual se pueden predecir sus diferentes propiedades químicas.



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

Clasificación

Grupos:

- Grupo 1 (I - A):** los *metales alcalinos*
- Grupo 2 (II - A):** los *metales alcalinotérreos*
- Grupo 3 (III - B):** *Familia del Escandio*
- Grupo 4 (IV - B):** *Familia del Titanio*
- Grupo 5 (V - B):** *Familia del Vanadio*
- Grupo 6 (VI - B):** *Familia del Cromo*
- Grupo 7 (VII - B):** *Familia del Manganeso*
- Grupo 8 (VIII - B):** *Familia del Hierro*
- Grupo 9 (IX - B):** *Familia del Cobalto*
- Grupo 10 (X - B):** *Familia del Níquel*
- Grupo 11 (I - B):** *Familia del Cobre*
- Grupo 12 (II - B):** *Familia del Zinc*
- Grupo 13 (III - A):** los *térreos* (familia el Boro)
- Grupo 14 (IV - A):** los *carbonoideos*
- Grupo 15 (V - A):** los *nitrogenoideos*
- Grupo 16 (VI - A):** los *calcógenos o anfígenos*
- Grupo 17 (VII - A):** los *halógenos*
- Grupo 18 (VIII - A):** los *gases nobles*

Períodos

Las filas horizontales de la Tabla Periódica son llamadas **Períodos**. La Tabla Periódica consta de **7 períodos**:

Período 1

Período 2

Período 3

Período 4

Período 5

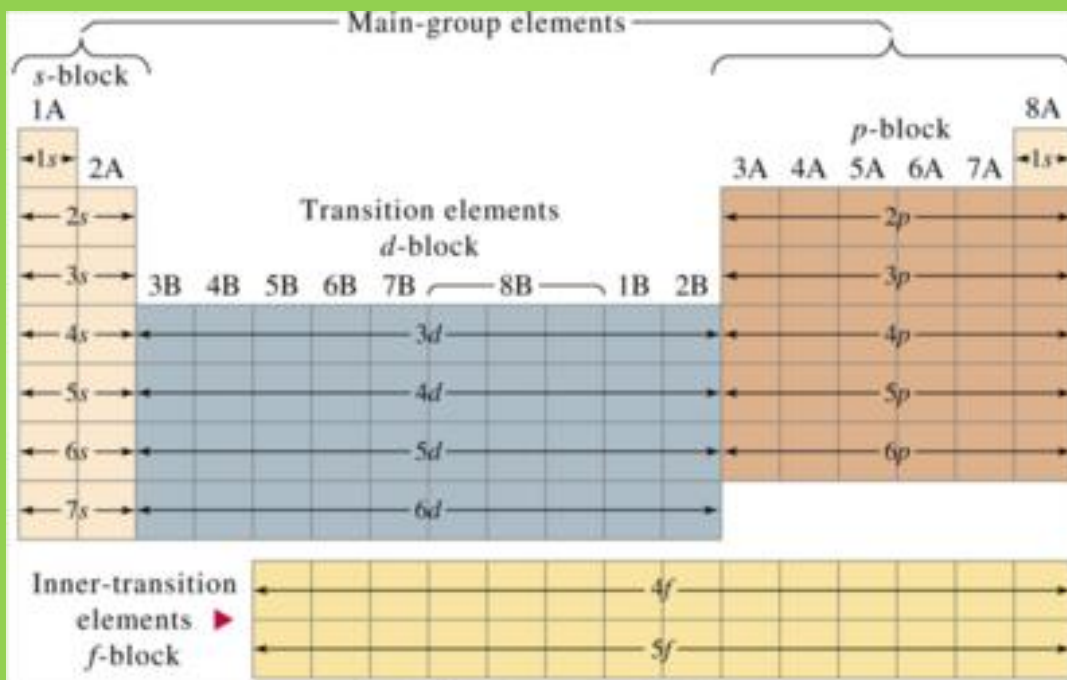
Período 6

Período 7

La **Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC)** ha recomendado adoptar una tabla, en la cual las **18 columnas se designan con los números arábigos del 1 al 18**.

La **IUPAC** no establece los criterios en los cuales se basa para dicha clasificación de los grupos del Sistema Periódico. En **Europa** seguimos el criterio de grupos “**A**” y grupos “**B**”. En Estados Unidos del **grupo 1 al 18**.

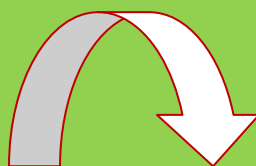
Tabla periódica dividida en **bloques**.



La tabla periódica se puede también dividir en **bloques de elementos** según el orbital que estén ocupando los **electrones** más externos.

Los **bloques** o **regiones** se denominan según la letra que hace referencia al orbital más externo: **s**, **p**, **d** y **f**. Podría haber más elementos que llenarían otros orbitales, pero no se han sintetizado o descubierto; en este caso se continúa con el orden alfabético para nombrarlos.

