

TEMA N° 7. SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

NOTAS del profesor para el buen hacer de los alumnos:

- a) Para acceder a las páginas Webs y videos propuestos a lo largo del tema, mantener **PULSADO** control y con el botón izquierdo del ratón **PINCHAR** la página Web o el video seleccionado.
- b) En los contenidos del tema se han realizado **hipervínculos**. Para abrirlos proceder como en el apartado a). En este caso pueden aparecer en pantalla **avisos de peligrosidad para el Sistema** por desconocimiento del **origen del archivo**. Los archivos con estos avisos son realizados por **ANTONIO** (el profesor) para el desarrollo del tema. No hacer caso del aviso y **PINCHAR** aceptar.
- c) Si fallaran los “Volver a Inicio del tema” podéis llegar al inicio eliminando pantallas.

Contenido:

- 1.- *Sistema Periódico (pág. N° 2)*
- 2.- *Potencial de Ionización. Carácter Metálico (pág. N° 23)*
- 3.- *Afinidad Electrónica (pág. N° 29)*
- 4.- *Electronegatividad. Carácter NO Metálico (pág. N° 30)*
- 5.- *Configuración Electrónica (pág. N° 32)*
- 6.- *Radio Atómico (pág. N° 39)*
- 7.- *Radio Iónico (pág. N° 42)*
- 8.- *Volumen atómico (pág. N° 46)*
- 9.- *Ejercicios resueltos sobre el tema (pág. N° 48)*



1.- Sistema Periódico de los Elementos Químicos

De Wikipedia, la enciclopedia libre

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

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

Historia

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

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

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

Tríadas de Döbereiner

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

misma relación (*cloro, bromo y yodo; azufre, selenio y telurio; litio, sodio y potasio*).

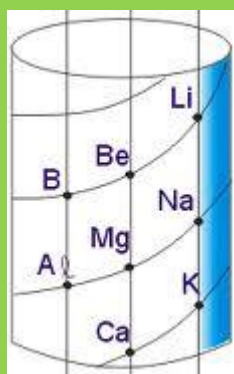
A estos grupos de tres elementos se les denominó *tríadas* y hacia 1850 ya se habían encontrado unas 20, lo que indicaba una cierta regularidad entre los elementos químicos.

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.

Chancourtois

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



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

Ley de las octavas de Newlands

En 1864, el químico inglés **John Alexander Reina Newlands** comunicó al Royal College of Chemistry (Real Colegio de Química) su observación de que al ordenar los elementos en orden creciente de sus

masas atómicas (prescindiendo del hidrógeno), *el octavo elemento a partir de cualquier otro tenía unas propiedades muy similares al primero.*

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

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

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					

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*.

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. 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, 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.

Para poder aprovechar el resto de pantalla, hasta llegar al S.P, vamos a proponer un ejercicio de repaso:

Tabla periódica de los elementos																		
Grupo	<u>1</u>	<u>2</u>	<u>3</u>	<u>4</u>	<u>5</u>	<u>6</u>	<u>7</u>	<u>8</u>	<u>9</u>	<u>10</u>	<u>11</u>	<u>12</u>	<u>13</u>	<u>14</u>	<u>15</u>	<u>16</u>	<u>17</u>	<u>18</u>
	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	IB	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
Periodo																		
<u>0</u>																		
<u>1</u>	1 <u>H</u>																2 <u>He</u>	
<u>2</u>	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>	
<u>3</u>	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>	
<u>4</u>	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>
<u>5</u>	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>
<u>6</u>	55 <u>Cs</u>	56 <u>Ba</u>	57 <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>
<u>7</u>	87 <u>Fr</u>	88 <u>Ra</u>	89 <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> *	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
	<u>La</u>	<u>Ce</u>	<u>Pr</u>	<u>Nd</u>	<u>Pm</u>	<u>Sm</u>	<u>Eu</u>	<u>Gd</u>	<u>Tb</u>	<u>Dy</u>	<u>Ho</u>	<u>Er</u>	<u>Tm</u>	<u>Yb</u>	<u>Lu</u>
<u>Actínidos</u> **	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
	<u>Ac</u>	<u>Th</u>	<u>Pa</u>	<u>U</u>	<u>Np</u>	<u>Pu</u>	<u>Am</u>	<u>Cm</u>	<u>Bk</u>	<u>Cf</u>	<u>Es</u>	<u>Fm</u>	<u>Md</u>	<u>No</u>	<u>Lr</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>									

Clasificación

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

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

Grupos

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

Grupo 18 (VIII - A): los *gases nobles*

Períodos

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

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

Diagrama de la Tabla Periódica dividido en bloques:

- Main-group elements:** s-block (1A, 2A) y p-block (3A, 4A, 5A, 6A, 7A, 8A).
- Transition elements:** d-block (3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B, 1B, 2B).
- Inner-transition elements:** f-block (4f, 5f).

Orbitales mostrados: 1s, 2s, 3s, 4s, 5s, 6s, 7s; 2p, 3p, 4p, 5p, 6p; 3d, 4d, 5d, 6d; 4f, 5f.

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*

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, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio*.

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

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

Video: Hidrógeno. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=YLEDZB7-uKk>

Video: El hidrógeno combustible del futuro

<http://www.youtube.com/watch?v=-JjIT3e8gLE&feature=related>

Video: El litio. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=p-1PehUta5M>

Video: Litio y Medicina

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

Video: Baterías de litio

<http://www.youtube.com/watch?v=0MVAJGJhZH0>

Video: Sodio. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=loifFrgBU9k>

Video: Reacción del sodio con agua

<http://www.youtube.com/watch?v=-Is4Lo-NnSE>

Video: Reacción del sodio con el agua. Reacción explosiva

<http://www.youtube.com/watch?v=rwdW8a9hry8&feature=related>

Video: Potasio. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=XTsm9Q9W1uc>

Video: Potasio y salud

<http://www.youtube.com/watch?v=EqnU6KCqFsc>

Caracter Metálico

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

Caracter metálico

<http://www.uam.es/docencia/elementos/spV21/sinmarcos/elementos/familias.html>

Caracter metálico

<http://genesis.uag.mx/edmedia/material/qino/T4.cfm>

Carácter metálico

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

Metales Alcalinotérreos

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

Son: *berilio*, *magnesio*, *calcio*, *estroncio*, *bario* y *radio*.
Constituyen algo más del 4% de la corteza terrestre (sobre todo calcio y magnesio), pero son bastante reactivos y no se encuentran libres. El radio es muy raro.
Son metales ligeros con colores que van desde el gris al blanco, con dureza variable (el berilio es muy duro y quebradizo y el estroncio es muy maleable). Son más duros que los alcalinos.
Su *configuración electrónica* presenta *dos electrones de valencia* (2 electrones s). La configuración electrónica de la capa de valencia es: ns^2

Video: Magnesio. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=gskvUJ8xNLo>

Video: Propiedades curativas del cloruro de magnesio

http://www.youtube.com/watch?v=PVhATc7_pik

Video: Reacción de combustión del magnesio

<http://www.youtube.com/watch?v=GgE8Gfi3bDo>

Video: Calcio. Propiedades y aplicaciones

http://www.youtube.com/watch?v=Zn2MQ_h3KiU

Video: Calcio y salud en la mujer

http://www.youtube.com/watch?v=lgCUPpRT5_M

Video: Calcio y vida (I)

<http://www.youtube.com/watch?v=DQaE1KRmTWO>

Video: Calcio y vida (II)

<http://www.youtube.com/watch?v=my-vTtES850>

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.



