

TEMA Nº 2

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Contenido Temático

- 1.- Tabla Periódica de los Elementos Químico
- 2.- Historia del Sistema Periódico
 - 2.1.- Tabla Periódica de Lavoisier
 - 2.2.- Triadas de Döbereiner
 - 2.3.- La Hélice de Chancourtois
 - 2.4.- Ley de la Octavas de Newlands
 - 2.5.- Tabla Periódica de Mendeléyev
- 3.- Clasificación de los Elementos Químicos
 - 3.1.- Familias o Grupos
 - 3.2.- Periodos
 - 3.3.- Tabla Periódica dividida en Bloques
- 4.- Grupo 1 o (I - A). Metales Alcalinos
- 5.- Grupo 2 o (II - A). Metales Alcalinotérreos
- 6.- Metales de Transición
 - 6.1.- Grupo 3 o (III - B)
 - 6.2.- Grupo 4 o (IV - B)
 - 6.3.- Grupo 5 o (V - B)
 - 6.4.- Grupo 6 o (VI - B)
 - 6.5.- Grupo 7 o (VII - B)
 - 6.6.- Grupo 8 o (VIII - B)
 - 6.7.- Grupo 9 o (IX - B)
 - 6.8.- Grupo 10 o (X - B)

- 6.9.- Grupo 11 o (II - B)
- 6.10.- Grupo 12 o (XII - B)
- 7.- Tierras Raras o Elementos de Transición Interna
 - 7.1.- Grupo 3 o (III - B). Lantánidos
 - 7.2.- Grupo 3 o (III - B). Actínidos
- 8.- Elementos Térreos o Grupo del Boro. Grupo 13 o (III - A)
- 9.- Elementos Carbonoides. Grupo 14 o (IV - A)
- 10.- Elementos Nitrogenoides. Grupo 15 o (V - A)
- 11.- Elementos Anfígenos. Grupo 16 o (VI - A)
- 12.- Halógenos. Grupo 17 o (VII - A)
- 13.- Gases Nobles. Grupo 0, grupo 18 o (VIII - A)
- 14.- Elementos Representativos y NO Representativos
- 15.- Métodos para el estudio del Sistema Periódico de los Elementos químicos
- 16.- Propiedades Periódicas
 - 16.1.- Potencial de Ionización (P.I.)
[(Energía de Ionización (Ei)]. Carácter Metálico.
Carácter Reductor
 - 16.2.- Afinidad Electrónica (A.E.)
 - 16.3.- Electronegatividad (E.N.).
Carácter NO metálico.
Carácter Oxidante
 - 16.4.- Radio Atómico
 - 16.4.1.- Radio Iónico
 - 16.5.- Volumen Atómico
 - 16.5.1.- Densidad Atómica
- 17.- Valencia Iónica
- 18.- Valencia Covalente

1.- Tabla Periódica de los Elementos químicos

Video: Elementos químicos y Sistema Periódico

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

Sistema Periódico: Historia y Sistema actual

https://www.alonsoformula.com/FQESO/3_3_sistema_periodico.htm

Historia del Sistema Periódico

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

Tabla Periódica. Muy completa.

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

Sistema Periódico de los Elementos Químicos (Interactiva)

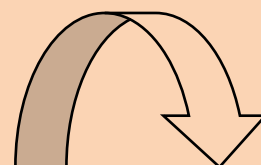
<http://www.lenntech.es/periodica/tabla-periodica.htm>

Sistema Periódico de los Elementos Químicos. Con tabla de datos. Muy completa

<http://www.acienciasgalilei.com/qui/tablaperiodica0.htm>

La **Tabla Periódica** o **Sistema Periódico** de los Elementos Químicos:

- a) **Clasifica**
- b) **Organiza**
- c) **Distribuye los distintos elementos químicos, conforme a sus propiedades y características.**



Suele atribuirse la tabla a **Dmitri Mendeléyev**, quien ordenó los elementos basándose en la **variación 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**.

2.- Historia de la Tabla Periódica

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

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

2.1.- Tabla Periódica de Antoine Lavoisier

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**.

2.2.- 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 telurio; litio, sodio y potasio**).

A estos grupos de tres elementos se les denominó

tríadas y hacia 1850 ya se habían encontrado unas 20, lo que indicaba una cierta

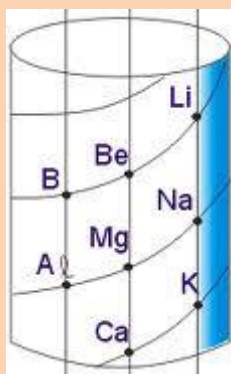
regularidad entre los elementos químicos.

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
<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.

2.3.- 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.

2.4.- 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**.

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

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					

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**.

2.5.- 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"**.

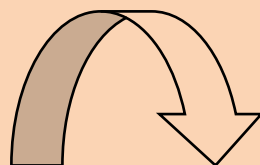
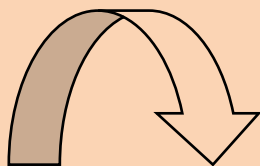
Tabla de Mendeléyev publicada en 1872

I R2O	II RO	III R2O3	IV RH4 RO2	V RH3 R2O5	VI RH2 RO3	VII RH R2O7	VIII RO4
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	Im	Sn	Sb	Te	I	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W		Os Ir
Au	Hg	Tl	Pb	Bi			Pt

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.



SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

AUTOR: Antonio Zaragoza López www.quimiciencia.es

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	II I B	IV B	V B	VI B	VI I B	VII I B	VII I B	VII I B	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VII I A
Periodo																		
0																		
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>Uut</u>	114 <u>Uuq</u>	115 <u>Uup</u>	116 <u>Uuh</u>	117 <u>Uus</u>	118 <u>Uuo</u>
..... <u>Lantánidos</u>			* <u>La</u>	57 <u>Ce</u>	58 <u>Pr</u>	59 <u>Nd</u>	60 <u>Pm</u>	61 <u>Sm</u>	62 <u>Eu</u>	63 <u>Gd</u>	64 <u>Tb</u>	65 <u>Dy</u>	66 <u>Ho</u>	67 <u>Er</u>	68 <u>Tm</u>	69 <u>Yb</u>	70 <u>Lu</u>	71 <u>La</u>
<u>Actínidos</u>			** <u>Ac</u>	89 <u>Th</u>	90 <u>Pa</u>	91 <u>U</u>	92 <u>Np</u>	93 <u>Pu</u>	94 <u>Am</u>	95 <u>Cm</u>	96 <u>Bk</u>	97 <u>Cf</u>	98 <u>Es</u>	99 <u>Fm</u>	100 <u>Md</u>	101 <u>No</u>	102 <u>Lr</u>	103 <u>La</u>
<u>Alcalinos</u>		<u>Alcalinotérreos</u>				<u>Lantánidos</u>			<u>Actínidos</u>			<u>Metales de transición</u>						
<u>Metales del bloque p</u>		<u>Metaloides</u>				<u>No metales</u>			<u>Halógenos</u>			<u>Gases nobles y Transactínidos</u>						

3.- Clasificación de los elementos Químicos

Los elementos químicos se clasifican en la Tabla Periódica en:

- a) Familias o Grupos
- b) Periodos

3.1.- Familias o 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 Manganeseo

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)

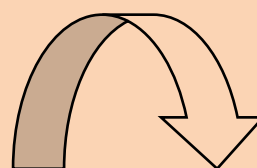
Grupo 14 (IV - A): los carbonoides

Grupo 15 (V - A): los nitrogenoides

Grupo 16 (VI - A): los calcógenos o anfígenos

Grupo 17 (VII - A): los halógenos

Grupo 18 (VIII - A): los gases nobles



3.2.- Períodos

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

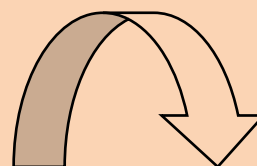
- Período 1
- Período 2
- Período 3
- Período 4
- Período 5
- Período 6
- Período 7

3.3.- 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



The diagram illustrates the periodic table with various blocks and orbital labels. The **s-block** includes groups 1A and 2A, with orbitals 1s, 2s, 3s, 4s, 5s, 6s, and 7s. The **p-block** includes groups 3A through 8A, with orbitals 2p, 3p, 4p, 5p, and 6p. The **d-block**, labeled as **Transition elements**, includes groups 3B through 8B, 1B, and 2B, with orbitals 3d, 4d, 5d, and 6d. The **f-block**, labeled as **Inner-transition elements**, includes the 4f and 5f series.

4.- Metales alcalinos

Los **metales alcalinos** corresponden 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**

Son: **Litio (Li)**, **Sodio (Na)**, **Potasio (K)**, **Rubidio (Rb)**, **Cesio (Cs)** y **Francio (Fr)**.

5.- Metales Alcalinotérreos

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

Son: **Berilio (Be)**, **Magnesio (Mg)**, **Calcio (Ca)**, **Estroncio (Sr)**, **Bario (Ba)** y **Radio (Ra)**.

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**

6.- 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 y maleables, 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.

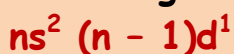
La propiedad más diferente es que sus **electrones de valencia**, es decir, **los que utilizan para combinarse con otros elementos**, se encuentran en más de una capa, **la última y la penúltima**, que están muy próximas.

6.1.- Grupo 3 (III - B)

Escandio (Sc), 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:



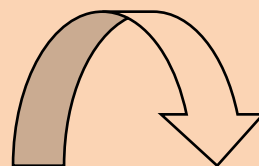
6.2.- Grupo 4 (IV - B):

Titanio (Ti), Zirconio (Zr), Hafnio (Hf), Rutherfordio (Rf)

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: **$ns^2 (n - 1)d^2$** .

6.3.- Grupo 5 (V - B)

Vanadio (V), Niobio (Nb), Tántalo (Ta), Dubnio (Db)



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: $ns^2 (n - 1)d^3$.

6.4.- Grupo 6 (VI - B)

Cromo (Cr), Molibdeno (Mo), Wolframio (W), Seaborgio (Sg)

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: $ns^2 (n - 1)d^4$.

6.5.- Grupo 7 (VII - B)

Manganeso (Mn), Tecnecio (Tc), Renio (Re), Bohrio (Bh)

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:

$ns^2 (n - 1)d^5$.

6.6.- Grupo 8 (VIII - B):

Hierro (Fe), Rutenio (Ru), Osmio (Os), Hassio (Hs)

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: $ns^2 (n - 1)d^6$.

6.7.- Grupo 9 (VIII - B):

Cobalto (Co), Rodio (Rh), Iridio (Ir), Meitnerio (Mt)

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: $ns^2 (n - 1)d^7$.

6.8.- Grupo 10 (VIII - B):

Níquel (Ni), Paladio (Pd), Platino (Pt), Damstadio (Ds)

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 últimos grupos se unen constituyendo el grupo **VIII - B**.

6.9.- Grupo 11 (I - B)

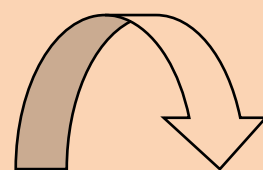
Cobre (Cu), Plata (Ag), Oro (Au), Roentgenio (Rg)

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

6.10.- Grupo 12 (II - B):

Cinc (Zn), Cadmio (Cd), Mercurio (Hg), Ununbium (Uub)

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



7.- 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).

7.1.- Grupo 3 (III - B)

Lantánidos: **Lantano (La), Cerio (Ce), Praseodimio (Pr), Neodimio (Nd), Prometio (Pm), Samario (Sa), Europio (Eu), Gadolinio (Gd), Terbio (Tb), Disprosio (Dy), Holmio (Ho), Erbio (Er), Tulio (Tm), Iterbio (Yb), Lutecio (Lu)**

Capa de valencia: $ns^2 (n - 2)f^{1 \rightarrow 14}$.