- **Bloque “s”**
- **Bloque “p”**
- **Bloque “d”**
- **Bloque “f”**



Grupo 1 (I – A)

Metales alcalinos

Sus componentes son: hidrógeno, litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio.

El hidrógeno a pesar de pertenecer al grupo **1 (I – A)** **NO ES UN METAL**. En condiciones normales de presión y temperatura, es un gas diatómico, H_2 , incoloro, inodoro, insípido y altamente inflamable. Es el elemento químico más ligero y es, también, el elemento más abundante, constituyendo aproximadamente el 73,9% de la materia visible del Universo.

Al hidrógeno se le considera como un elemento **no metálico** pero a **bajas temperaturas** y **altas presiones** puede comportarse como **METAL**.

Los metales alcalinos correspondientes al **Grupo 1 (I – A)** de la Tabla Periódica, son **METALES MUY REACTIVOS**, se oxidan con facilidad por lo que no se encuentran libres en la naturaleza. El nombre proviene de sus propiedades básicas (alcalinas). Constituyen el 4,8% de la corteza terrestre, incluyendo capa acuosa y atmósfera. El sodio y el potasio son los más abundantes; el resto es raro.

Su configuración electrónica muestra un electrón en su capa de valencia (1 electrón s).

La configuración electrónica de la capa de valencia es: ns^1

Metales Alcalinotérreos

Son los elementos metálicos del **grupo 2 (II - A)** de la Tabla Periódica.

Son: berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio.

Constituyen algo más del 4% de la corteza terrestre (sobre todo calcio y magnesio), pero son bastante reactivos y no se encuentran libres. El radio es muy raro.

Son metales ligeros con colores que van desde el gris al blanco, con dureza variable (el berilio es muy duro y quebradizo y el estroncio es muy maleable). Son más duros que los alcalinos.

Su configuración electrónica presenta **dos electrones de valencia** (2 electrones s). La configuración electrónica de la capa de valencia es: ns^2

Metales de Transición

Los 40 elementos de los grupos *3 al 12* de la parte central de la Tabla Periódica se denominan *metales de transición* debido a su carácter intermedio o de transición entre los metales de la izquierda (más electropositivos, alcalinos y alcalinotérreos) y los elementos de la derecha (más electronegativos, formadores de ácidos).

Llenan orbitales “d” de la penúltima capa; estos electrones “d” son los responsables principales de sus propiedades.

Como el resto de los metales, son *dúctiles* (que se puede extender en alambres o hilos) y *maleables* (la maleabilidad favorece la obtención de delgadas láminas de material), conductores del calor y de la electricidad. Son más duros, más quebradizos y tienen mayores puntos de fusión y ebullición y mayor calor de vaporización que los metales que no son de este grupo.

La propiedad más diferente es que sus *electrones de valencia*, es decir, *los que utilizan para combinarse con otros elementos*, se encuentran en más de una capa, *la última y la penúltima*, que están muy próximas.

Grupo 3 (III – B):

Escandio, itrio, lantano y lantánidos, actinio y actínidos.

Con tres electrones de valencia (2 electrones s de la última capa y 1 electrón d de la capa penúltima).

Su configuración electrónica de la capa de valencia es: $ns^2 (n - 1)d^1$

Grupo 4 (IV – B):

Titanio, circonio, hafnio, rutherfordio.

Con cuatro electrones de valencia (2 electrones s de la última capa y 2 “d” de la penúltima). La configuración electrónica de la capa de valencia es: $ns^2 (n - 1)d^2$.



Grupo 5 (V – B):

Vanadio, niobio, tántalo, dubnio.

Tienen cinco electrones de valencia (2 electrones s de la última capa y 3 electrones d en la penúltima). La configuración electrónica de la capa de valencia es: $ns^2 (n - 1)d^3$.

Grupo 6 (VI – B):

Cromo, molibdeno, wolframio, seaborgio.

Poseen 6 electrones de valencia (2 electrones s de la última capa y 4 electrones d de la penúltima). La configuración electrónica de la capa de valencia es: $ns^2 (n - 1)d^4$.

Grupo 7 (VII – B):

Manganeso, tecnecio, renio, bohrio.

El tecnecio y bohrio son artificiales. Poseen siete electrones de valencia (2 electrones s en la última capa y 5 electrones d en la penúltima).

La configuración electrónica de su capa de valencia es: $ns^2 (n - 1)d^5$.

Grupo 8 (VIII – B):

Hierro, rutenio, osmio, hassio.

Poseen 8 electrones de valencia: 2 electrones s de la última capa y 6 electrones d de la penúltima. La configuración electrónica de la capa de valencia es: $ns^2 (n - 1)d^6$.