Grupo 3 (III – B):

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

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

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

Grupo 4 (IV – B):

Titanio, circonio, hafnio, rutherfordio.

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

Video: Titanio. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=HPhXzQC-Q0I>

Utilización del titanio en fijación de mandíbulas

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

Utilización de una aleación de titanio en los iPhone5

<http://www.youtube.com/watch?v=y47xVCwrOeE>

Utilización del titanio por su ligereza

<http://www.youtube.com/watch?v=0JKILQTJkzU>

Grupo 5 (V – B):

Vanadio, niobio, tántalo, dubnio.

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

Grupo 6 (VI – B):

Cromo, molibdeno, wolframio, seaborgio.

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

Video: El Wolframio. Oro gris en la II Guerra Mundial

<http://www.youtube.com/watch?v=KNV1F9xLhX4>

Grupo 7 (VII – B):

Manganeso, tecnecio, renio, bohrio.

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

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

Grupo 8 (VIII – B):

Hierro, rutenio, osmio, hassio.

Poseen *8 electrones de valencia: 2 electrones s de la última capa y 6 electrones d de la penúltima.* La configuración electrónica de la capa de valencia es:

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

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

Video: Hierro. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=bnCpfu8RBFE>

Video: Megaconstrucciones

<http://www.youtube.com/watch?v=l8xTzZUogD4>

Video: Asignatura pendiente del hierro. La corrosión

<http://www.youtube.com/watch?v=-ZMUK4K0MbA>

Grupo 9 (VIII – B):

Cobalto, rodio, iridio, meitnerio.

Poseen *9 electrones de valencia: 2 electrones s de la última capa y 7 electrones d de la penúltima.* Configuración electrónica de la capa de valencia es:

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

Video: Cobalto. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=3ssmQME4PiU>

Prótesis dentaria con aleación de cobalto y cromo

<http://www.youtube.com/watch?v=W-Tv4NL7FZQ&feature=related>

Grupo 10 (VIII – B):

Níquel, paladio, platino, ununnilio.

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

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

Video: Níquel. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=Ei-OZZZgW0>

Proceso de niquelado

<http://www.youtube.com/watch?v=1gJvPdtf3-0>

Video: Platino. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=eLyMU9oWHVA>

Video: Alta joyería en platino

<http://www.youtube.com/watch?v=c8T4Ik-en-o&feature=related>

Grupo 11 (I – B):

Cobre, plata, oro, ununio.

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

Video: Cobre. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=f3rtOZIqRCs>

Video: El cobre

<http://www.youtube.com/watch?v=tsrj4tz7yUY>

Cables de cobre

<http://www.youtube.com/watch?v=C8rQ3NoML9w&feature=related>

El robo del cobre

<http://www.youtube.com/watch?v=vwnV6oEFBRU>

Video: Plata. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=mBoE3l8mfvg>

Video: Propiedades curativas de la plata

<http://www.youtube.com/watch?v=oh8EoB3dImc>

Historia del uso de la plata

<http://www.youtube.com/watch?v=SPCy8gObKWA&feature=related>

La plata en joyería

<http://www.youtube.com/watch?v=EbChB0UAGGY>

Video: Oro. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=w4ce7iLKGgs>

Video: El oro. El material del Sol

<http://www.youtube.com/watch?v=dtgwRt2IDQ8>

La piedra filosofal

<http://www.youtube.com/watch?v=y2soEPgCiU8&feature=related>

Grupo 12 (II – B):

Cinc, cadmio, mercurio, ununbio.

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



Video: Cinc. Propiedades y aplicaciones
http://www.youtube.com/watch?v=-TxPTQd_Epo

Video: Importancia del cinc
<http://www.youtube.com/watch?v=VcvNhle4jYg>

Video: Panel de cinc
<http://www.youtube.com/watch?v=2A3FQV4hLso>

Video: El cinc en la construcción
http://www.youtube.com/watch?v=7so_SwDXxTI

Video: Mercurio. Propiedades y aplicaciones
<http://www.youtube.com/watch?v=M3Jgt0gXy8k>

Video: El mercurio. Nuestra salud en peligro
http://www.youtube.com/watch?v=37YYugcR0dk&feature=results_video&playnext=1&list=PLA87A1773F73711CE

Tierras raras o elementos de transición interna

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

Grupo 3 (III – B)

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

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

Son elementos del ***periodo 7*** que llenan ***orbitales 5f*** teniendo las capas 6 y 7 incompletas. Capa de valencia ***$ns^2 (n - 2)f^{d \rightarrow 14}$***

Elementos térreos o grupo del boro

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

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

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

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

Video: El Boro y su utilización

<http://www.youtube.com/watch?v=Bva80keA1kQ>

Video: Aluminio. Propiedades y aplicaciones

http://www.youtube.com/watch?v=48_5fghdMXY

Video: El aluminio

http://www.youtube.com/watch?v=CGDV_v-aiRU

Video: Carpintería del aluminio

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

Elementos carbonoides

Forman el **grupo 14** (IV – A) de la **Tabla Periódica**. Son: **carbono**, **silicio**, **germanio**, **estaño**, **plomo** y **ununquadio**.

Tienen **cuatro electrones de valencia**: 2 electrones s y 2 electrones p. Su capa de valencia: ns^2np^2 .

Constituyen más **el 27% en peso de la Corteza Terrestre**, siendo el Silicio el que aporta prácticamente todo ese valor, le sigue el Carbono; el

Germanio es el menos abundante. Se presentan en estado nativo C, Sn y Pb.

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

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

Video: El carbono un elemento milagroso

(I) <http://www.youtube.com/watch?v=03e1sYIP-to>

Video: El carbono un elemento milagroso

(II) http://www.youtube.com/watch?v=eh8_xw1M5TI

Video: El carbono un elemento milagroso

(III) <http://www.youtube.com/watch?v=UanjJybKSVQ>

La **fibra de Carbono** es un material que está compuesto principalmente por Carbono. Tiene propiedades mecánicas similares a las del acero y es tan ligera como la madera o el plástico. Al tratarse de un material compuesto, en la mayoría de los casos, aproximadamente un 75%, se utilizan polímeros termoestables. El polímero es habitualmente resina. Otros polímeros como el poliéster o el viniléster también se usan.