7.2.- Grupo 3 (III - B)

Actinio (Ac), Torio (Th), Protactinio (Pa), Uranio (U), Neptunio (Np), Plutonio (Pu), Americio (Am), Curio (Cm), Berkelio (Bk), Californio (Cf), Einsteinio (Es), Fermio (Fm), Mendelevio (Md), Nobelio (No), Lawrencio (L)

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

Capa de valencia: $ns^2 (n - 2) f^{1 \rightarrow 14}$

8.- Elementos térreos o grupo del boro. Grupo 13 o (III - A)

Lo constituyen: Boro (B), Aluminio (Al), Galio (Ga), Indio (In), Talio (Tl), y Ununtrium (Uut).

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

9.- Elementos Carbonoides. Grupo 14 o (IV - A)

Carbono (C), Silicio (Si), Germanio (Ge), Estaño (Sn), Plomo (Pb), Ununquadio (Uuq).

Tienen cuatro electrones de valencia: 2 electrones s y 2 electrones p.

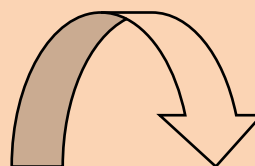
Su capa de valencia: ns^2np^2 .

10.- Elementos Nitrogenoides. Grupo 15 o (V - A)

Nitrógeno (N), Fósforo (P), Arsénico (As), Antimonio (Sb), Bismuto (Bi) y Ununpentio (Uup).

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

Capa de valencia: ns^2np^3 .



11.- Elementos Anfígenos. Grupo 16 o (VI - A)

Oxígeno (O), Azufre (S), Selenio (Se), Teluro (Te), Polonio (Po), Ununhexio (Uuh).

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

Su capa de valencia: ns^2np^4

12.- Halógenos. Grupo 17 o (VII - A)

Flúor (F), Cloro (Cl), Bromo (Br), Iodo (I), Astató (At), Ununseptio (Ts).

.- Sólido- Iodo, Astató

.- Líquido- Bromo

.- Gas- Flúor, Cloro

Su capa de valencia: ns^2np^5

13.- Gases Nobles. Grupo 18 o (VIII - A) o Grupo 0

Helio (He), Neón (Ne), Argón (Ar), Criptón (Kr), Xenón (Xe), Radón (Rn) y ununoctio (Og).

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 proporciona mucha estabilidad lo que impide formar compuestos fácilmente.

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

14.- Nueva clasificación de los Elementos Químicos

a) Elementos Representativos

b) No Representativos

Representativos:

Son elementos químicos de los grupos largos de la tabla periódica identificados por la letra A, encabezados por los elementos:

Hidrógeno, Berilio, Boro, Carbono, Nitrógeno, Oxígeno, Flúor y Helio.

Se caracterizan 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). Desde ns^1 a ns^2np^6

Los grupos integrantes son: **1, 2, y del 13 al 18**
(I - A), (II - A), (III - A), (IV - A), (V - A),
(VI - A), (VII - A), (VIII - A o grupo "Cero")

No Representativos:

Se caracterizan por tener las configuraciones electrónicas externas desde $ns^2 (n - 1)d^{1-10}$ (elementos de Transición) y desde $ns^2 (n - 2)f^{1-14}$ (elementos de Transición Interna)

Están integrados por los grupos:

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)

15.- Métodos para el estudio del Sistema Periódico de los elementos Químicos

Para poder estudiar las Propiedades Periódicas es indispensable el conocimiento del **Sistema Periódico**.

La experiencia me dice que podéis conocerlo, perfectamente, si seguimos los siguientes pasos:

- a) **Aprender de memoria el S.P en sentido vertical**, es decir, en grupos o familias
- b) **Aprender los números atómicos de los elementos del grupo 1 o (I - A)**
- c) Todos sabemos que en un periodo, de izquierda a derecha aumenta un electrón por casilla del S.P, es decir, **todo elemento tiene un electrón más que el elemento que tiene a su izquierda**. Si conocemos la **configuración electrónica** del elemento cabeza de periodo y le **sumamos los electrones que nos faltan**, en referencia a conocer el elemento químico, podemos encontrarlo rápidamente

Otro método que podemos utilizar consiste en:

Saber el número atómico y por tanto la configuración electrónica del GAS NOBLE que antecede a todo elemento químico. Nos Situamos en el periodo inferior y contamos huecos hasta encontrar el elemento que estamos buscando o bien contando huecos saber el **número atómico** del elemento en cuestión.

Ejercicio resuelto

Determinar el número atómico de los elementos químicos: Si, As, Sr y Xe.

Resolución

Silicio:

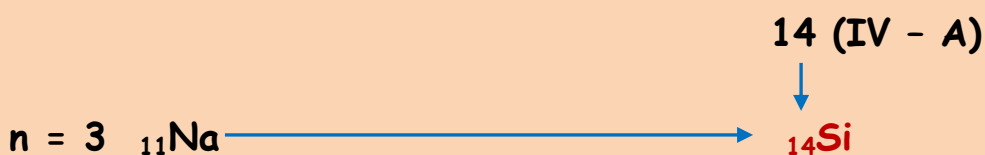
Pertenece al Grupo 14 o (IV - A) y al periodo $n = 3$

El elemento cabeza de periodo es el $_{11}\text{Na}$. Podemos realizar el siguiente esquema:



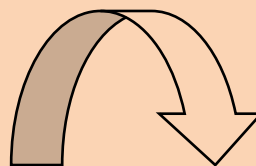
A continuación contamos las casillas del S.P a medida que nos desplazamos hacia la derecha. Existen **4 casillas** por lo que el Silicio presentará **3 e⁻** más que el $_{11}\text{Na}$ y por lo tanto

$$Z_{\text{Si}} = 14$$



Arsénico:

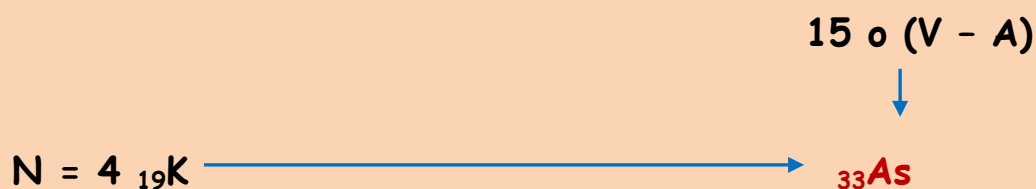
Grupo 15 o (V - A). Periodo $n = 4$



Procedemos igual que para el Silicio:



Desde $_{19}\text{K}$ al As existen 15 casillas lo que nos indica que el as presenta 14 electrones más que el $_{19}\text{K}$ y por lo tanto $Z_{\text{As}} = 33$



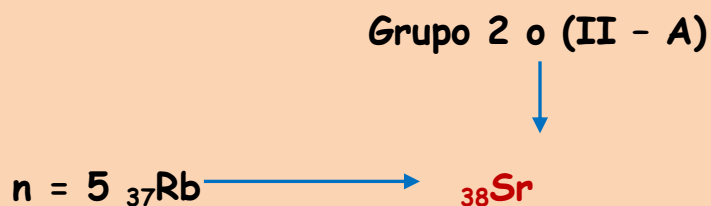
Estroncio:

Grupo 2 o (II - A). Periodo $n = 5$

Grupo 2 o (II - A)



Del $_{37}\text{Rb}$ al Sr existen dos casillas por lo que el Estroncio tiene 1 e- más que el Rb. Su número atómico es $_{38}\text{Sr}$.



Xenón:

Grupo 18 o (VIII - A). Periodo n = 5



Del Rb al Xe existen 18 e-. El número atómico del Xe será 54.



Ejemplo resuelto

Dados los elementos químicos A, B, C, D y E de números atómicos: 38, 17, 33, 42 y 20 respectivamente. Determinar su posición en el S.P así como la identificación del elemento.

Resolución

Para afrontar este ejercicio debemos conocer la **configuración electrónica** de cada elemento químico. Aplicaremos el **diagrama de Moeller** y después aplicaremos el **ELECTRÓN DIFERENCIADOR** para localizar el elemento y nombrarlo:

$_{38}\text{A} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 \rightarrow$ Como sabéis en la capa de valencia no pueden existir más de ocho electrones. El **coeficiente de la capa de valencia (en rojo)** nos proporciona el **periodo** y la **suma de los exponentes de los orbitales atómicos, el grupo**. El **Electrón diferenciador** nos determinará el grupo, **A o B**, al cual pertenece el elemento en el S.P.

Según lo dicho el elemento A pertenece a: **Periodo 5** ($n = 5$)
Grupo 2 o (**II - A**) ; **Elemento:** Estroncio (**Sr**)

$_{17}\text{B} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow$ **Periodo 3** ($n = 3$)
Grupo 17 (**VII - A**) ; **Elemento:** Cloro (**Cl**)

$_{33}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3 \rightarrow$ Para la localización e identificación del elemento debemos eliminar de la capa de valencia aquellos **orbitales atómicos cuyo coeficiente sea menor que el de la capa de valencia** y enviarlo a su capa correspondiente:

$_{33}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3 \rightarrow$ **Periodo 4** ($n = 4$)
Grupo 15 o (**V - A**); **Elemento:** Arsénico (**As**)

$_{42}\text{D} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4 \rightarrow$ En este caso no debemos pasar el orbital **4d⁴** a su capa correspondiente puesto que **no está completo** y **no tiene orbital atómico a su derecha**.

Luego el elemento **D** pertenece a: **Periodo 5** ($n = 5$)
Grupo 6 (**VI - B**) **Elemento:** Molibdeno (**Mo**)

$_{20}\text{E} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \rightarrow$ **Periodo 4** ($n = 4$)
Grupo 2 (**II - A**) ; **Elemento:** Calcio (**Ca**)

Ejercicio resuelto

Identificar el elemento químico al que pertenecen las siguientes configuraciones electrónicas:

- a) $[\text{Ar}] 4s^1$; b) $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$; c) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
d) $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$

Resolución:

Aparece en este ejercicio otra de las formas de establecer la configuración electrónica de un elemento químico. Como podéis observar aparece entre corchetes el símbolo de un **gas noble que antecede** al elemento en cuestión y a continuación unos orbitales atómicos que **constituirían la capa de valencia** de la corteza electrónica. La forma de presentarnos la capa de valencia es muy particular pues debemos hacer unas consideraciones para entenderla:

- 1.- Todos sabemos que en la **capa de valencia no pueden existir más de ocho electrones**. Esta condición se cumple para los elementos representativos (Grupos: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18 → antiguos grupos grupos A). En dicha capa aparecerán **orbitales tipo "s" o tipo "s" y tipo "p"**.
- 2.- En los elementos de **transición y transición interna**, el número de electrones puede ser superior, **hasta 12 en los de transición y 16 en los de transición interna**. La capa de valencia en los elementos de **transición aparecerán orbitales tipo "s" y "d" y en los de transición interna orbitales tipo "s" y tipo "f"**.
- 3.- Podría ocurrir que en un elemento representativo apareciera en la capa de valencia orbitales tipo **"d"**, pero estarían completos (10 electrones) entonces no serán tenidos en cuenta para la capa de valencia, además se identifican porque su **coeficiente numérico es una unidad inferior** al de la capa de valencia. Podrían aparecer orbitales **"d" y "f"** (14

electrones) pero estarían totalmente ocupados, con coeficientes numéricos inferiores a los de la capa de valencia y por tanto no se contarían para identificar al elemento químico. Veamos estas indicaciones con el ejercicio propuesto:

- a) $[\text{Ar}] 4s^1 \rightarrow$ período 4 ($n = 4$) ; Grupo 1 (I - A)
Elemento: K
- b) $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5 \rightarrow$ Según lo dicho podemos prescindir el $4d^{10} \rightarrow$
 $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5 \rightarrow$ Periodo 5 ($n = 5$)
Grupo 17 (VII - A); Elemento: Yodo (I)
- c) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3 \rightarrow$ Periodo 3 ($n = 3$) ; Grupo 15 (V - A)
Elemento: Fósforo (P)
- d) $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4 \rightarrow$ Periodo 5 ($n = 5$)
Grupo 16 (VI - A) ; Elemento: Teluro (te)

16.- Propiedades Periódicas de los elementos químicos

Las propiedades periódicas de los elementos químicos son las características de los elementos que están relacionadas por su ubicación en la tabla periódica de acuerdo a su número atómico, conociendo sus valores tu puedes conocer sus propiedades o comportamiento químico de los elementos químicos y se denominan periódicas porque se repiten secuencialmente o de modo regular en la Tabla periódica.