El **ACERO** es la denominación que comúnmente se le da en metalurgia a una aleación de HIERRO con una cantidad de carbono variable entre 0,1 y el 0,2% en peso de su composición.

Grupo 9 (VIII – B):

Cobalto, rodio, iridio, meitnerio.

Poseen 9 electrones de valencia: 2 electrones s de la última capa y 7 electrones d de la penúltima. Configuración electrónica de la capa de valencia es: $ns^2 (n - 1)d^7$.

Grupo 10 (VIII – B):

Níquel, paladio, platino, ununnilio.

Poseen **10 electrones de valencia**: 2 electrones s de la última capa y 8 electrones d de la penúltima. Configuración electrónica de la capa de valencia: $ns^2 (n - 1)d^8$.

En estos tres grupos últimos constituían el antiguo grupo VIII, que les he llamado VIII – B.

Grupo 11 (I – B):

Cobre, plata, oro, ununio.

Capa de valencia: $ns^2 (n - 1)d^9$.

Grupo 12 (II – B):

Cinc, cadmio, mercurio, ununbio.

Capa de valencia: $ns^2 (n - 1)d^{10}$.

Tierras raras o elementos de transición interna

Los treinta elementos denominados tierras raras constituyen las series de los lantánidos y actínidos. *No existen de forma natural, son sintéticos.* Todos estos metales pertenecen al grupo 3 de la Tabla Periódica y a los períodos 6 y 7. Todos tienen **3 electrones en su capa más externa** (2 electrones “s” de la última capa y 1 o ninguno “d” de la penúltima, pasando, en este último caso, el electrón a orbitales “f” de la antepenúltima) y completan los orbitales f de la antepenúltima capa: **4f** (lantánidos) y **5f** (actínidos).

Grupo 3 (III – B)

Lantánidos: Lantano, cerio, praseodimio, neodimio, prometio, samario, europio, gadolinio, terbio, disprosio, holmio, erbio, tulio, iterbio, lutecio.
Capa de valencia: $ns^2 (n - 2)f^{1 \rightarrow 14}$.

Actínidos: Actinio, torio, protactinio, uranio, neptunio, plutonio, americio, curio, berkelio, californio, einsteinio, fermio, mendelevio, nobelio, lawrencio.

Son elementos del **periodo 7** que llenan **orbitales 5f** teniendo las capas 6 y 7 incompletas.

Capa de valencia: $ns^2 (n - 2) f^{14}$

Elementos térreos o grupo del boro

Lo forman el **grupo 13** (III – A) de la **Tabla Periódica**.

Son: **boro**, **aluminio**, **galio**, **indio**, **talio** y **ununtrium**.

Su **configuración electrónica** muestra **tres electrones de valencia** (2 electrones “s” y 1 electrón “p”). Capa de valencia: $ns^2 np^1$.

El **boro** se diferencia del resto de los elementos del grupo porque es un **metaloide**, (Semimetal: sus propiedades son intermedias entre los metales y no metales. No existe una forma unívoca de distinguir los metales de los semimetales pero generalmente se diferencian en que los semimetales son **SEMICONDUCTORES**)) mientras que los demás van aumentando su carácter metálico conforme se desciende en el grupo. Debido a esto, puede formar enlaces covalentes bien definidos. Es un **semiconductor**, es duro a diferencia del resto que son muy blandos.

Elementos carbonoides

Forman el **grupo 14** (IV – A) de la **Tabla Periódica**.

Son: **carbono**, **silicio**, **germanio**, **estaño**, **plomo** y **ununquadio**.

Tienen **cuatro electrones de valencia**: 2 electrones “s” y 2 electrones “p”.

Su capa de valencia: $ns^2 np^2$.

Constituyen más **el 27% en peso de la Corteza Terrestre**, siendo el Silicio el que aporta prácticamente todo ese valor, le sigue el Carbono; el Germanio es el menos abundante. Se presentan en estado nativo C, Sn y Pb.

Las propiedades físicas y químicas varían mucho desde el primero, **C**, que se trata de un **NO METAL** y forma enlaces covalentes con los no metales.

El *Si* y *Ge* son **METALOIDES** (semimetales). El *Pb* es un **METAL** pesado.

Elementos nitrogenoides

Forman el **grupo 15** (V - A) de la **Tabla Periódica**.

Son: nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, bismuto y ununpentio.

La **configuración electrónica** muestra que poseen **cinco electrones de valencia** (2 electrones “s” y 3 electrones “p”).

Capa de valencia: ns^2np^3 .

Constituyen el 0,33% de la Corteza Terrestre (incluyendo agua y atmósfera). A veces se presentan nativos. Los minerales que forman son óxidos o sulfuros.

Las propiedades metálicas se incrementan desde el nitrógeno al bismuto de forma que el nitrógeno es **NO METAL**, gas diatómico. El fósforo, arsénico y antimonio presentan algunas propiedades metálicas y el bismuto es un metal pesado.