Video: Fabricación de bicicletas ultraligeras

http://www.youtube.com/watch?v=vDmAoV_z-Mg

Video: Silicio. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=oP4NiDMaYYw>

Video: De la arena al silicio. Fabricación de un chip de silicio

<http://www.youtube.com/watch?v=tcQ0R24UbL0>

Video: Chip de silicio

http://www.youtube.com/watch?v=Ry_VADuiySo

Video: Aceleración de los trabajos por la existencia de los chip de silicio

<http://www.youtube.com/watch?v=9fyoqsj0QVk>

Video: Estaño. Propiedades y aplicaciones
http://www.youtube.com/watch?v=iAtN_2EWGOA

Video: Desoldamos y soldamos un circuito impreso con estaño
http://www.youtube.com/watch?v=rLMA_MuvuOc

Video: Plomo. Propiedades y aplicaciones
<http://www.youtube.com/watch?v=89CFDdjkaU4>

Video: La exposición al plomo en la construcción un problema para la salud
<http://www.youtube.com/watch?v=TYSD4aBP1CU>

Video: El plomo y la fontanería
<http://www.youtube.com/watch?v=xrccYOhEtSQ>

Video: Plomo y salud
http://www.youtube.com/watch?v=5gnI_ph3zeI

Video: Envenenamiento por plomo
http://www.youtube.com/watch?v=O_TEYO4-goQ&feature=related

Video: Peligro para la salud. Lápiz labial con plomo
<http://www.youtube.com/watch?v=tkUVYm2i3ck&feature=related>

Elementos nitrogenoides

Forman el *grupo 15* (V - A) de la **Tabla Periódica**. Son: *nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, bismuto y ununpentio*.

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

Capa de valencia: ns^2np^3 .

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

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

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

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

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

Video: El nitrógeno. Propiedades y aplicaciones
<http://www.youtube.com/watch?v=9Czdlo3rubU>

Video: Embriones congelados en nitrógeno líquido
<http://www.youtube.com/watch?v=uTCg-m1bq3M>

Video: Contaminación del aire
<http://www.youtube.com/watch?v=GMphypjm0Zw&feature=related>

Video: El fósforo. Propiedades y aplicaciones
<http://www.youtube.com/watch?v=37iDJ2S6KB4>

Video: El arsénico. Propiedades y utilización
<http://www.youtube.com/watch?v=6cJ52SIL7IM>

Video: Antimonio. Propiedades y utilización
<http://www.youtube.com/watch?v=JBnt7USjyco>

Elementos calcógenos o anfígenos

Forman el **grupo 16** (VI - A) de la **Tabla Periódica**. Son: **oxígeno, azufre, selenio, telurio, polonio y ununhexio**.

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

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

El *Oxígeno* es el elemento *más abundante en la Tierra* (50,5% en peso de la Corteza terrestre). Los demás elementos son menos frecuentes. El *Polonio es muy raro*. Los minerales que forman son óxidos, sulfuros y sulfatos y también se encuentran en estado nativo.

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

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

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

Video: El oxígeno. Propiedades y utilización

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

Video: El azufre. Propiedades y utilización

<http://www.youtube.com/watch?v=gblFfNv9zF4>

Video: Selenio. Propiedades y utilización

<http://www.youtube.com/watch?v=1gqnKMe9q5w>

Video: Teluro. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=U--bFci2GA4>

Halógenos

Los halógenos son los *cinco elementos no metálicos* que se encuentran en el *Grupo 17* (VII – A) de la *Tabla Periódica*: *flúor, cloro, bromo, iodo, astato* y *ununseptio*.

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

- *Sólido*- Iodo, Astato
- *Líquido*- Bromo

- **Gas**- Flúor, Cloro

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

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

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

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

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

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

Video: Flúor. Propiedades y utilización

<http://www.youtube.com/watch?v=zoZpsnvgWS4>

Video: Cloro. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=LII1Bec6WK0>

Video: Bromo. Propiedades y utilización

<http://www.youtube.com/watch?v=LC2VvPMu5Xg>

Video: Yodo. Propiedades y utilización

<http://www.youtube.com/watch?v=Vqs1mbkoTMA>

Gases Nobles

Los gases nobles se encuentra en el **grupo 0 o 18** (VIII – A) de la **Tabla Periódica**. Los elementos son: **helio, neón, argón, criptón, xenón, radón** y **ununoctio**. Estos elemento se consideraron inertes hasta 1962, debido a que su estado de oxidación **es 0, teniendo 8 electrones en su última capa** (2 electrones s y 6 electrones p), lo que les impide formar compuestos fácilmente.

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

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

Video: Helio. Propiedades y aplicaciones

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

Video: Neón. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=9vD-vlPgg7Q>

Video: Argón. Propiedades y utilización

<http://www.youtube.com/watch?v=EI6Go0eq6z0>

Elementos representativos

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

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

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

2.- Energía de Ionización. Carácter metálico

La Tabla periódica y la periodicidad. Propiedades periódicas (I).

<http://www.youtube.com/watch?v=KGIwPzFXp7U&feature=related>

La tabla periódica y la periodicidad. Propiedades periódicas (II)

<http://www.youtube.com/watch?v=KlhWYFNel6E>

Sistema Periódico. Propiedades periódicas

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

Tabla Periódica y Propiedades Periódicas

<http://descubrirlaquimica.wordpress.com/la-tabla-periodicadescripcion-ventajas-e-inconvenientes/>

Video: Energía de Ionización

<http://www.youtube.com/watch?v=5a9E8cSaU20>

Energía de Ionización

<http://www.elergonomista.com/quimica/ei.html>

Energía de Ionización

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

Potencial de Ionización

<http://www.mitecnologico.com/Main/EnergiaDeIonizacion>

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

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

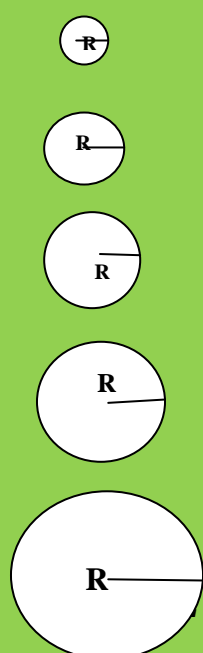
- a) *En un grupo.*
- b) *En un periodo.*

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

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

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

Suponiendo que el átomo es esférico y que estamos en el grupo *nº 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:

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

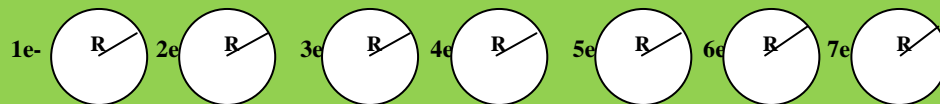
K = const. ; q₁ = carga del electrón
q₂ = carga del protón

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

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

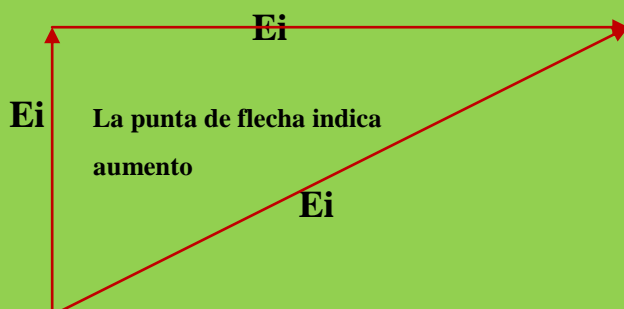
Vamos a estudiar la Energía de ionización en un periodo:

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

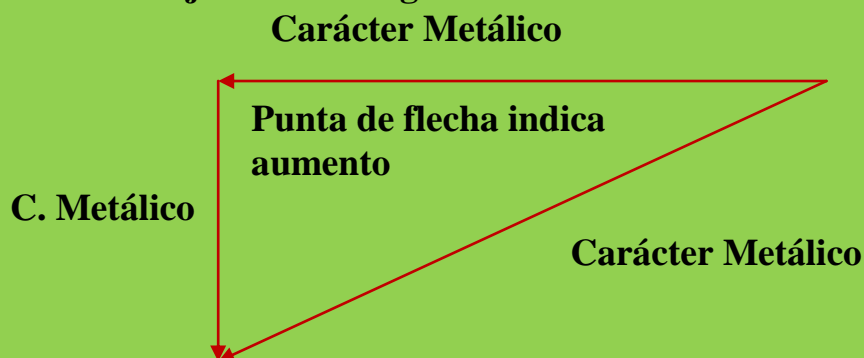


Pero sabemos que en el S. P al desplazarnos hacia la *derecha* aumenta el número atómico (n° de electrones) y por lo tanto *en la capa más externa hay mas electrones*. En la ecuación de Coulomb, ahora permanece constante K y el R, aumentando el *numerador y por lo tanto aumentando la fuerza atractiva*.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

Podemos establecer un diagrama resumen de todo lo dicho:



Los átomos con E_i pequeño ceden fácilmente e-. **EL CARÁCTER METÁLICO** va asociado a la E_i del átomo. A *menor E_i MAYOR CARÁCTER METÁLICO*. La variación del carácter metálico en el S.P. quedaría reflejada en el diagrama:



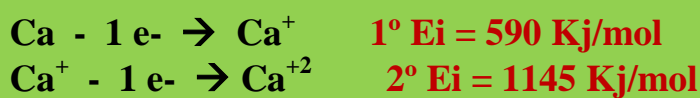
En un grupo del S. P. el **CARÁTER METÁLICO** del elemento químico aumenta al **BAJAR** en dicho grupo. En un periodo el **CARÁCTER METÁLICO AUMENTARÁ** en el sentido de **DERECHA** a **IZQUIERDA**.

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^{+2} las ionizaciones serían:



En el caso del **“Al”** podemos llegar a tener **TRES ENERGÍAS DE IONIZACIÓN**. Siempre se cumple que:

$$1^\circ \text{ Ei} < 2^\circ \text{ Ei} < 3^\circ \text{ Ei}$$

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.

Ejercicio resuelto N° 11 (Enunciado: IES AI – Ándalus, Dpto. de Física y química.

Resol: A. Zaragoza)

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

Resolución:

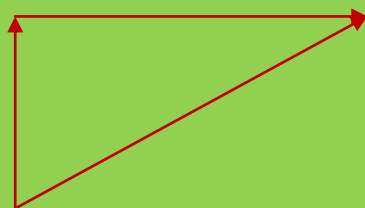
Lo primero que tenemos que hacer es la configuración electrónica de todos los átomos:

${}_3A \rightarrow 1s^2 2s^1 \rightarrow$ Periodo 2 ($n = 2$) ; Grupo 1 (I – A)

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

${}_{19}C \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \rightarrow$ Periodo 4 ($n = 4$) ; 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: $C < B < A$

Ejercicio resuelto N° 12 (Enunciado: IES AI – Ándalus, Dpto. de Física y química. Resol: A. Zaragoza)

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

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

Resolución:

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

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

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

$_{35}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 \rightarrow$ Para obtener período y grupo \rightarrow
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5 \rightarrow$ **Periodo 4** (n=4) ; **Grupo 16**(VI-A)

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

a)

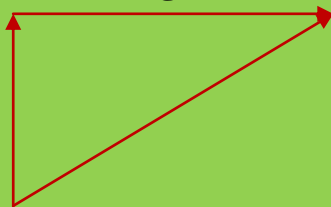
Se encuentran en el mismo periodo: **A y D**

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 N° 13 (Enunciado: IES AI – ÁNDALUS ; Resol: A. Zaragoza)

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

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

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

Resolución:

a) A:($1s^2 2s^2 2p^2$) \rightarrow **Periodo 2; Grupo 14** (IV-A) \rightarrow Elemento: **Carbono**.

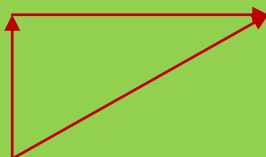
B: $(1s^2 2s^2 2p^5)$ → Período 2; Grupo 17 C (VII-A) → Elemento:

Flúor

C: $(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1)$ → **Período 4**; **Grupo 1** (I-A) →

Potasio.

b) Según el diagrama de la Energía de Ionización:



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

3.- Afinidad Electrónica

Afinidad Electrónica

<http://www.afinidadelectrica.com.ar/articulo.php?IdArticulo=83>

Afinidad Electrónica

<http://www.uam.es/docencia/elementos/spV21/conmarcos/graficos/afinidadelectronica/afinidad.html>

Afinidad Electrónica

http://www.educared.org/wikiEducared/Energ%C3%ADa_de_ionizaci%C3%B3n._Afinidad_electr%C3%B3nica.html

Afinidad electrónica

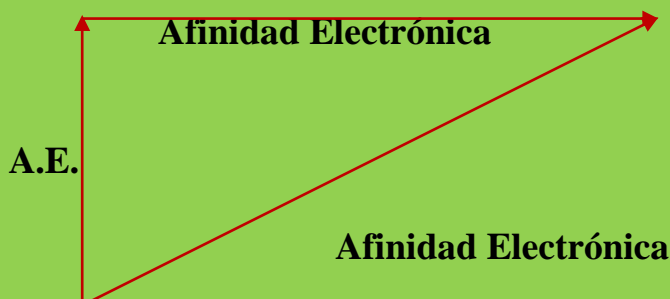
<http://www.elergonomista.com/quimica/qui19.html>

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



La **Afinidad Electrónica**, por criterio de signos, *siempre es negativa*. El anión formado es más estable que el átomo neutro. Esto es siempre así para los elementos de la **DERECHA del S.P.** excepto para los gases

nobles que nunca aceptan electrones y tendrán por tanto la *menor Afinidad Electrónica*. Por el contrario los elementos situados en la *IZQUIERDA del S.P.* tienen una *Afinidad Electrónica muy baja*. La variación de la *Afinidad Electrónica en el S.P.* viene determinada en el diagrama:



4.- Electronegatividad. Carácter no metálico

Video: Electronegatividad

<http://www.youtube.com/watch?v=O51si6xa3qY>

Electronegatividad

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/sisper/tutorial-05.html>

Electronegatividad

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

Electronegatividad

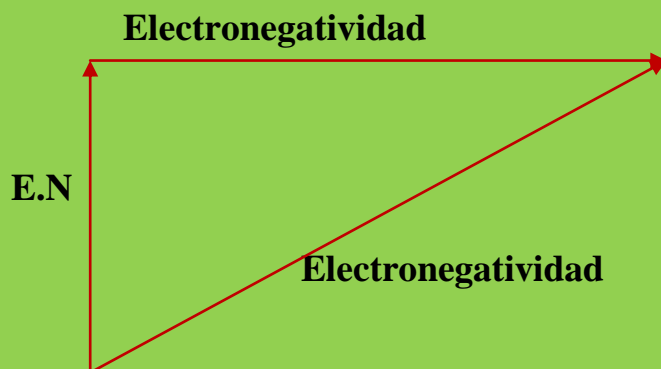
<http://www.xenciclopedia.com/post/Quimica/Que-es-Electronegatividad.html>

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.