16.1.- Potencial de Ionización (P.A.) o Energía de Ionización (E.I.). Carácter metálico. Carácter reductor

Tabla Periódica y Propiedades Periódicas

<http://descubrir-la-quimica.wordpress.com/la-tabla-periodica-descripcion-ventajas-e-inconvenientes/>

Energía de Ionización

<http://herramientas.educa.madrid.org/tabla/properiodicas/energioniza1.html>

Video: Energía de Ionización

<https://www.youtube.com/watch?v=9cwosXeupmY&t=107s>

Caracter Metálico

<http://arteyciencianet.blogspot.com/2010/05/caracter-metalico-tabla-periodica.html>

Carácter metálico

<http://arteyciencianet.blogspot.com/2010/05/caracter-metalico-tabla-periodica.html>

Video: Carácter metálico

<https://www.youtube.com/watch?v=meCeWpq7wVg>

Poder Oxidante y Reductor

<https://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/poder-oxidante-y-poder-reductor>

La Energía de Ionización (Ei) 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:

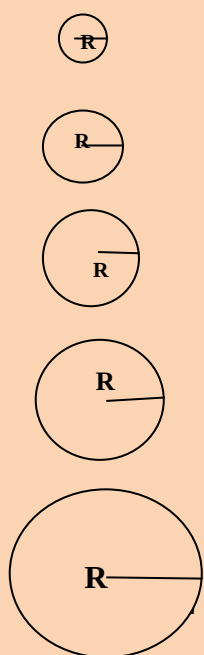
- a) En un grupo
- b) En un periodo

Comenzaremos 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 grupo 1 o (I - A) tendrían la configuración **ns^1 (todos los elementos del grupo)**. 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 del S.P. a medida que bajamos en el grupo **aumenta el valor del periodo y por lo tanto 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 **$n^{\circ} 1$** 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:

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

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

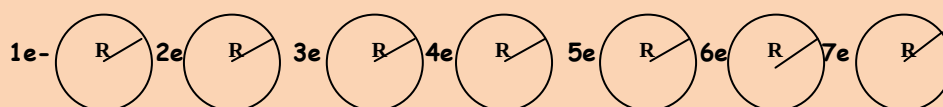
La K y las cargas son las mismas para todos los elementos del grupo. Sin embargo obser-

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 el grupo del S.P. la Energía de Ionización Disminuye**.

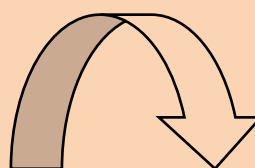
Al ir subiendo en el grupo la fuerza electrostática es mayor puesto que **disminuye el radio** (el denominador) y por lo tanto es **más difícil arrancar el electrón más externo de la Corteza Electrónica**

Vamos a estudiar la Energía de ionización en un **periodo**:

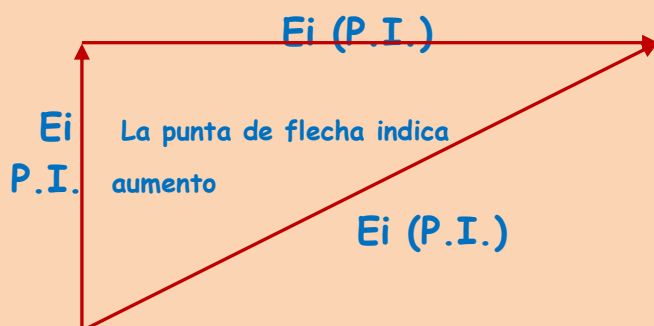
Para todos los elementos químicos de ese periodo el **radio**, en principio, es **el mismo**:



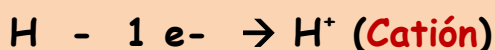
Pero sabemos que en el S. P al desplazarnos hacia la **derecha** aumenta el número atómico (n° de electrones) y por lo tanto **en la capa más externa hay mas electrones**. En la ecuación de Coulomb, ahora permanece constante K y el R, aumentando el **numerador** y por lo tanto **aumentando la fuerza atractiva**. Tendremos que suministrar mayor cantidad de energía para arrancar al electrón de la capa más externa. En conclusión pues, al **desplazarnos hacia la derecha en el S.P. el Potencial de ionización aumenta**.



Podemos establecer un diagrama resumen de todo lo dicho:



Todo lo dicho hasta el momento es referente a la eliminación de un solo electrón. Por ejemplo:



Es decir, estamos hablando del **Primer Potencial de Ionización**.

Pero puede darse el caso de que queramos obtener un catión divalente, por ejemplo el Ca^{+2} . Se deben **eliminar dos electrones** y lo harán de uno en uno, razón por la cual nos podemos encontrar con más de un **potencial de ionización** para un mismo átomo. En el caso del **Ca** las ionizaciones serían:



En el caso del **"Al"** podemos llegar a tener **Tres Energías de Ionización**. Siempre se cumple que:

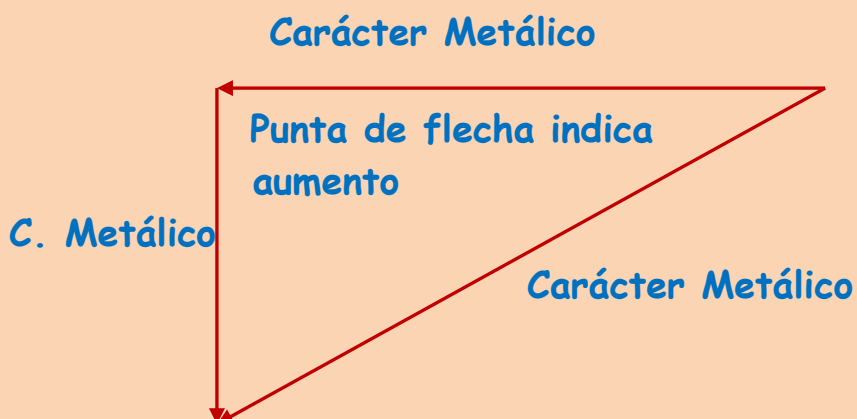
$$1^\circ E_i < 2^\circ E_i < 3^\circ E_i$$

La razón la encontramos en:

- a) Al eliminar un electrón **disminuyen las repulsiones electrostáticas** (entre electrones de la última capa) **en el átomo**, lo que se traduce en una **mayor estabilidad** y por tanto para **eliminar un segundo electrón** habrá que **aportar mayor cantidad de energía**.
- b) La carga nuclear efectiva es mayor en el segundo caso pues el **número de protones en el núcleo permanece constante** y el **nº de e- disminuye**. Esto implica que el **efecto pantalla es menor** y por lo tanto la fuerza atractiva, entre protones del núcleo y los electrones de la última capa, **sea mayor** y por lo tanto **debemos aportar más energía para eliminar el segundo electrón**.

La capacidad que tienen ciertos átomos de ceder electrones fácilmente (**carácter electropositivo**), con aportación de una cantidad pequeña de energía hace que dichos elementos tengan unas características determinadas.

- a) Los átomos con E_i pequeño ceden fácilmente e-. **El Carácter Metálico del átomo** va asociado a la E_i del mismo. **A menor E_i Mayor Carácter metálico**. La variación del carácter metálico en el S.P. quedaría reflejada en el diagrama:



En un grupo del S. P. el **Carácter Metálico** del elemento químico aumenta al **Bajar** en dicho grupo. En un periodo el **Carácter Metálico** aumenta en el sentido de Derecha a Izquierda.

- b) Un átomo se **reduce** cuando **gana electrones** lo que implica una **pérdida de cargas positivas** para dicho átomo. Aquellos elementos químicos que **cedan fácilmente electrones** tendrán un marcado carácter REDUCTOR. Los elementos químicos con **Ei pequeña** son muy buenos **reductores**. La **variación del carácter reductor en el S. P.** es la misma que la del carácter metálico.

16.2.- Afinidad Electrónica (A.E)

Afinidad Electrónica

<https://www.quimicafisica.com/afinidad-electronica.html>

Afinidad Electrónica

<https://www.greelane.com/es/ciencia-tecnolog%C3%ADa-matem%C3%A1ticas/ciencia/definition-of-electron-affinity-604445/>

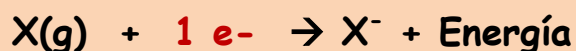
Afinidad Electrónica

<http://rsefalicante.umh.es/TemasSistema-periodico/Periodico10.htm>

Video: Afinidad Electrónica

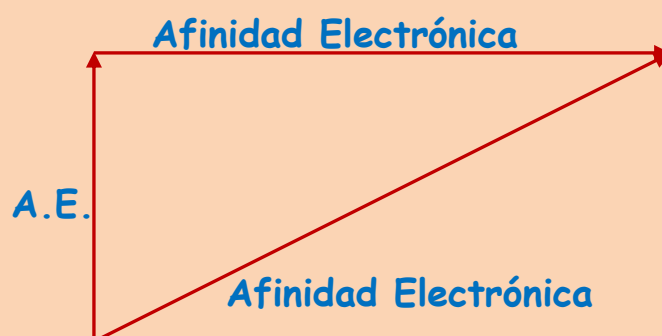
<https://www.youtube.com/watch?v=BvofdDU0Cq4>

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).**



Cuanto mayor sea la energía que se libera el átomo neutro es menos estable que el anión correspondiente. Esto ocurre siempre con los elementos químicos 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 porque la energía desprendida es también muy baja.

La variación de la **Afinidad Electrónica** en el S.P. viene determinada en el diagrama:



La **Afinidad Electrónica**, por criterio de signos, **siempre es negativa**.