En estado elemental el nitrógeno se emplea como gas inerte en soldadura y conservación, el arsénico y antimonio como semiconductores, el fósforo en pirotecnia.

Los compuestos del nitrógeno y fósforo son importantísimos y se emplean en abonos y detergentes.

El fósforo, arsénico y antimonio y sus combinaciones son tóxicos.

Elementos calcógenos o anfígenos

Forman el **grupo 16** (VI - A) de la **Tabla Periódica**.

Son: oxígeno, azufre, selenio, teluro, polonio y ununhexio.

La **configuración electrónica** presenta **seis electrones de valencia**: 2 electrones “s” y 4 electrones “p”.

Su capa de valencia: ns^2np^4 .

El **Oxígeno** es el elemento **más abundante en la Tierra** (50,5% en peso de la Corteza terrestre). Los demás elementos son menos frecuentes. El

Polonio es muy raro. Los minerales que forman son óxidos, sulfuros y sulfatos y también se encuentran en estado nativo.

El ***oxígeno*** y el ***azufre*** son ***NO METALES***, mientras que el carácter metálico aumenta del ***selenio*** al ***polonio***. El ***oxígeno*** es un gas ***diatómico*** y el ***polonio*** es un ***metal pesado***.

El ***oxígeno*** es fundamental en todos los ***procesos de oxidación*** (combustiones, metabolismo de los seres vivos) y es la base de numerosos procesos industriales.

El ***azufre*** se emplea como ***fungicida*** y en numerosos procesos industriales. El ***selenio*** y ***teluro*** se emplean como semiconductores. El polonio no tiene ***prácticamente utilidad***.

Halógenos

Los halógenos son los ***cinco elementos no metálicos*** que se encuentran en el ***Grupo 17*** (VII – A) de la ***Tabla Periódica***.

Son: ***flúor, cloro, bromo, iodo, astato*** y ***ununseptio***.

A temperatura ambiente, los halógenos se encuentran en los tres estados de la materia:

- ***Sólido***- Iodo, Astato
- ***Líquido***- Bromo
- ***Gas***- Flúor, Cloro

Su capa de valencia: ***ns^2np^5*** .

Los halógenos son los cinco elementos ***NO METÁLICOS***. El término halógeno significa ***“formador de sales”*** y a los compuestos que contienen halógenos con ***METALES*** se le denomina ***“sales”***.

No se encuentran libres en la Naturaleza, pero si, mayoritariamente en forma de haluros alcalinos y alcalinotérreos. El ***astato*** es muy raro.

El carácter metálico aumenta según lo hace el número atómico, así, el ***yodo*** tiene ***brillo metálico***.

A temperatura ambiente los halógenos se encuentran en los tres estados de la materia:

Sólido- Iodo, Astatato

Líquido- Bromo

Gas- Flúor, Cloro

El *flúor* es el elemento más reactivo y más electronegativo del Sistema Periódico.

El flúor, cloro y el yodo son oligoelementos importantes para los seres vivos.

Gases Nobles

Los gases nobles se encuentra en el *grupo 0 o 18* (VIII – A) de la Tabla Periódica.

Los elementos son: helio, neón, argón, criptón, xenón, radón y ununocio.

Estos elemento se consideraron inertes hasta 1962, debido a que su estado de oxidación *es 0, teniendo 8 electrones en su última capa* (2 electrones “s” y 6 electrones “p”), lo que les impide formar compuestos fácilmente.

Capa de valencia: ns^2np^6 para todos excepto el He que es ns^2 .

Estos elementos se consideraron *INERTES* hasta 1962, debido a su estado de oxidación *0, teniendo 8 electrones en su última capa* (2 electrones “s” y 6 “p”), lo que les impide formar compuestos fácilmente. El *helio* es el *segundo elemento* más abundante del Universo. En la atmosfera hay un *1% de gases nobles* (fundamentalmente *argón*, 0,94%).

Todos son gases incoloros, inodoros e insípidos, solubles en agua. Tienen puntos de fusión muy bajos.



Elementos representativos

Se denominan así a los grupos **1, 2**, y del **13 al 18** (I - A, II - A, III - A, IV - A, V - A, VI - A, VII - A y VIII - A o grupo “Cero”) caracterizados por tener los electrones de la última capa (***electrones de valencia***) en ***orbitales "s"*** (grupos 1 y 2) o ***"s" y "p"*** (grupos 13 al 18).

Los elementos ***NO REPRESENTATIVOS*** pertenecen a los grupos restantes del **Sistema Periódico**. Es decir:

Grupo 3 (III - B);***Grupo 4*** (IV - B);***Grupo 5*** (V - B);***Grupo 6*** (VI - B);***Grupo 7*** (VII - B);***Grupo 8*** (VIII - B);***Grupo 9*** (VIII - B);***Grupo 10*** (VIII - B);***Grupo 11*** (I - B);***Grupo 12*** (II - B)

2.- Energía de Ionización o Potencial de Ionización.