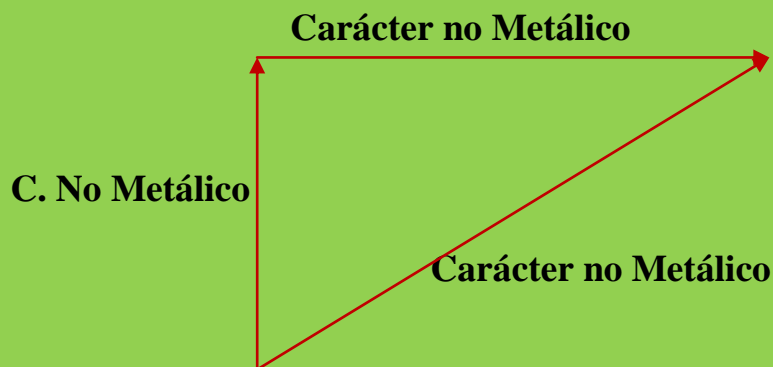
No se trata de una **Propiedad Periódica**. Su valor se puede determinar mediante la *semisuma de la E_i y la A.E.*:

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

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 Afinidad Electrónica. A mayor A.E mayor carácter no metálico.* La variación del carácter *No Metálico* tiene una variación, en el S.P. igual a la variación de la *A.E.*



5.- Configuración electrónica

Video: Configuración Electrónica

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

Configuración Electrónica

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/celectron.htm

Configuración Electrónica

<http://www.educaplus.org/play-73-Configuraci%C3%B3n-electr%C3%B3nica.html>

Configuración Electrónica

http://enciclopedia.us.es/index.php/Configuraci%C3%B3n_electr%C3%B3nica

Configuración Electrónica

<http://iiquimica.blogspot.com/2006/03/configuracin-electrnica.html>

Tabla Periódica con configuración electrónica de cada átomo.

<http://www.chemcollective.org/applets/pertable.php>

Configuración electrónica.

<http://www.educaplus.org/play-73-Configuración-electrónica.html>

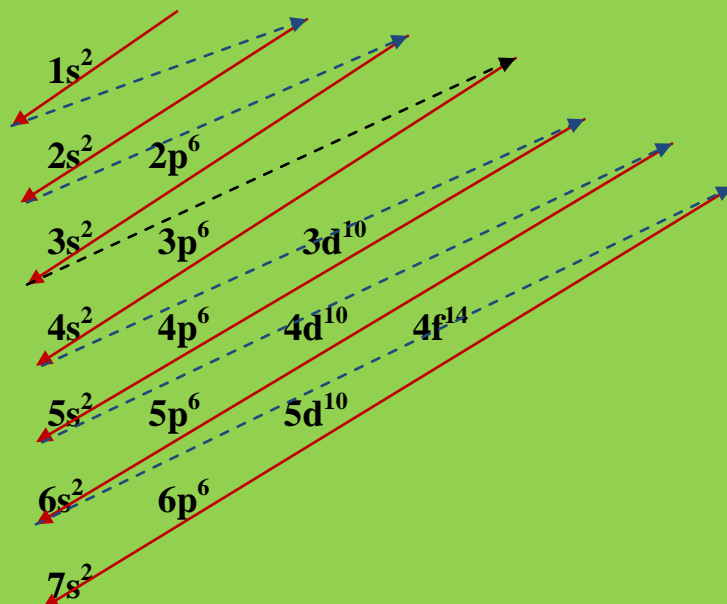
Consiste en la distribución de los electrones del átomo en los diferentes niveles energéticos de la corteza electrónica.

Utilizaremos el diagrama de Mooler para la determinación de la Configuración Electrónica ya que *presenta las anomalías de los ELEMENTOS NO REPRESENTATIVOS DEL S.P.*

En la última capa de la *Corteza Electrónica* (llamada capa de valencia), siguiendo cualquier tipo de método, *NUNCA PUEDEN EXISTIR MÁS DE OCHO ELECTRONES* (configuración *de gas noble*, si sólo existe una capa en la corteza electrónica, el número máximo de electrones que pueden existir es de *DOS que corresponde a la estructura electrónica del gas Helio*)

El diagrama de Mooler, también llamado diagrama de flechas, nos va indicando el llenado de electrones, de forma energética, en las diferentes capas de la corteza electrónica. Su mecanismo es muy sencillo, simplemente tenemos que seguir las flechas marcadas:

INICIO



Las flechas *rojas nos dan el orden de llenado de los orbitales atómicos*.
 Las flechas *azules discontinuas nos llevan a la siguiente línea roja*.

Ejercicio resuelto

Dados los elementos químicos: A (Z = 17) ; B (Z = 20) ; C (Z = 38) ; D (Z = 45) ; E (Z = 24) ; F (Z = 52) y G (Z = 26), determinar:

- La configuración electrónica de cada uno de ellos.
- La configuración de los iones más estables correspondientes a los elementos A, B, F.
- La configuración electrónica más estable de los iones de los elementos D, E y G.

Resolución

Estudiando la configuración electrónica de la capa de valencia (la más externa de la corteza electrónica) podemos obtener muchos datos sobre los elementos químicos, tales como:

- Sobre la situación del elemento en el S.P.*
- Las posibles valencias del elemento.*
- Tipos de enlace que puede formar el elemento con otros elementos.*

En lo referente a la localización del elemento químico en el S. P., destacaremos:

- a) El periodo (horizontalmente) *viene determinado por el coeficiente matemático mayor de la capa de valencia.*
- b) *El grupo del S.P. viene determinado por la suma de los exponentes de los orbitales atómicos de la capa de valencia.*

El S.P., hoy día viene *dividido en 18 grupos o familias* pero también se pueden clasificar en *Grupos A y Grupos B*. Esta clasificación es **FUNDAMENTAL**, es muchísimo más útil que la última clasificación (18 Grupos).

Si queremos distinguir entre *Grupos A y Grupos B* utilizaremos el método del **ELECTRÓN DIFERENCIADOR**. Todo elemento presenta un electrón más que el elemento que tiene a su izquierda, *a este electrón se le conoce como ELECTRÓN DIFERENCIADOR*.

Si el *“electrón diferenciador”* está completando o ha completado un orbital atómico del tipo *“s” o “p”*, el elemento pertenece a los *grupos A del S.P.* (Elementos representativos)

Si el *“electrón diferenciador”* está completando o ha completado un orbital *“d” de la penúltima capa*, el elemento químico pertenece a los *grupos B* (Elementos de Transición).

Si el *“electrón diferenciador”* completa o ha completa un orbital *“f” de la antepenúltima capa*, el elemento pertenece a los elementos de **Transición Interna** (Lantánidos y Actínidos).

Si en la capa de valencia nos encontramos con un orbital cuyo *coeficiente matemático es inferior al de la capa correspondiente* deberemos pasarlo a su capa con el fin de localizar al elemento químico en el S.P . Por ejemplo:



De la capa de valencia eliminaremos el $3d^{10}$ y lo pasaremos a su capa correspondiente. Quedará de la siguiente forma:



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

A continuación se dan las configuraciones electrónicas de algunos elementos. Razone para cada una si representa:

a) Un estado normal de energía, un estado excitado o un estado imposible.

b) Un átomo neutro, un ion positivo o un ion negativo.