16.3.- Electronegatividad (E.N.). Carácter no metálico. Carácter oxidante

Electronegatividad

<http://herramientas.educa.madrid.org/tabla/properiodicas/electroneg.html>

Electronegatividad

<https://www.quimica.es/enciclopedia/Electronegatividad.html>

Electronegatividad

<https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad2/tiposdeenlaces/electronegatividad>

Electronegatividad

<https://definicion.de/electronegatividad/>

Video: Electronegatividad

<https://www.youtube.com/watch?v=Z0t28fXpTy0&t=22s>

Carácter no metálico

<http://www.buenastareas.com/ensayos/Caracter-Metalico-y-No-Metalico/1470557.html>

Carácter no metálico

https://www.ecured.cu/Elementos_qu%C3%ADmicos_no_met%C3%A1licos

Carácter Oxidante

<https://www.significados.com/oxidante/>

Carácter Oxidante

<http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/Chemical/oxred2.html>

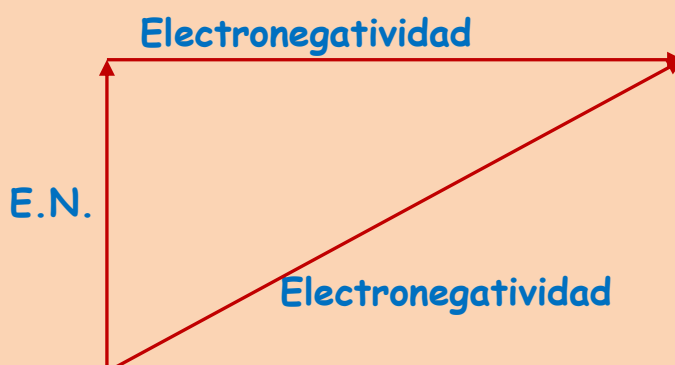
- . - Electronegatividad (E.N.)
- . - Carácter no metálico
- . - Carácter oxidante

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.**:

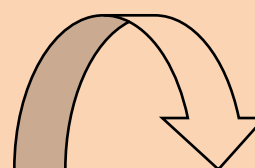
$$E.N. = \frac{E_i + A.E.}{2}$$

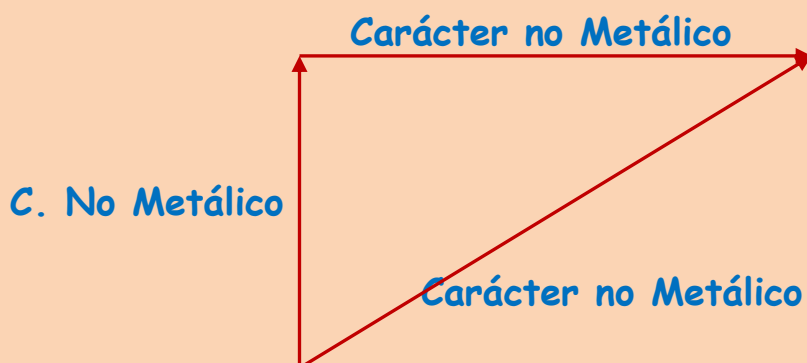
La Electronegatividad depende de los valores de **Ei** y de **A.E.**. La Electronegatividad aumentará al aumentar **Ei** y **A.E.** por lo tanto el diagrama de la variación, en el S.P., de la electronegatividad será de la forma:



Un elemento químico tiene carácter **No Metálico** cuando **capta fácilmente electrones**. Al captar electrones deja a otro átomo con un **exceso de cargas positivas** obteniéndose un **catión más estable** que el **átomo neutro**. El carácter **No Metálico** está estrechamente relacionado con la Electronegatividad y por lo tanto con la Afinidad Electrónica y la Energía de Ionización (E_i).

La variación del carácter **No Metálico** en el S.P es igual a la variación de la **E.N.**:





Un elemento químico es **Oxidante** cuando **tiende a captar electrones** proporcionándole **cargas positivas** al átomo que le quita el electrón obteniéndose un **catión** que es mucho más estable que el átomo neutro. El carácter **Oxidante** está asociado con la **E.N.** y por tanto con la **A.E.** y la **Energía de Ionización**. La variación del carácter oxidante, en el S. P., es la misma que la de la E.N..

16.4.- Radio atómico

Radio atómico

http://herramientas.educa.madrid.org/tabla/properiodicas/ra_datomico.html

Radio atómico

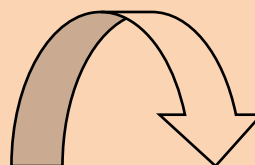
<http://quimicalibre.com/radio-atomico/>

Radio atómico

http://objetos.unam.mx/quimica/propPer_RadioAtomico/index.html

Video: Radio atómico y radio iónico

<https://www.youtube.com/watch?v=X47LBV4jJ8A>



Radio atómico y radio Iónico

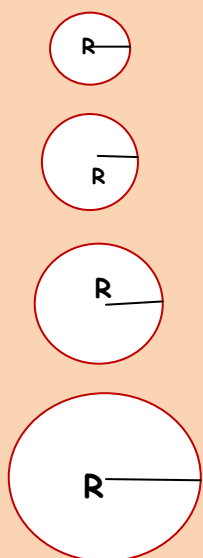
<http://www.textoscientificos.com/quimica/inorganica/radio-atómico-ionico>

Nos encontramos con **dos definiciones** de Radio Atómico:

1.- El **radio atómico** representa la **distancia** que existe entre el **núcleo** y la **capa de valencia** (la más externa). Por medio del radio atómico es posible determinar el **tamaño del átomo**.

2.- Se define el radio atómico **como la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos idénticos que están unidos bien por enlace covalente (no metales), bien por enlace metálico (metales)**.

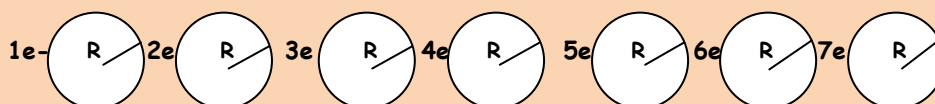
En un **grupo al aumentar el valor del periodo** (valor del número cuántico principal), lo que implica descender en el mismo, **aumenta el número de capas de la corteza electrónica, aumenta el tamaño del átomo y por lo tanto aumenta el radio**. En el diagrama adjunto podemos ver el aumento del radio al descender en un grupo del S.P.:



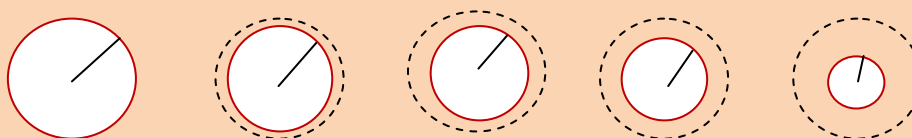
Al **bajar** en un grupo del S.P. el **radio** del átomo **aumenta**.

En un periodo nos encontramos con una situación especial. Cuando se estudió la **Energía de Ionización**, yo dije que: **en Principio el Radio del Átomo permanecía constante en un Periodo**. Esto no es verdad pero **no contradice lo dicho sobre la Ei**, incluso fortalece el hecho de que en un periodo de **izquierda a derecha aumenta Ei**.

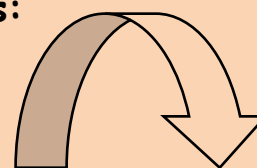
En el diagrama siguiente observamos la constancia del radio:



Como al aumentar el número de electrones de la capa de valencia aumenta la **fuerza electrostática**, por ello era más difícil arrancar los electrones. El hecho de que aumente la fuerza electrostática lleva consigo una contracción del átomo disminuyendo la distancia entre el núcleo del átomo y la capa más externa de este y **por lo tanto una disminución del radio atómico**. La situación sería la siguiente:

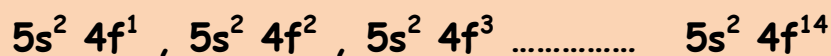


Esta situación se invierte al llegar, más o menos a la parte central del S.P., entonces el **radio empieza a aumentar**. Esto lo podéis comprobar si repasáis el diagrama de Moeller (Configuración electrónica). Según este diagrama nos encontramos, energéticamente, con situaciones:

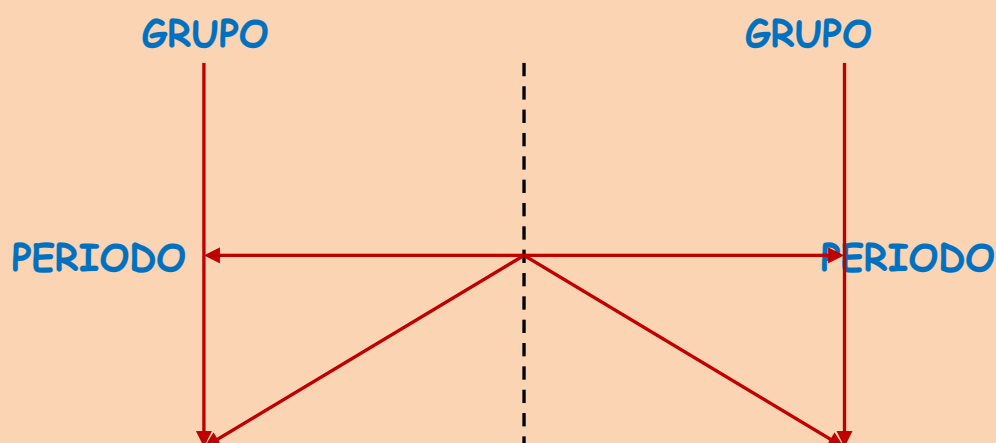


SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

AUTOR: Antonio Zaragoza López www.quimiziencia.es



El **electrón diferenciador** no completa la última capa de la corteza electrónica si no la penúltima y antepenúltima. Cuando dejamos los **elementos de transición y transición interna**, el electrón diferenciador vuelve de nuevo a la **capa más externa del S.P.** (orbitales "p"). En definitiva, la **variación del Radio Atómico en el S.P.** la podemos establecer en el diagrama adjunto:



Recordar que la punta de fleche implica **aumento de la magnitud**.

16.4.1.- Radio Iónico

Radio Iónico

<http://herramientas.educa.madrid.org/tabla/properiodicas/radioionico.html>

Radio Iónico

<http://www.ehu.eus/imacris/PIE05/web/terminos/RadioIonico.htm>

Radio Iónico

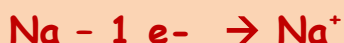
https://www.ecured.cu/Radio_i%C3%B3nico

Video. Radio Iónico

<https://www.youtube.com/watch?v=vYuZ-r8Eddw>

El radio iónico es el radio que tiene un átomo cuando ha perdido o ganado electrones, adquiriendo la estructura electrónica del gas noble más cercano.

Todos sabemos que los átomos se estabilizan obteniendo la configuración de Gas Noble. Para ello los átomos pueden tomar o ceder electrones. Esta movilidad de electrones queda reflejada en las Reacciones de ionización. Como ejemplo de estas tenemos:



Veamos lo que implica estas reacciones de ionización.

En el caso de Sodio:



Como podemos observar, el sodio tiene en su capa de valencia 1 e- pero quiere 8 e-. Tiene dos posibilidades: a) Ceder uno y quedarse con los 8 e- de la penúltima capa o b) Tomar 7 e- para completar el Octeto. Energéticamente es posible la

primera opción, que implica una nueva configuración electrónica:



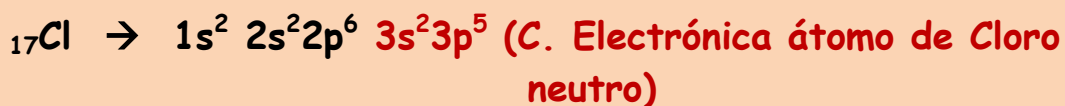
Observar que el átomo de sodio tiene **Tres** capas en la corteza electrónica y el catión sodio, Na^+ , tiene **Dos** capas en la corteza electrónica. Podríamos establecer un esquema que refleje lo que supone la ionización del átomo:



Se aprecia perfectamente que el **átomo de sodio ha perdido una capa de la corteza electrónica lo que implica una disminución del radio**. Llegamos a la conclusión:

Radio Átomo > Radio Catión

En el caso del átomo de cloro:



Siete electrones en la última capa. Es más factible captar 1 e^- y completar su octeto:

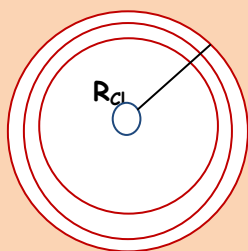


El átomo de cloro **toma 1 e⁻** y se transforma en un anión, **Cl⁻**. Este anión tiene **un electrón más** que el **átomo de cloro** y su configuración electrónica es:

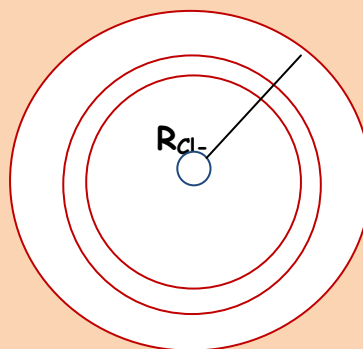


Podemos observar que tanto el átomo de cloro como el anión cloro tienen **TRES** capas en la corteza electrónica, ¿podemos afirmar que tanto el átomo neutro como el anión tienen igual radio? **NO**. En el caso del anión Cl⁻, **hemos introducido 1 e⁻** en una capa donde existen **7 e⁻** y sabemos que **cargas eléctricas del mismo signo se Repelen**. Esto es cierto pero el **electrón va a entrar de todas formas en la capa electrónica**, la repulsión entre electrones va a producir un **aumento de distancia entre el núcleo y la capa más externa** y por lo tanto un **Aumento del Radio**.