Energía de Ionización o Potencial de Ionización

La Energía de Ionización (E_i) o Potencial de Ionización (P.I) es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo de la corteza electrónica, de un átomo neutro en estado gaseoso y en su estado fundamental (el de menor contenido energético).

Queremos estudiar la variación de la Energía de Ionización en el Sistema periódico. Lo podemos hacer:

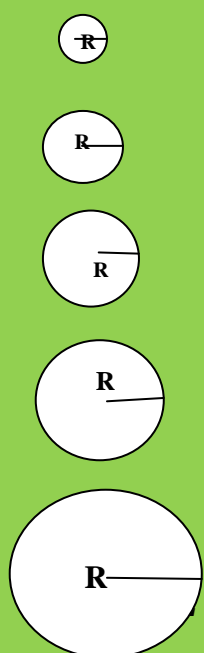
- a) ***En un grupo.***
- b) ***En un periodo.***

Empezaremos el estudio en un ***grupo*** el **Sistema Periódico**:

Todos los elementos pertenecientes a un mismo grupo del S. P. se caracterizan por tener la ***configuración electrónica de la capa de valencia con los mismos subniveles energéticos***. Si elegimos como grupo el ***nº 1*** (I - A) tendrían la configuración ***ns¹***. Esta configuración nos dice que en la capa de valencia hay ***un sólo electrón***.

En un grupo al aumentar el *valor del periodo* (números que aparecen en vertical en la derecha y/o en la izquierda) *a medida que bajamos en el grupo, aumenta el tamaño del átomo*. El valor del periodo corresponde al valor del número cuántico principal “n”.

Suponiendo que el átomo es esférico y que estamos en el grupo *n° 1* podemos hacer el siguiente esquema:



Entre el electrón de la capa más externa y un protón del núcleo se establece una fuerza electrostática que está regida por la ley de Coulomb:

$$F = K \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{R^2}$$

$K = \text{const.}$; $q_1 = \text{carga del electrón}$
 $q_2 = \text{carga del protón}$

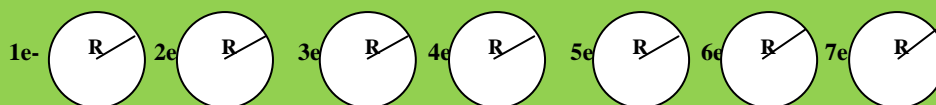
La K y las cargas son las mismas para todos los elementos del grupo. Sin embargo obser-

vamos que al ir bajando en el grupo, *el radio va aumentando*. Al aumenta el valor del denominador de la Ley de Coulomb la *fuerza atractiva disminuye* lo que implica una *mayor facilidad para arrancar el electrón más externo de la corteza electrónica*. Es decir, **AL BAJAR EN UN GRUPO DEL S.P. LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN DISMINUYE**. Al ir subiendo en el grupo la fuerza electrostática es mayor puesto que *disminuye el radio* (el denominador) y por lo tanto es más difícil arrancar el electrón más externo, luego **AL SUBIR EN UN GRUPO DEL S. P. LA ENERGÍA DE IOIZACIÓN AUMENTA**.

Vamos a estudiar la Energía de ionización en un periodo:

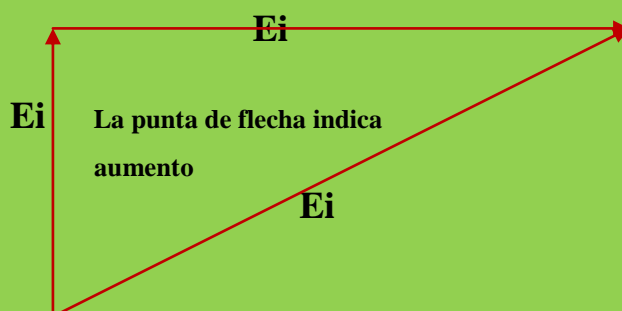


Para todos los elementos químicos de ese periodo el **radio**, en principio es el mismo:



Pero sabemos que en el S. P al desplazarnos hacia la **derecha** aumenta el número atómico (n° de electrones) y por lo tanto **en la capa más externa hay mas electrones**. En la ecuación de Coulomb, ahora permanece constante K y el R, aumentando el **numerador y por lo tanto aumentando la fuerza atractiva**. Tendremos que suministrar mayor cantidad de energía para arrancar al electrón de la capa más externa. En conclusión pues, **AL DESPLAZARNOS EN UN PERIODO HACIA LA DERECHA LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN AUMENTA**.