Li: $1s^2 2p^1$ Ne: $1s^2 2s^1 2p^7$ F: $1s^2 2s^2 2p^6$ Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$

Resolución:

LITIO: $1s^2 2s^1$ → Estado *Normal de energía*

NEÓN: $1s^2 2s^1 2p^7$ → Esta configuración electrónica es **TOTALMENTE FALSA**. No corresponde a *un átomo neutro ni tampoco a un ión*. El orbital atómico “p” **NUNCA PUEDE TENER 7 e-**. Se podría pensar

que un electrón del orbital “s” pasara a un orbital “p”, pero este no puede superar los **6 e-**.

FLÚOR: $1s^2 2s^2 2p^6$ → Teniendo presente que $Z_F = 9$ y en esta configuración electrónica hay **10 e-**, el átomo de Flúor ha ganado un electrón y se convirtió en un *anión*:



La configuración electrónica pertenece al **ANIÓN F^-** .

MAGNESIO: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ → Estado *normal de energía*.

AZUFRE: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$ → Estamos en un estado excitado. Un electrón “p” ha sido promocionado a un orbital “d”.

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

a) Escriba las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes:

Al (Z =13) , Na^+ (Z = 11), O^{2-} (Z =8)

b) ¿Cuáles son isoelectrónicos?

c)Cuál o cuáles tienen electrones desapareados?

Resolución:

Recordemos que **Z** (número atómico) *representa el número de protones y número de electrones* , en un átomo neutro. En un ión *representa únicamente el número de protones*.

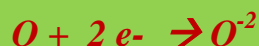
a) ${}_{13}\text{Al} \rightarrow$ Se trata de un átomo neutro $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ (13 e-)

$\text{Na}^+ \rightarrow {}_{11}\text{Na}^+ \rightarrow$ Se trata de un catión \rightarrow Inicialmente el Na tenía 11 e- pero al tener una carga positiva en exceso implica la pérdida de un electrón:

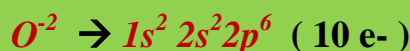


y por lo tanto *el catión tiene 10 e-*, $\text{Na}^+ \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$ (10 e-)

$\text{O}^{2-} \rightarrow {}_8\text{O}^{2-} \rightarrow$ Se trata de un *anión* \rightarrow En principio el átomo de Oxígeno tenía 8 e- pero como tiene un exceso de carga -2, implica la ganancia de 2 e-:

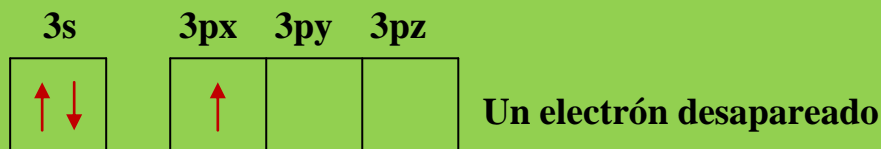


Por lo tanto el anión O^{2-} tiene 10 e- y su configuración electrónica es:



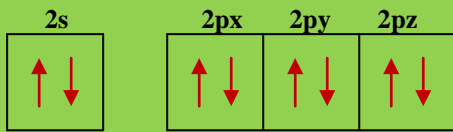
b) El término **ISOELECTRÓNICO** significa *igual número de electrones*. Por lo tanto las especies isoelectrónicas serán: Na^+ y O^{2-} .

c) **Electrones desapareados** son aquellos que se *encuentran solos* en los orbitales atómicos. Para determinar lo que nos pide la cuestión nos obligamos a conocer la configuración electrónica, según la regla de Hund, de cada una de las especies químicas:



$\text{Na}^+ \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 \rightarrow$ Como se trata de un catión tendrá en su capa de valencia 8 e- y ninguno de ellos serán electrones desapareados pues tienen configuración de gas Noble.

Capa de valencia $\rightarrow 2s^2 2p^6$

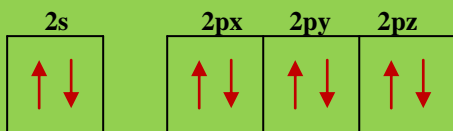


No existen electrones desapareados

$O^{2-} \rightarrow$ Se puede hacer el mismo razonamiento que para el catión Na^+

$O^{2-} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$

Capa de valencia: $2s^2 2p^6$



No existen electrones desapareados

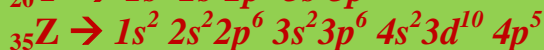
Ejercicio resuelto (Enunciado: IES Al – Ándalus, Dpto. de Física y química. Resol: A. Zaragoza)

a) Los elementos X, Y, Z, tienen números atómicos 13, 20 y 35, respectivamente. ¿Serán estables los iones X^{2+} , Y^{2+} , Z^{2-} ?

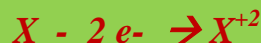
b) Dados los elementos de números atómicos 7, 17 y 20, ¿cuál será el ión más estable de cada uno? Razone.

Resolución:

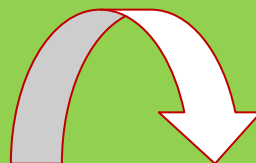
a) Obtengamos las configuraciones de los átomos neutros:



El catión X^{+2} tiene un exceso de **DOS CAGAS POSITIVAS**, indica que el átomo X ha perdido dos electrones:



y en total tendrá $13 - 2 = 11$ e. Su configuración electrónica es:



Para que un ión sea estable *tiene que tener en la última capa 8 e-*. (estructura de gas noble de gas Noble). Excepto el protón H^+ que que no tiene electrones en su última capa. X^{+2} **NO ES ESTABLE**.

El catión Y^{+2} cumple las condiciones de X^{+2} , es decir, ha perdido $2 e^-$:



El número de electrones de Y^{+2} será de $20 - 2 = 18$ electrones. Y su configuración electrónica es:

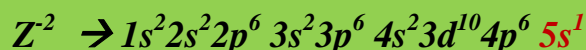


En su última capa tiene 8 e- (estructura de gas noble) y por lo tanto es un **catión ES ESTABLE**.

El anión Z^{-2} proviene del átomo Z que ha ganado 2 electrones:



El número de electrones de Z^{-2} es $35 + 2 = 37$ electrones. Su configuración electrónica es:



En su última capa *no tiene los 8 e-*, indispensables para la estabilidad y por tanto el anión Z^{-2} **NO ES ESTABLE**.

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

Resol: A. Zaragoza)

Razone si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2$

Resolución:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow$ **Posible en estado fundamental** puesto que sigue los pasos indicados en el diagrama de Moeller (diagrama de 3 flechas).
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \rightarrow$ **Posible en estado fundamental**. Las razones son las mismas que en el caso anterior.

- c) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2 \rightarrow$ No es posible en ningún estado. Esta configuración es imposible puesto que en el nivel $n = 2$ **NO PUEDEN EXISTIR ORBITALES "d"**.