Átomo de Cloro

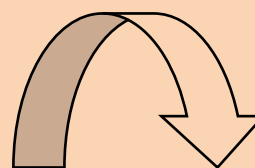


Anión Cloruro



Observamos un **aumento en el radio del anión con respecto al radio del átomo neutro**. Llegamos a la conclusión:

Radio Átomo < Radio Anión



Ejercicio resuelto

Justifique que el ión Na^+ tiene menor radio que el ión F^- .

Resolución:

Datos que debemos saber: Números atómicos átomos neutros:

$\text{Na} = 11$; $\text{F} = 9$

La especie química ${}_{11}\text{Na}^+$ es un catión en donde el número atómico $Z = 11$ nos dice que hay 11 protones. En el átomo neutro habían 11 p^+ y 11 e^- . En el catión sodio ${}_{11}\text{Na}^+$ siguen existiendo 11 p^+ pero al tener un exceso de una carga positiva, nos indica que el átomo de Na ha perdido un electrón con lo cual en el catión solamente existen 10 e^- .



En los iones el número atómico, Z , solo se refiere al número de p^+ .

La configuración del catión electrónica del Na^+ es: $1s^2 2s^2 2p^6$
Dos capas en la configuración electrónica del catión Sodio.

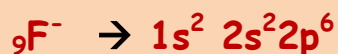
Estudiando la capa de valencia ($2s^2 2p^6$), quiero que observéis:

- 1.- Existen 8 e^- (Configuración noble). Es lo que se intenta con la Ionización
- 2.- Estamos en capa $n = 2$

En lo referente al anión F^- , ${}_{9}\text{F}^-$, existen 9 p^+ pero al tener una carga negativa en exceso nos indica que el átomo de Flúor ha ganado 1 e^- :



Por lo tanto el anión F^- tiene 10 e^- repartidos según la configuración electrónica:



Al estudiarla observamos:

- 1.- En la última capa hay 8 e^- . Esta circunstancia la vamos a encontrar en todos los iones.
- 2.- Estamos en la capa $n = 2$

Los dos iones poseen la dos capas en la Corteza y en donde existen para ambos 8 e^- . Pero el átomo de fluor al ganar un electrón y entrar en una capa en donde ya existen 7 e^- , entrará pero se producirán unas fuerzas repulsivas entre cargas eléctricas del mismo signo (efecto pantalla entre los electrones existentes y el electrón que entra) por lo que la última capa se hace más grande lo que lleva consigo que el radio del anión F^- sea mayor que el radio del catión Na^+ .



16.5.- Volumen atómico

Volumen Atómico

<http://herramientas.educa.madrid.org/tabla/properiodicas/volumen.html>

Volumen atómico

http://www.colegiocooperativaalcazar.es/site/secundaria/depart_fyq/tabla_period/tabla/Volumen.htm

Volumen atómico

<https://sites.google.com/site/mr.jcquimica/propiedades-periodicas/volumen-atómico>

La variación periódica del tamaño de los átomos fue observada por Lothar Meyer, que determinó el **volumen atómico** o **volumen molar** como **cociente entre la masa de un mol de elemento y su densidad**.

Partimos de la ecuación de la densidad:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}}$$

Podemos despejar el Volumen que nos permitirá obtener el Volumen atómico:

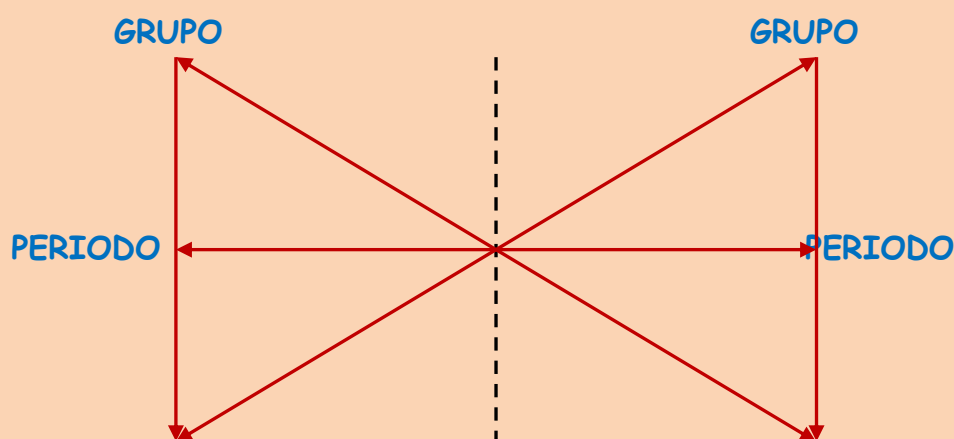
$$V_{\text{atómico}} = \frac{\text{Masa de UN mol de elemento}}{\text{Densidad}}$$

El valor del **volumen molar** está relacionado con el **volumen del átomo** pero no se corresponde **exactamente con éste** ya que, entre otros factores, **la densidad del elemento está determinada por su estructura cristalina** (incluyendo los huecos entre átomos).

Los diferentes elementos, al tener sus electrones en diferentes niveles, presentan **volúmenes atómicos variables**, pero también influye **la carga nuclear**: al aumentar el **número de protones del núcleo**, la atracción sobre los electrones se **hace mayor y el volumen tiende a disminuir** (lo mismo ocurría con el radio del átomo).

En un mismo periodo se observa una disminución desde los elementos situados a la izquierda del periodo, hacia los centrales, para volver a aumentar el volumen progresivamente a medida que nos acercamos a los elementos situados a la derecha del periodo.

En un mismo grupo, el volumen atómico aumenta al aumentar el número atómico, ya que al descender en el grupo los elementos tienen más capas. Esquemáticamente:



En general, cuando los elementos tienen **volúmenes atómicos pequeños**, los electrones del nivel más externo están fuertemente atraídos por el núcleo y, por tanto, **son cedidos con gran dificultad**. Por el contrario, los elementos de **volúmenes atómicos elevados** ceden sus electrones de valencia fácilmente, ya que la **atracción nuclear** es menor debido tanto a la mayor distancia como al efecto de apantallamiento de los electrones internos.

Según lo dicho, el volumen atómico nos explicaría todo lo referente a las propiedades periódicas:

- a) **Potencial de Ionización**
- b) **Afinidad electrónica**
- c) **Electronegatividad**

16.5.1.- Densidad Atómica

La densidad atómica es una propiedad física que involucra tanto a la masa del objeto como al volumen que éste ocupa, según la siguiente relación:

$$\text{Densidad}_{\text{atómica}} = \text{Masa}_{\text{atómica}} / \text{Volumen}_{\text{atómico}}$$

Según ecuación a medida que **aumente la masa, aumenta la densidad y a medida que aumente el volumen, ésta disminuye.**

17.- Valencia iónica

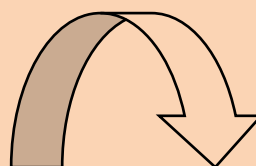
Valencia Iónica y Covalente (MUY BUENO)

<http://www.slideshare.net/DGS998/3-valencia-inica-y-valencia-covalente>

Valencia Iónica y Número de Oxidación

<http://fyq1bach.wordpress.com/2010/04/19/estado-de-oxidacion-y-valencia/>

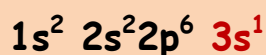
Todos los átomos de los elementos químicos, para **estabilizarse**, quieren obtener la **Configuración de Gas Noble**, 8 e- en la capa de valencia. Con este fin los átomos **captan** o **ceden** electrones transformándose en especies químicas llamadas **Iones** que llevan un exceso de cargas eléctricas positivas o negativas. El número de cargas eléctricas en exceso nos determina la **Valencia Iónica**.



Veamos algunos ejemplos:

Determinar la valencia iónica del Na (Z = 11)

Partiremos de la configuración electrónica del átomo de sodio:

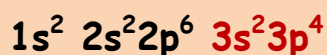


En la capa de valencia existe un electrón, lo **cederá** y se quedará con los **8 e- existentes de la 2ª capa**. Se produce la reacción de ionización siguiente:

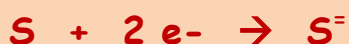


Se ha formado el **cation sodio** con una carga positiva en exceso. Su **valencia iónica, +1**.

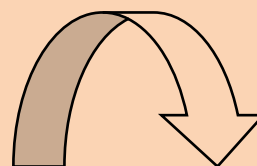
Determinar la valencia iónica del átomo de azufre (Z = 16)



En su capa de valencia tiene **seis electrones**, **tomará dos electrones para completar el octeto**. La reacción de ionización es:

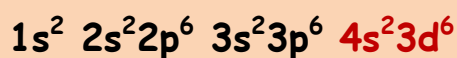


Se ha formado el **anión sulfuro** que lleva un **exceso de dos cargas negativas**. La valencia iónica del azufre es **-2**.

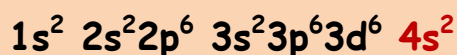


El obtener las valencias iónicas de los Elementos Representativos no presenta dificultad. El problema aparece cuando se trata de un Elemento Transición, no hay reglas y nos tenemos que espabilar. Yo aconsejo conocer de antemano las valencias del elemento y seguir unos pasos. Veamos un ejemplo:

Determinar las valencias iónicas del Hierro (Z = 26)

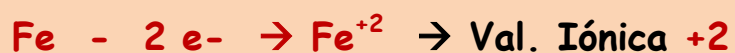


Pasaremos el $3d^6$ a su capa:

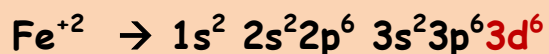


Nos dijeron que las valencias del Hierro son **+2** y **+3**. Con este dato nos orientamos para proseguir en la búsqueda de las valencias.

La capa de valencia tiene dos electrones que cederá formándose el ion correspondiente.

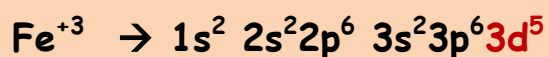


Para conseguir la valencia **+3** partiremos de la capa de valencia que queda después de que el átomo de Fe haya cedido $2 e^-$:



El Fe^{+2} cede un electrón del orbital atómico $3d^6$:





18.- Valencia covalente

Valencias Covalentes

<http://www.slideshare.net/DGS998/3-valencia-inica-y-valencia-covalente>

Valencia Covalente

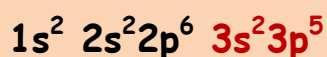
<http://www.wikiteka.com/apuntes/fyq-21/>

Queda determinada por el número de electrones desapareados (solos) que existentes en la capa de valencia. Esta definición implica esta otra: Valencia Covalente es igual al número de Enlaces Covalentes que puede formar el átomo.

Para su determinación debemos dibujar los orbitales atómicos de esta capa (capa de valencia) y saber el número máximo de electrones que puede tener esta dicha capa pues en función de ello pueden existir orbitales atómicos vacíos a los que podemos trasladar electrones apareados y aparecer más valencias covalentes. Lo veremos mejor con un ejemplo:

Determinar las valencias del Cloro (Z = 17)

Partiremos de la configuración electrónica:



La capa de valencia está en $n = 3$. En este nivel el número máximo de electrones que pueden existir son:

Nº máximo de electrones por capa = $2 n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18$ electrones

Los 18 e⁻ se repartirán de la siguiente forma:

2 e⁻ → "s"

6 e⁻ → "p"

10 e⁻ → "d"

Este reparto de electrones nos dice que en la capa de valencia pueden existir los orbitales "s", "p" y "d". En función de la configuración electrónica sabemos que **no existen electrones en orbitales "d" pero estos pueden estar vacíos.**

Para el llenado de orbitales atómicos de la misma seguiremos la regla de Hund:

Al llenar orbitales de igual energía los electrones se distribuyen, siempre que sea posible, con sus espines antiparalelos, es decir, que no se cruzan en su giro alrededor del núcleo.