Podemos establecer un diagrama resumen de todo lo dicho:

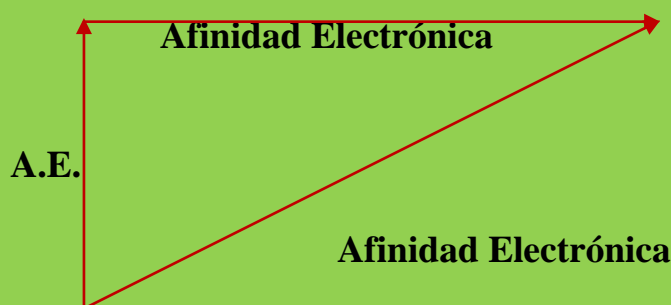


3.- Afinidad Electrónica

La **AFINIDAD ELECTRÓNICA (A.E.)** la podemos definir como **la energía desprendida por un átomo neutro es estado gas cuando CAPTA un electrón, para formar un ión negativo (anión)**.



La **Afinidad Electrónica**, por criterio de signos, **siempre es negativa**. El anión formado es más estable que el átomo neutro. Esto es siempre así para los elementos de la **DERECHA del S.P.** excepto para los gases nobles que nunca aceptan electrones y tendrán por tanto la **menor Afinidad Electrónica**. Por el contrario los elementos situados en la **IZQUIERDA del S.P.** tienen una **Afinidad Electrónica muy baja**. La variación de la **Afinidad Electrónica en el S.P.** viene determinada en el diagrama:



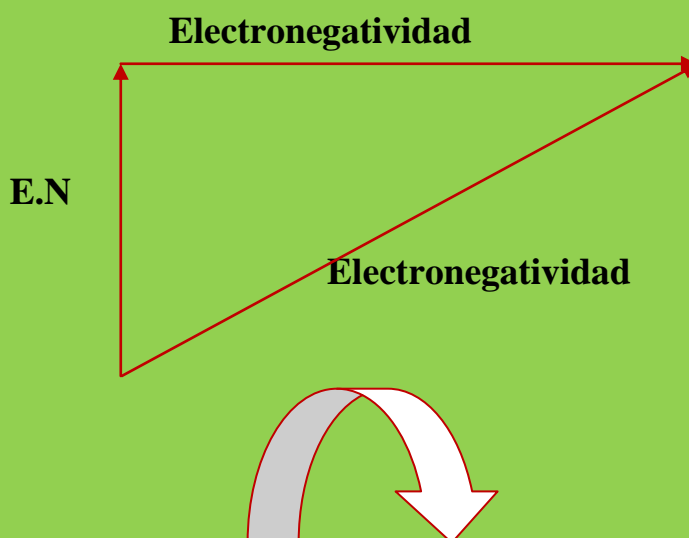
4.- Electronegatividad.

La **Electronegatividad** nos determina *la capacidad que tiene un átomo para captar electrones o atraer hacia sí mismo los electrones compartidos en un enlace covalente* dando polaridad a la molécula.

No se trata de una **Propiedad Periódica**. Su valor se puede determinar mediante la *semisuma* de la *Ei* y la *A.E.*:

$$E.N. = \frac{E_i + A.E.}{2}$$

La Electronegatividad depende de los valores de *Ei* y de *A.E.* La Electronegatividad aumentará al aumentar *Ei* y *A.E.* por lo tanto el diagrama de la variación, en el S.P., de la electronegatividad será de la forma:



5.- Ejercicios resueltos correspondientes a los contenidos del tema

Ejercicio resuelto (Enunciado: IES Al – Ándalus, Dpto. de Física y química.

Resol: A. Zaragoza)

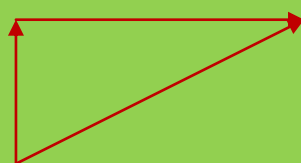
Los átomos neutros X,Y,Z, tienen las siguientes configuraciones electrónicas:



- Indique el grupo y periodo en que se encuentran.
- Ordénelos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad.
- Cuál es el de mayor energía de ionización?

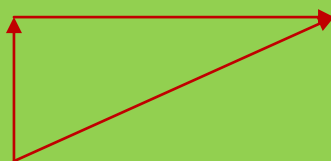
Resolución:

- $X = 1s^2 2s^2 p^1 \rightarrow$ **Periodo 2** ($n = 2$) ; **Grupo 13** (III – A)
 $Y = 1s^2 2s^2 p^5 \rightarrow$ **Periodo 2** ($n = 2$) ; **Grupo 17** (VII – A)
 $Z = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 \rightarrow$ **Periodo 3** ($n=3$) ; **Grupo 2** (II – A)
- Según el diagrama de la electronegatividad:



$$Z < X < Y$$

- Según el diagrama de Energía de Ionización:



El elemento que se encuentre más a la derecha tendrá mayor Energía de Ionización. En este caso se trata del átomo **Y**.