Para entender la **regla de Hund**, hay que saber que **todos los orbitales en una subcapa deben estar ocupados por lo menos por un electrón antes de que se le asigne un segundo.** Es decir, **todos los orbitales deben estar llenos y todos los electrones en paralelo antes de que un orbital gane un segundo electrón.** Dicho de otra forma, **las distintas orientaciones de los orbitales atómicos tienen la misma energía** y cuando tenemos que repartir electrones entre las orientaciones **lo hacemos de uno en uno y si terminamos las orientaciones y nos quedan más electrones, empezamos llenando por la primera orientación.** En nuestro caso tenemos **5 e⁻** para repartir entre las tres orientaciones del orbital atómico "p", procederemos de la siguiente forma:

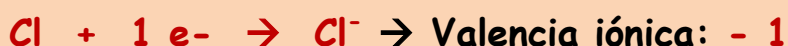
SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

AUTOR: Antonio Zaragoza López www.quimiziencia.es

3s ↑↓	3p _x ↑	3p _y	3p _z	3d ₁	3d ₂	3d ₃	3d ₄	3d ₅
3s ↑↓	3p _x ↑	3p _y ↑	3p _z					
3s ↑↓	3p _x ↑	3p _y ↑	3p _z ↑					
3s ↑↓	3p _x ↑↓	3p _y ↑	3p _z ↑					
3s ↑↓	3p _x ↑↓	3p _y ↑↓	3p _z ↑					

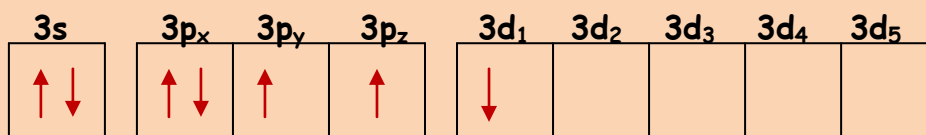
Llegamos de esta forma a la configuración electrónica de la capa de valencia, **en su estado fundamental** (menor contenido energético) del átomo de cloro. Observando ésta última capa podemos sacar las siguientes conclusiones:

1.- En la capa de valencia **existen 7 e⁻**, le falta uno para completar el "octeto" y además **tiene un orbital atómico 3p_z semiocupado**. El electrón entraría perfectamente, se produciría la reacción de ionización:



2.- **Existe un electrón desapareado (solo) en la orientación 3p_z que nos proporcionaría la Valencia Covalente: 1**

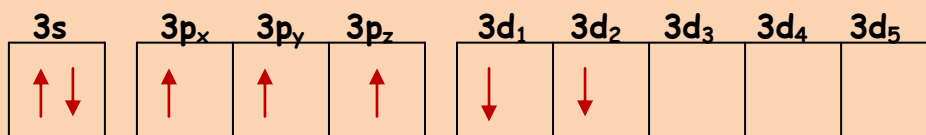
3.- Existen 5 orientaciones "d" completamente vacías. Mediante aporte energético podemos promocionar los electrones apareados (por parejas) a dichas orientaciones, es decir:



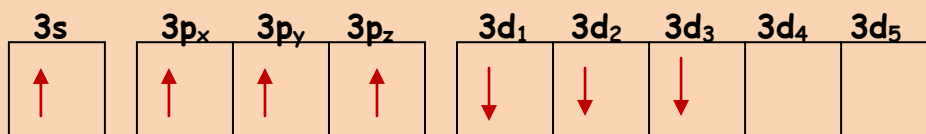
Aparecen Tres electrones desapareados.

Valencia Covalente: 3

4. -



Cinco electrones desapareados → Valencia Covalente: 5



Siete electrones desapareados → Valencia Covalente: 7

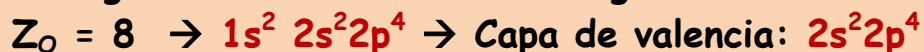
Ejercicio resuelto

El Oxígeno pertenece al grupo 16 (VI - A). Los elementos de este grupo tienen como valencias: -2, 2, 4, 6. ¿Las tiene todas el Oxígeno? Razona la respuesta.

DATO: $Z_{\text{O}} = 8$

Resolución

Configuración electrónica del Oxígeno:



La capa de valencia se encuentra en el **nivel energético $n = 2$** , lo que implica un **número máximo de electrones** en dicha capa de:

$$\text{N}^\circ \text{ máximo de electrones por capa} = 2 n^2 = 2 \cdot 2^2 = 8 \text{ electrones}$$

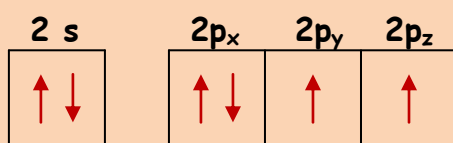
Los 8 e- se repartirán en los orbitales atómicos de la siguiente forma:

Orbital "s" $\rightarrow$ 2 e-

Orbital "p" $\rightarrow$ 6 e-

En el nivel energético $n = 2$ solo pueden haber **orbitales "s" y "p"**. No existen orbitales **"d"** vacíos a los que podamos promocionar electrones.

La capa de valencia la podemos establecer de la forma:



Capa de valencia en su estado fundamental (menor contenido energético)

Tenemos 6 e- en la capa de valencia, si pudiéramos conseguir **dos más** el átomo tendría su **octeto completo**. Se puede conseguir pues como podéis ver tenemos un orbital **2p_y** semiocupado y otro **2p_z** también semiocupado que podrían albergar los **dos electrones**. Al tomar el átomo 2 e- habrá un **exceso de dos cargas negativas** lo que implica una **valencia iónica de - 2**.

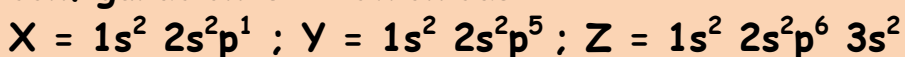
En la capa de valencia existen **dos electrones desapareados** lo que nos proporciona una **valencia covalente de 2**.

No tenemos orbitales "d" vacíos y por lo tanto no podemos promocionar electrones. **No pueden aparecer más electrones desapareados**.

Este elemento, a pesar de pertenecer a un grupo cuyas valencias son: - 2; 2, 4 y 6, solamente puede presentar las valencias - 2 y 2.

Ejercicio resuelto

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?

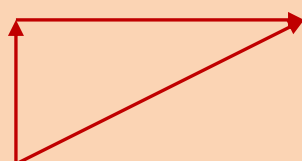
Resolución

a) $X = 1s^2 2s^2 p^1 \rightarrow$ Periodo 2 ($n = 2$) ; Grupo 13 (III - A)

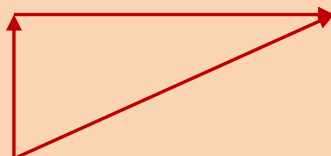
$Y = 1s^2 2s^2 p^5 \rightarrow$ Periodo 2 ($n = 2$) ; Grupo 17 (VII - A)

$Z = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 \rightarrow$ Periodo 3 ($n=3$) ; Grupo 2 (II - A)

- b) Según el diagrama de la electronegatividad:



c) 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

a) Ordene razonadamente los elementos A, B y C cuyos números atómicos son 3, 11 y 19, respectivamente, por orden creciente de energía de ionización. b) Ordene razonadamente los elementos D, E y F cuyos números atómicos son 4, 6 y 9, respectivamente, por orden creciente de su radio atómico.

Resolución

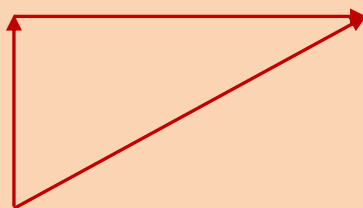
a) Lo primero que tenemos que hacer, para la localización de los elementos químicos en el S.P. es su configuración electrónica:

${}_3\text{A} \rightarrow 1s^2 2s^1 \rightarrow \text{Periodo 2 (n = 2)} ; \text{Grupo 1 (I - A)}$

${}_{11}\text{B} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow \text{Periodo 3 (n = 3)} ; \text{Grupo 1 (I - A)}$

${}_{19}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \rightarrow \text{Periodo 4 (n = 4)} ; \text{Grupo 1 (I-A)}$

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: **$C < B < A$**

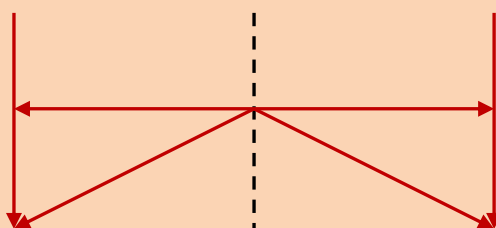
Configuraciones electrónicas:

${}_4\text{D} \rightarrow 1s^2 2s^2 \rightarrow$ Periodo $n = 2$; Grupo (II - A)

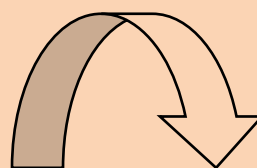
${}_6\text{E} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow$ Periodo $n = 2$; Grupo (IV-A)

**${}_9\text{F} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow$ Periodo $n = 2$
Grupo (VII-A)**

Según diagrama de Radio Atómico:



El orden pedido es: **$F > D > E$**



Ejercicio resuelto

a) Escriba la configuración electrónica de azufre ($Z = 16$), calcio ($Z = 20$) y selenio ($Z = 34$). Ordénelos razonadamente de mayor a menor radio atómico. b) Escriba la configuración electrónica de los iones S^{2-} , Ca^{2+} y Se^{2-} , y ordénelos de mayor a menor tamaño.

Resolución

a)

$_{16}S \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \rightarrow$ Periodo 3 ($n = 3$) ; Grupo 16 (VI - A)

$_{20}Ca \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \rightarrow$ Periodo 4 ($n = 4$); Grupo 2 (II-A)

$_{34}Se \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4 \rightarrow$
Periodo 4 ($n = 4$) ; Grupo 16 (VI-A)

Según el diagrama de radio atómico visto en el ejercicio anterior:

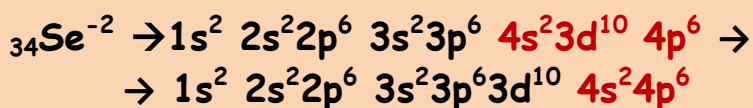
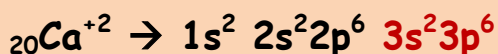
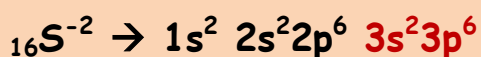
El Se y el S están en un mismo grupo (16) pero el **Se** está por debajo del **S** y por lo tanto **tiene mayor radio atómico**. El **Ca** está en la izquierda del S.P., más o menos a la misma distancia de los grupos extremos que el **Se** y **S** pero está dos lugares más arriba **por lo que presenta menor radio atómico**.

El orden pedido es: **$Se > S > Ca$**

NOTA: Si tuviéramos una tabla de **radios atómicos** posiblemente los resultados dados en el ejercicio **no coincidirían** totalmente con los de la tabla. Esto es

lógico puesto que nosotros nos basamos en unas reglas teóricas que a veces no están de acuerdo con los datos experimentales. Por todo ello, en este tipo de ejercicios debéis explicar muy bien el por qué de vuestras conclusiones.

b) Escriba la configuración electrónica de los iones S^{2-} , Ca^{+2} y Se^{2-} , y ordénelos de mayor a menor tamaño.



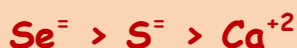
Recordemos que en el caso de iones se cumple:

$$R_{\text{anión}} > R_{\text{catión}}$$

El anión S^- y el catión Calcio Ca^{+2} tienen la misma configuración electrónica pero el S^- por ser un anión tiene un radio atómico superior.