Ejercicio resuelto (Enunciado: IES Al – Ándalus, Dpto. de Física y química.

Resol: A. Zaragoza)

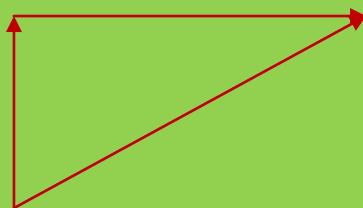
Ordene razonadamente los elementos A, B y C cuyos números atómicos son 3, 11 y 19, respectivamente, por orden creciente de energía de ionización.

Resolución:

Lo primero que tenemos que hacer es la configuración electrónica de todos los átomos:



Según el diagrama de la Energía de Ionización:



Todos los elementos pertenecen al **grupo 1 (I - A)** y según el diagrama al **subir en un grupo aumenta la Energía de ionización**.

El orden pedido es: $C < B < A$

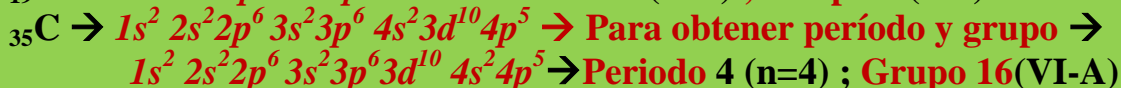
Ejercicio resuelto (Enunciado: IES Al - Ándalus, Dpto. de Física y química. Resol: A. Zaragoza)

Dado el elemento A ($Z = 17$), justifique cuál o cuáles de los siguientes elementos B ($Z = 19$), C ($Z = 35$) y D ($Z = 11$):

a) Se encuentran en el mismo periodo. b) Se encuentran en su mismo grupo. c) Son más electronegativos. d) Tienen menor energía de ionización.

Resolución:

Lo primer qué haremos es confeccionar la configuración electrónica de todos los átomos para situarnos en el S.P.:



a)

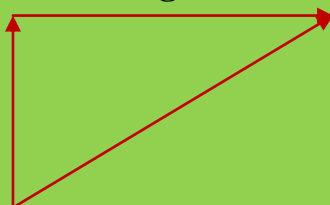
Se encuentran en el mismo periodo: **A y D**

b)

En un mismo grupo: **B y D**

c)

Según el diagrama de electronegatividad:



El elemento **A** pertenece al **grupo 17** (VII – A) lo que indica **una gran electronegatividad**. Otro elemento más electronegativo tiene que estar en el **mismo grupo** y por encima de él en el S.P. **Esta circunstancia no se cumple**. El elemento **A** es el más **electronegativo**.

d)

El diagrama de la Energía de Ionización es el mismo que el de la Electronegatividad, luego llegamos a la conclusión que todos los **elementos presentan una Energía de Ionización INFERIOR** a la del átomo **A**.

Ejercicio resuelto (Enunciado: IES AI – ÁNDALUS ; Resol: A. Zaragoza)

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a átomos neutros, razone:

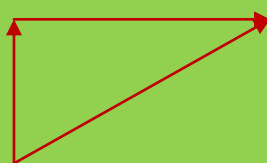
A($1s^2 2s^2 2p^2$) B:($1s^2 2s^2 2p^5$) C: ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$)

a) grupo y periodo al que pertenece cada elemento y nombre del mismo. b) El elemento de mayor y el de menor energía de ionización.

Resolución:

- a) A:($1s^2 2s^2 2p^2$) → **Periodo 2; Grupo 14** (IV-A) → Elemento: **Carbono**.
 B:($1s^2 2s^2 2p^5$) → Periodo 2; Grupo 17 C (VII-A) → Elemento: **Flúor**
 C: ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$) → **Periodo 4 ; Grupo 1** (I-A) → **Potasio**.

b) Según el diagrama de la Energía de Ionización:



El elemento más a la derecha y más arriba en el grupo será el que buscamos: **B**

Ejercicio resuelto (Fuente: IES MIRALBUENO)

Cada una de las siguientes configuraciones corresponden al subnivel al que se añade el último electrón. Escribe el símbolo del átomo correspondiente y su configuración electrónica completa.

a) $2p^4$ b) $3s^1$ c) $3p^2$ d) $3d^2$.

Resolución:

a) $2p^4 \rightarrow$ Podemos confeccionar la configuración electrónica:



Su capa de valencia sería: $2s^2 2p^4 \rightarrow$ Periodo 2 : Grupo 16 (VI-A)

Elemento: O

Su configuración electrónica también la podemos poner de la forma:



b) $3s^1 \rightarrow$ Configuración electrónica completa:



Periodo 3 (n=3); Grupo 1 (I-A) ; elemento: Na

Su configuración electrónica sería equivalente a esta otra:



c) $3p^2 \rightarrow$ Configuración electrónica completa:



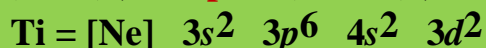
Periodo 3 (n=3); Grupo 14 (IV-A) ; Elemento: Si



d) $3d^2 \rightarrow$ Configuración electrónica completa:



Periodo 4 ($n = 4$) ; **Grupo 4** (IV – B) ; Elemento: **Ti**



Cuestión resuelta (Fuente: **IES MIRALBUENO**)

¿Por qué el segundo potencial de ionización es mayor que el primero?