El átomo de Selenio por estar más bajo que el Azufre en el grupo (VI - A) tiene mayor radio atómico y por lo tanto el anión Se^- tiene mayor radio atómico que el anión S^- .

El orden pedido es:



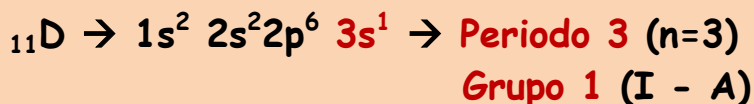
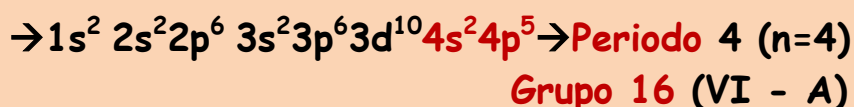
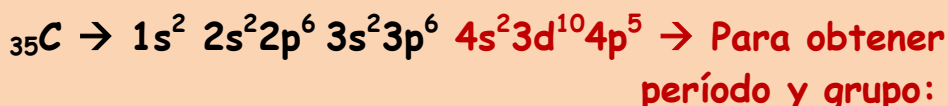
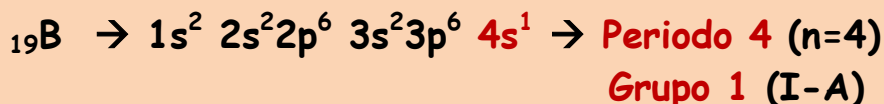
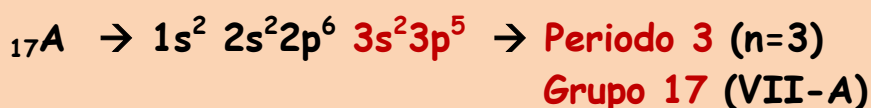
Ejercicio resuelto

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)

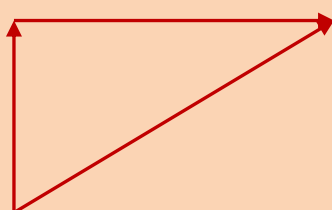
Se encuentran en el mismo periodo: **A y D**

b)

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

c)

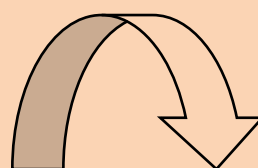
Según el diagrama de electronegatividad:



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**.



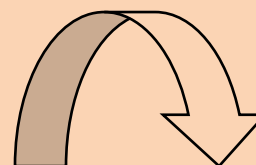
Ejercicio resuelto

Razonar la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones.

- a) A lo largo de un periodo, las propiedades químicas de los elementos son semejantes.
- b) La energía de ionización de un periodo aumenta de izquierda a derecha.
- c) Los elementos del mismo grupo presentan propiedades químicas similares pero no iguales, debido a que su configuración electrónica externa varía muy poco de unos a otros.

Resolución

- a) **FALSO**. En un periodo, de izquierda a derecha aumenta el número de electrones de valencia (lo que implica propiedades químicas diferentes, según con el átomo o átomos con los cuáles se una). En lo único en que se parecen es que todos ellos tienen en la corteza electrónica el mismo número de niveles de energía.
- b) **CIERTO**. Aumenta el número de electrones y por lo tanto aumenta la fuerza de unión entre los protones y electrones del núcleo.
- c) **CIERTO**. Pero una vez que se unan a otros átomos los compuestos químicos resultantes pueden tener propiedades **Físicas** (estructura molecular, puntos de fusión y ebullición, etc) algo diferentes.



Ejercicio resuelto

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) El elemento de mayor y el de menor energía de ionización. b) El de mayor y el de menor radio atómico.

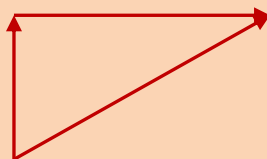
Resolución

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 (VII-A) → Elemento: **Flúor**

C: ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$) → **Periodo 4**
Grupo 1 (I-A) → Elemento: **Potasio**

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**

b) En base al diagrama del radio atómico los elementos extremos 1 y 18 son los que tienen mayor radio atómico y cuanto más bajo estén en

esos grupos mayor radio atómico: Mayor radio:
C. Menor radio (parte central del S.P): **A**

Ejercicio resuelto

¿A qué se debe la gran estabilidad de los gases nobles?

Resolución

La estabilidad de los gases nobles se atribuye a la **estructura electrónica de su última capa**, que queda completamente llena con **ocho electrones** (regla del octeto). El octeto, es decir, ocho electrones en la capa de valencia, es la disposición electrónica **más estable energéticamente**.

Ejercicio resuelto

¿Cuáles son los elementos representativos del sistema periódico?

Resolución

Son los que **poseen subniveles s y p incompletos** y todos los **anteriores ocupados**. Tienen configuraciones de la **ns^1** a la **$ns^2 np^6$** .

Los elementos pertenecientes a los grupos: **1** (I - A), **2** (II - A), **13** (III - A), **14** (IV - A), **15** (V - A), **16** (VI - A), **17** (VII - A), **18** (VIII - A)

Ejercicio resuelto

De los elementos H, Na y S, ¿cuál será el que tenga menor volumen atómico y cuál el mayor?

Resolución

Localizamos en primer lugar la posición de los elementos químicos en el S.P. . Para ello obtendremos la configuración electrónica de cada uno. Necesitamos el número atómico. Recordar cómo se podían obtener los números atómicos:

$$Z_{\text{H}} = 1$$

$$Z_{\text{Na}} = 11$$

$$Z_{\text{S}} = 16$$

Configuraciones electrónicas y posición de los elementos:

$${}_1\text{H} = 1s^1 \rightarrow \text{Periodo } n = 1; \text{ Grupo (I - A)}$$

$${}_{11}\text{Na} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow \text{Periodo } n = 3 \\ \text{Grupo (I - A)}$$

$${}_{16}\text{S} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \rightarrow \text{Periodo } n = 3 \\ \text{Grupo (VI - A)}$$

Si recordamos el diagrama de la variación del volumen atómico en el S.P. el orden que nos piden es:

$$\text{H} < \text{S} < \text{Na}$$

Ejercicio resuelto

¿En qué grupo del sistema periódico sus elementos tienen el mayor volumen atómico?

Resolución

Según variación del volumen atómico en el S.P. el grupo de mayor volumen atómico es el 1 o (I - A).

Ejercicio resuelto

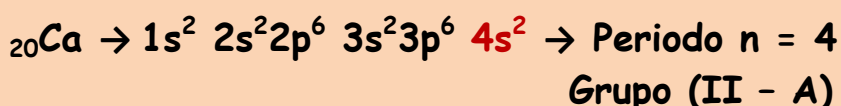
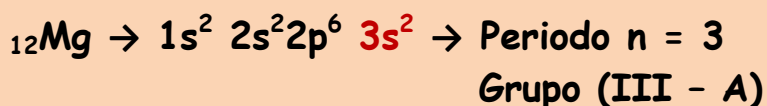
¿Por qué el volumen atómico del magnesio es menor que el del calcio?

Resolución

$$Z_{\text{Mg}} = 12$$

$$Z_{\text{Ca}} = 20$$

Configuraciones electrónicas:



El Calcio ocupa un lugar inferior al Magnesio en el S.P. por lo tanto es el Calcio quien presenta mayor volumen atómico y el Magnesio menor volumen atómico.

Ejercicio resuelto

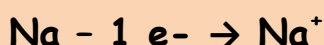
¿Por qué el radio del Na^+ es menor que el de Na?

$$Z_{\text{Na}} = 11$$

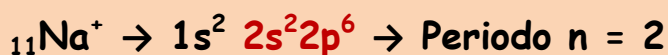
Configuración electrónica del átomo de Sodio:



El catión Na^+ proviene del átomo de Sodio al perder UN electrón:



El catión Sodio pierde un electrón pero su número atómico sigue siendo 11 porque es el número de protones que posee el catión sin embargo el número de electrones es de 10:



El átomo de Sodio presenta TRES capas en la corteza electrónica mientras que el catión Sodio presenta 2 capas razón por la cual el radio del catión Sodio es inferior al radio del átomo de Sodio.

Ejercicio resuelto

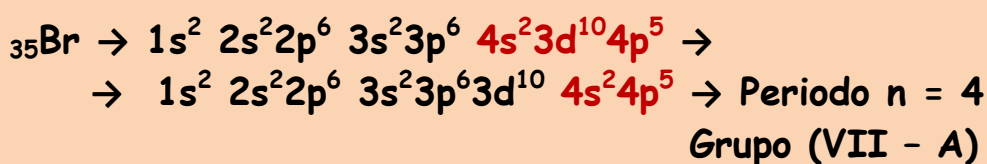
¿Qué ion tiene mayor radio, el Br^- o el Rb^+ ?

Resolución

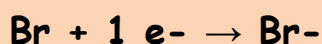
$$Z_{\text{Br}} = 35$$

$$Z_{\text{Rb}} = 37$$

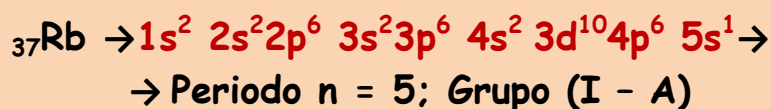
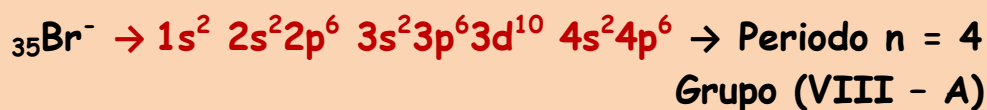
Configuraciones electrónicas:



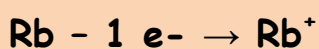
El anión Bromuro (Br^-) nace cuando el átomo de Bromo gana un electrón:



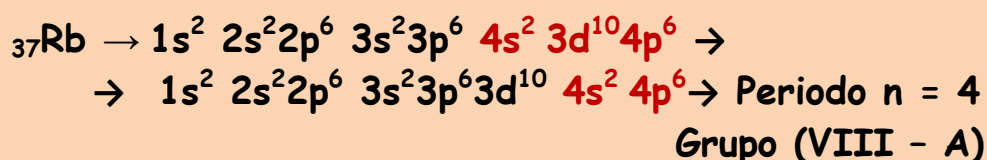
El anión Bromuro tiene UN electrón más que el átomo de Bromo. La configuración electrónica del anión Bromuro es:



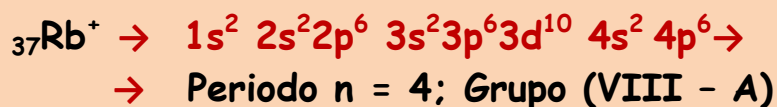
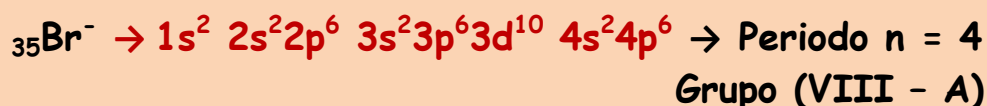
El catión Rubidio (Rb^+) proviene del átomo de Rubidio al perder éste un electrón:



Configuración electrónica del catión Rb:



Comparemos las configuraciones electrónicas del anión Bromuro y del catión Rubidio:



Obtenemos dos iones Isoelectrónicos (presentan igual número de electrones) y se sitúan en la misma posición en el S.P. . Pero en el caso del Br^- se ha ganado un electrón lo que origina un efecto pantalla que **aumenta el radio del anión**. En el caso de catión Rubidio se ha perdido un electrón por lo que la atracción entre el **núcleo y la última capa de la corteza electrónica aumenta** originando una

disminución del radio atómico. Como conclusión: el **cación Rubidio presenta menor radio y el anión Bromuro el de mayor radio.**

Ejercicio resuelto

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

Resolución

Cuando un átomo neutro pierde UN electrón la distancia del núcleo a la capa más externa de la corteza electrónica disminuye. Al disminuir el valor del radio el valor de la fuerza atractiva entre el núcleo y la última capa aumenta. Si se pierden DOS electrones el radio iónico se hace más pequeño y la fuerza atractiva aumenta por lo que al querer perder un segundo electrón tendremos que aportar una cantidad mayor de energía.