Solución: Porque es más difícil arrancar el segundo electrón, al ser mayor la fuerza electrostática del núcleo.

Cuestión resuelta (Fuente: **IES MIRALBUENO**)

El potencial de ionización del potasio, ¿es mayor o menor que el del rubidio? ¿Por qué?

Solución: El potencial de ionización del potasio es mayor que el del rubidio, porque en este, debido al efecto pantalla de los electrones interiores, la atracción del núcleo sobre el electrón del último nivel es menor.

Cuestión resuelta (Fuente: **IES MIRALBUENO**)

¿Tiene el berilio mayor o menor afinidad electrónica que el nitrógeno? ¿Por qué?

Solución: Menor, porque la afinidad electrónica aumenta, en un mismo periodo, hacia la derecha.

Cuestión resuelta (Fuente: **IES MIRALBUENO**)

¿Cómo son las propiedades periódicas de los elementos con carácter metálico fuerte?

Solución: Son elementos con baja energía de ionización baja afinidad electrónica y baja electronegatividad.

Ejercicio propuesto (Fuente: **IES MIRALBUENO**)

Dados los elementos 7N , 12Mg , 20Ca , 9F y 5B .

- Ordénalos de menor a mayor energía de ionización.
- Indica a qué grupo del sistema periódico pertenece cada uno.

Soluciones:

- La energía de ionización de menor a mayor sería:
 $\text{Ca} < \text{Mg} < \text{B} < \text{N} < \text{F}$.

- b) N; grupo 15 (V – A)
Mg y Ca; grupo 2 (II – A)
F; grupo 17 (VII –A)
B; grupo 13 (III – A)

Ejercicio propuesto (Fuente: IES MIRALBUENO)

¿Qué puedes decir de las propiedades periódicas del elemento $Z = 4$?

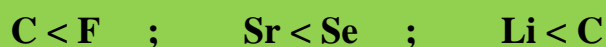
Solución: Su estructura electrónica es $1s^2 2s^2$ y corresponde al berilio. Tiene baja energía de ionización, electronegatividad y afinidad electrónica.

Ejercicio propuesto (Fuente: IES MIRALBUENO)

De las siguientes parejas, ${}_6\text{C}$ y ${}_9\text{F}$; ${}_{38}\text{Sr}$ y ${}_{34}\text{Se}$; ${}_3\text{Li}$ y ${}_6\text{C}$, indica cuáles de los dos elementos tendrá menor afinidad electrónica.

Resultados:

Teniendo en cuenta que la afinidad electrónica aumenta en el sistema periódico de izquierda a derecha y de abajo arriba:



Ejercicio propuesto (Fuente: IES MIRALBUENO)

Dados los elementos de números atómicos 11, 20, 9, 47 y 18, deduce cuál de ellos:

- Es un alcalinotérreo.
- Tiene una estructura electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- Es un metal de transición.
- Tiene gran estabilidad química.
- Tiene una afinidad electrónica grande.

Soluciones:

- a) 20 ; b) 11; c) 47; d) 18; e) 9.

Ejercicio propuesto (Fuente: IES MIRALBUENO)

Sabiendo que la estructura electrónica de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^4$, deduce si este elemento tiene:

- Alto potencial de ionización.
- Carácter metálico.
- Baja electronegatividad.

Soluciones:

- a) **Sí**, tiene alto potencial de ionización, es el oxígeno.
- b) **No**, es un no metal.
- c) **No**, tiene alta electronegatividad.

Ejercicio propuesto (Fuente:IES MIRALBUENO)

Tres elementos tienen de número atómico 19, 35 y 54, respectivamente.

Indica:

a) Grupo y período al que pertenecen. b) ¿Cuál tiene mayor afinidad electrónica? c) ¿Cuál tiene menor potencial de ionización?

Soluciones:

- a) $Z = 19$, su estructura es $[\text{Ar}] 4s^1$, luego es un alcalino, estará en el 4º período y en el grupo 1.
 $Z = 35$, su estructura es $[\text{Ar}] 4s^2 4p^5$, luego es un halógeno, 4º período y en el grupo 17.
 $Z = 54$, su estructura es $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$, es un gas noble, Estará en el 5º período y en el grupo 18.
- b) El de mayor afinidad electrónica será el halógeno, es decir el 35.
- c) El de menor potencial de ionización será el alcalino, es decir, el 19.

----- O -----

Se terminó

Antonio Zaragoza López