Ejercicio resuelto

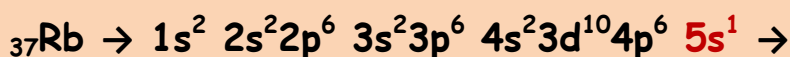
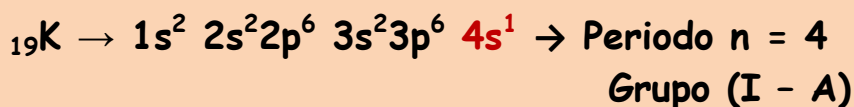
El potencial de ionización del potasio, ¿es mayor o menor que el del rubidio? ¿Por qué?

Resolución

$$Z_K = 19$$

$$Z_{Rb} = 37$$

Configuraciones electrónicas:



→ periodo $n = 5$; Grupo (I - A)

En estado neutro la fuerza atractiva entre núcleo y última capa de la corteza electrónica es mayor en el caso del Potasio puesto que se encuentra en un periodo inferior con respecto al átomo neutro de Rubidio (recordar que las fuerzas vienen determinadas por la ley de Coulomb). Por lo tanto el **potencial de ionización del Potasio será mayor que el potencial del Rubidio.**

Ejercicio resuelto

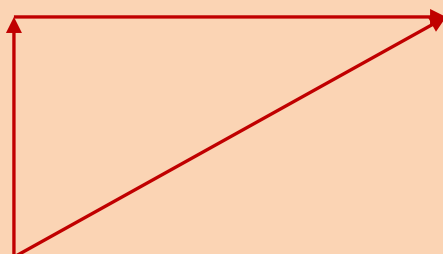
¿Tiene el berilio mayor o menor afinidad electrónica que el nitrógeno? ¿Por qué?

Resolución

El Berilio pertenece al periodo $n = 2$
y al grupo (II - A)

El Nitrógeno pertenece al periodo $n = 2$
y al Grupo (V- A)

Pertenecen al mismo Periodo pero distinto Grupo.
Según el diagrama de variación de la Afinidad Electrónica:



El Nitrógeno tendrá una Afinidad Electrónica superior a la del Berilio. La razón la podemos encontrar en el hecho de que el nitrógeno es un NO METAL y para

conseguir su estabilidad tiende a ganar electrones mientras que Berilio tiende a perder electrones. Si la Afinidad Electrónica es la capacidad del átomo para captar electrones lógicamente el Nitrógeno presenta mayor Afinidad Electrónica.

Ejercicio resuelto

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

Solución

Son elementos con:

- a) Baja energía de ionización
- b) Baja afinidad electrónica
- c) Baja electronegatividad
- d) Elevado carácter reductor

Ejercicio resuelto

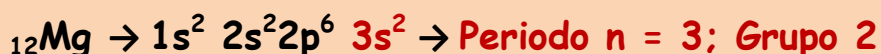
Dados los elementos ${}^7\text{N}$, ${}^{12}\text{Mg}$, ${}^{20}\text{Ca}$, ${}^9\text{F}$ y ${}^5\text{B}$.

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

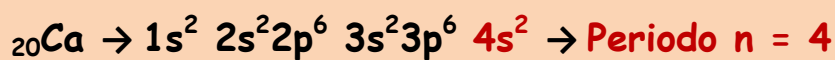
Resolución

Localización de los elementos en el S.P.

Configuraciones electrónicas:



o Grupo (II - A)



Grupo 2 o Grupo (II - A)



o (VII - A)

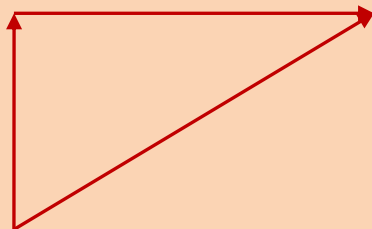


o (III - A)

a)

La energía de ionización de menor a mayor sería:

En base al diagrama de variación de la Energía de Ionización en el S.P.:



El orden pedido: $\text{Ca} < \text{Mg} < \text{B} < \text{N} < \text{F}$

b)

Respuesta en el apartado a)

Ejercicio resuelto

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

Resolución

Identificación del elemento químico:

${}_4Z \rightarrow 1s^2 2s^2 \rightarrow$ Periodo $n = 2$; Grupo 13 o (III - A)

Elemento: Berilio

Propiedades Periódicas:

- a) Tiene el volumen y radio menor de los de su grupo
- b) Baja energía de ionización
- c) Baja electronegatividad
- d) Baja afinidad electrónica
- e) Carácter reductor elevado

Ejercicio propuesto

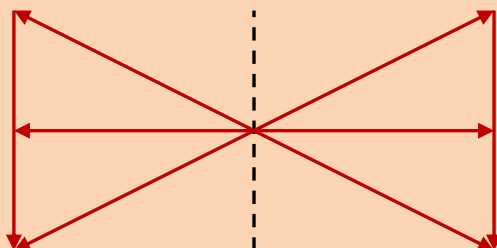
De las siguientes parejas, ${}_6C$ y ${}_9F$; ${}_{38}Sr$ y ${}_{34}Se$; ${}_3Li$ y ${}_6C$, indica cuáles de los dos elementos tendrá:

- a) Mayor volumen atómico.
- b) Menor afinidad electrónica.

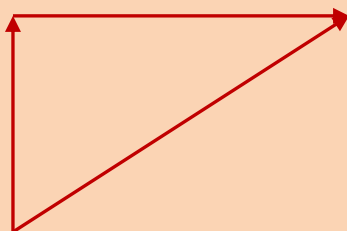
Resolución

Para responder a las dos cuestiones nos basamos en los diagramas de variación del volumen atómico y de la afinidad electrónica:

Volumen atómico:

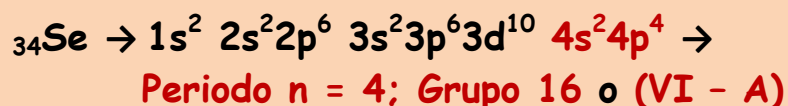
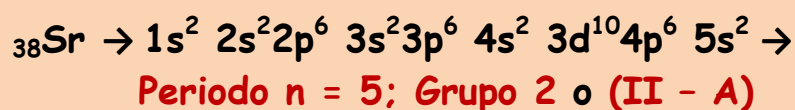


Afinidad Electrónica:



Debemos localizar los elementos químicos en el S.P.:

Configuraciones Electrónicas:



a) Volumen atómico



b)

Afinidad Electrónica



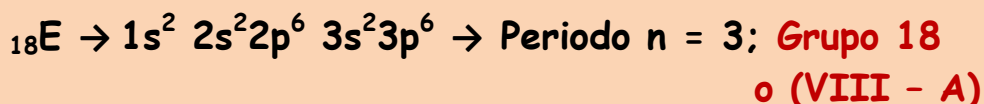
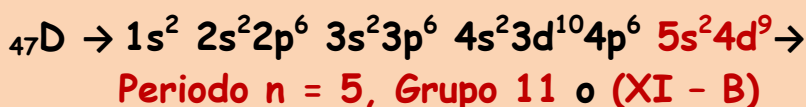
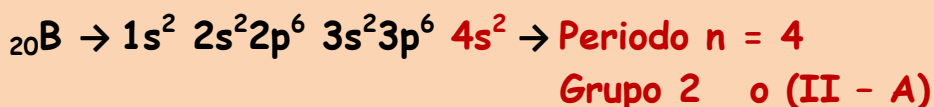
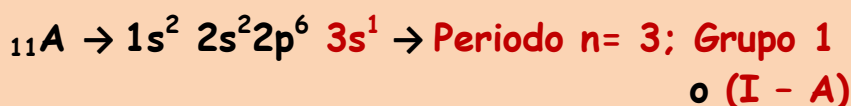
Ejercicio resuelto

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

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

Resolución

Localización de los elementos en el S.P.
Configuraciones Electrónicas:



- a) ${}_{20}\text{B}$
- b) ${}_{11}\text{A}$
- c) ${}_{47}\text{D}$
- d) ${}_{18}\text{E}$
- e) ${}_9\text{C}$

Ejercicio resuelto

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

- a) Alto potencial de ionización.
- b) Carácter metálico.
- c) Baja electronegatividad.
- d) Radio atómico pequeño.

Resolución

Identificación del elemento químico. Configuración Electrónica:

$1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow$ Periodo $n = 2$; grupo 16 o (VI - A)

Elemento: **Oxígeno**

Basándonos en los diagramas de variación de las propiedades periódicas podemos concluir:

- a) **Sí**, tiene alto potencial de ionización
- b) **No**, es un no metal.
- c) **No**, tiene alta electronegatividad.
- d) **Sí**, porque no tiene más que dos niveles (dos capas en la Corteza Electrónica)

Ejercicio resuelto

Dado un elemento cualquiera del tercer período, compara su radio atómico y su energía de ionización:

- a) Con el elemento situado a su derecha.
- b) Con el elemento que tiene por debajo.

Resolución

- a) Tendrá mayor radio que el situado a su derecha, puesto que el radio atómico en un periodo disminuye hacia la derecha, y mayor energía de ionización porque ésta aumenta hacia la derecha.
- b) Tendrá menor energía de ionización, puesto que en un mismo grupo disminuye al descender en el grupo y mayor radio atómico puesto que este aumenta al descender en el grupo.

Ejercicio resuelto

Las primeras energías de ionización (en kJ/mol) de los elementos de un mismo período son:

A = 1.400; B = 1.660; C = 494 y D = 1.090.

Deduce cuál sería un alcalino y cuál un halógeno.

Resolución

C sería un **alcalino**, porque es el que tiene **menor energía de ionización**, y B sería un **halógeno**, por ser el de **mayor energía de ionización**.

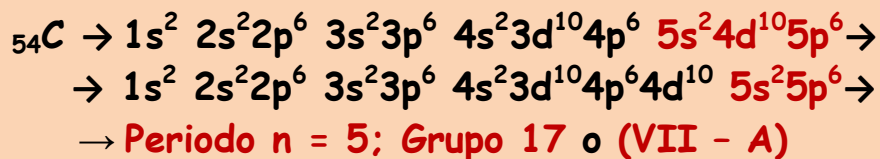
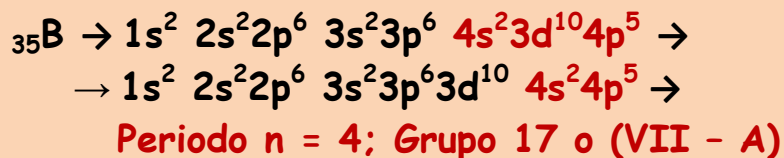
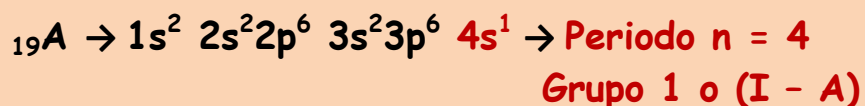
Ejercicio resuelto

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?

Resolución

a) Localización en el S.P.



b) El ${}_{35}\text{B}$. Está más a la derecha del S.P. Los gases nobles tienen una Afinidad Electrónica igual a CERO (Grupo 18 o (VIII - A)).

c) El de menor potencial de ionización será el alcalino, es decir, el ${}_{19}\text{A}$.

----- O -----