6.- Radio atómico

Radio atómico

http://es.wikipedia.org/wiki/Radio_at%C3%B3mico

Radio atómico

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

Radio atómico

http://es.wikipedia.org/wiki/Radio_at%C3%B3mico

Radio atómico

<http://www.juntadeandalucia.es/averroes/~jpccec/tablap/properiodicas/radatomico.html>

Radio atómico

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

Radio atómico

<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/Usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/applets/Propiedadesperiodicasradioatom-1/teoriaradio1.htm>

Radio atómico y radio Iónico

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

Radio atómico

<http://www.mitecnologico.com/Main/RadioAtomico>

Nos encontramos con *dos definiciones* de Radio Atómico:

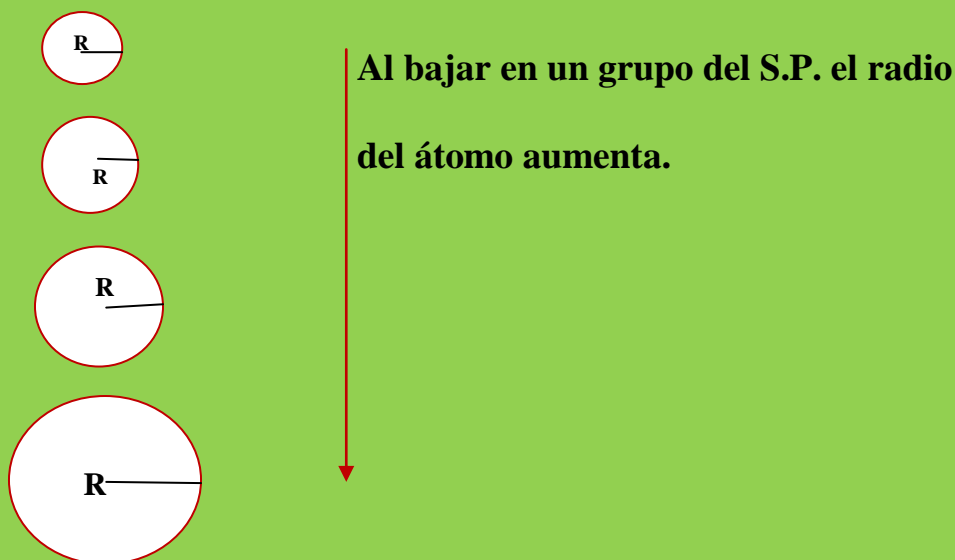
1.- El radio atómico identifica la distancia que existe entre el núcleo y el *orbital más externo* de un átomo.

El radio atómico representa la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia (la más externa).

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).*

Yo particularmente prefiero la primera definición puesto que trabajando con la posición que ocupa el elemento químico en el S.P. podemos deducir el radio del átomo, siempre que consideremos a este como una esfera.

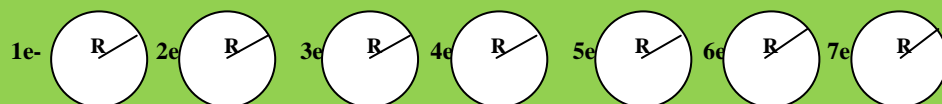
En un *grupo al aumentar el valor del periodo* (valor del número cuántico principal), lo que implica descender en el mismo, *aumenta el número de capas de la corteza electrónica, aumenta el tamaño del átomo y por lo tanto aumenta el radio*. En el diagrama adjunto podemos ver el aumento del radio al descender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



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.

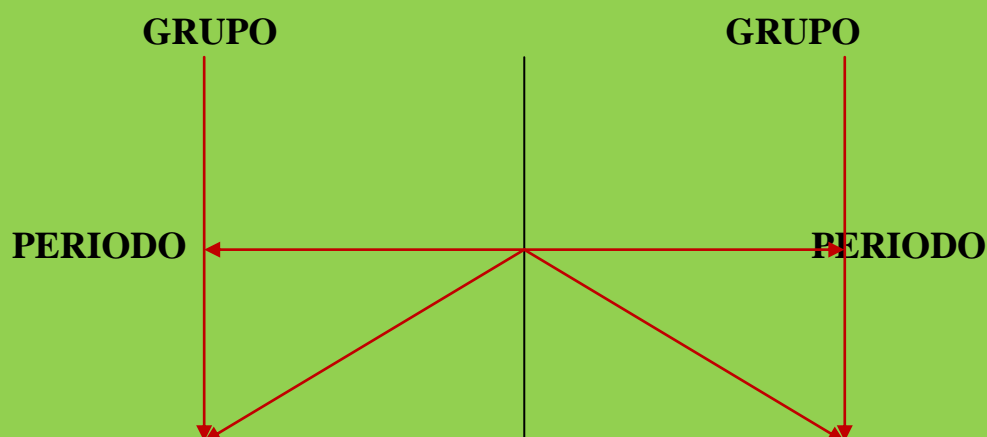
El hecho de que aumente la fuerza electrostática lleva consigo una contracción del átomo disminuyendo la distancia entre el núcleo del átomo y la capa más externa de este y *por lo tanto una disminución del radio atómico*. La situación sería la siguiente:



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 Mooler (Configuración electrónica). Según este diagrama nos encontramos, energéticamente, con situaciones:



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*.

7.- Radio iónico

Radio Iónico

http://es.wikipedia.org/wiki/Radio_i%C3%B3nico

Radio Iónico

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

Radio Iónico

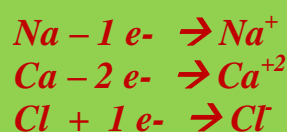
<http://www.eis.uva.es/~qgintro/sisper/tutorial-02.html>

Radio Iónico

http://www.mcgraw-hill.es/bcv/tabla_periodica/defi/definicion_radio_ionico.html

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:





Vamos a ver lo que implica estas reacciones de ionización.

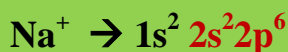
En el caso de Sodio:



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 Octete*. Energéticamente es posible la primera opción, que implica una nueva configuración electrónica:



Esta configuración electrónica no es la del átomo de sodio, pertenece a una nueva especie química, totalmente diferente al átomo que le dio origen. Se trata del *cación sodio, Na⁺*.



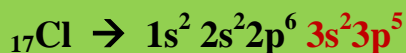
Observar que el átomo de sodio tiene **TRES** capas en la corteza electrónica y el cation sodio, Na⁺, tiene **DOS** capas en la corteza electrónica. Podríamos establecer un esquema que refleje lo que supone la ionización del átomo:



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 Cation

En el caso del átomo de cloro:



Siete electrones en la última capa. Es más factible captar 1 e⁻ y completar su octete:

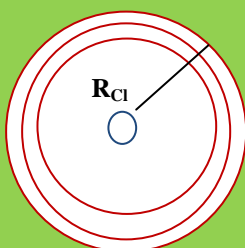


El átomo de cloro *toma 1 e⁻* y se transforma *en un anión, Cl⁻*. Este anión tiene *un electrón más* que el *átomo de cloro* y su configuración electrónica es:

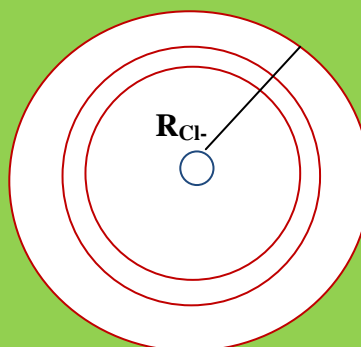


Podemos observar que tanto el átomo de cloro como el anión cloro tienen **TRES** capas en la corteza electrónica y el radio de uno y otro serían idénticos. **NO**. En el caso del anión Cl⁻, *hemos introducido 1 e⁻ en una capa donde existen 7 e⁻ y sabemos que cargas eléctricas del mismo signo se REPELEN*. 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:



Ejercicio resuelto (Enunciado: IES Al – Ándalus, Dpto. de Física y química. Resol: A. Zaragoza)
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: $1s^2 2s^2 2p^6$

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 la 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 misma última capa y por lo tanto **TIENEN EL MISMO número de electrones**, 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** por lo que la **última capa se hace más grande** (efecto pantalla) lo que lleva consigo que el radio del **anión F⁻** se mayor que el radio del catión **Na⁺**.

$$R_{Na^+} < R_{F^-}$$

8.- Volumen atómico

Volumen Atómico

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

Volumen Atómico

<http://www.educaplus.org/properiodicas/volatamico.html>

Volumen y Densidad atómica

<http://puraquimica.weebly.com/volumen-atamico-y-densidad-atmica.html>

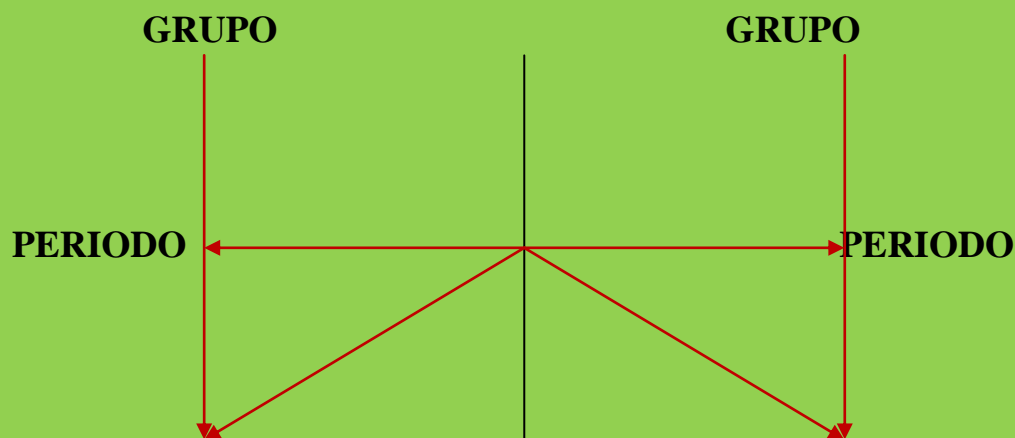
La variación periódica del tamaño de los átomos fue observada por Lothar Meyer, que determinó el **volumen atómico** o **volumen molar** como **cociente entre la masa de un mol de elemento y su densidad**.

Observa que 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.

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:

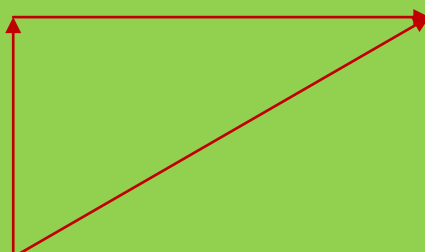
$$\text{Densidad}_{\text{atomica}} = \text{Masa}_{\text{atómica}} / \text{Volumen}_{\text{atómico}}$$

Tal y como se puede ver arriba, a medida que *aumente la masa, aumenta la densidad y a medida que aumente el volumen, ésta disminuye.*

Estudiando el diagrama del Radio Atómico establecemos:



c) Variación de la Energía de Ionización:



La misma variación que la Electronegatividad y por lo tanto el orden quedaría de la forma:



Ejercicio resuelto

Dos elementos presentan las siguientes configuraciones electrónicas: A: $1s^2 2s^2 2p^6$; B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ a) Si los valores de las energías de ionización son 2073 y 8695 kJ/mol, justifica cual será el valor asociado a cada elemento; b) ¿por qué el radio atómico y la energía de ionización presentan tendencias periódicas opuestas?

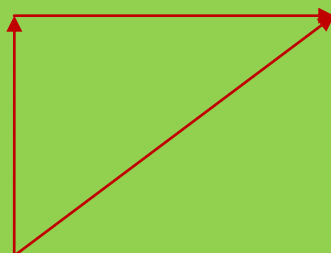
Resolución

Localización de los elementos químicos en El S.P.:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 \rightarrow$ periodo = $n = 2$; Grupo: VIII – A (18)

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow n = 3$; Grupo: I – A (1)

a) Según el diagrama de variación de las energías de Ionización:



El elemento más situado a la derecha del S.P. necesita mayor energía de Ionización, luego:

$$E.I_B > E.I_A$$

- b) La fuerza electrostática existente entre los protones del núcleo y los electrones de la capa de valencia, viene determinada por la ley de Coulomb, cuya expresión matemática es:

$$F = K \cdot q_1^1 \cdot q_2^2 / R^2$$

La fuerza “F” es directamente proporcional a la Energía de Ionización que debemos aplicar. A mayor fuerza → Mayor Energía de Ionización.

En la expresión de la ley de Coulomb K, q_1 y q_2 permanecen constantes y hacen que la relación ente Energía de Ionización y radio atómico sea inversa, es decir, al aumentar el Radio, como está en el denominador, disminuirá la Energía de Ionización y al disminuir el radio aumentará la Energía de ionización.

Ejercicio resuelto

Justifica el orden de los siguientes átomos (Ba, Cs, Cl, Ag, I, He) según su radio atómico, su energía de ionización y su afinidad electrónica. b) Explica qué iones son mayores y cuales menores que sus correspondientes átomos de los que proceden.

Resolución

Debemos localizar los elementos químicos en el S.P. para poder contestar a las cuestiones.

La localización, puesto que no nos proporcionan los números atómicos de los elementos químicos deberemos realizar por el conocimiento del Sistema Periódico:

Ba → $n = 6$; Grupo: II – A (2)

Cs → $n = 6$; Grupo: I – A (1)

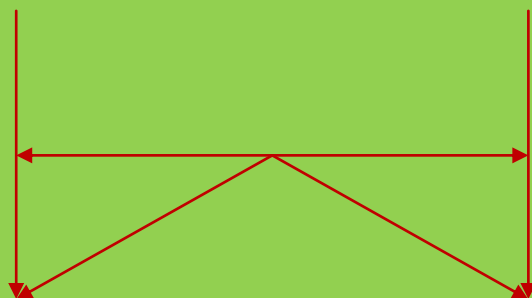
Cl → $n = 3$; Grupo: VII – A (17)

Ag → $n = 5$; Grupo: I – B (11)

I → $n = 5$; Grupo:; VII – A (17)

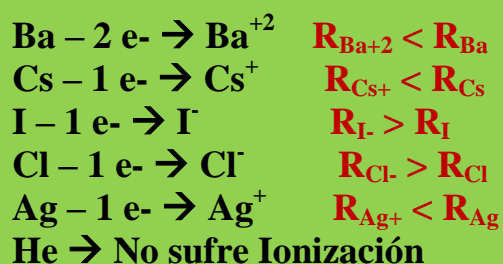
He → $n = 1$; Grupo: VIII – A (18)

Radio atómico:

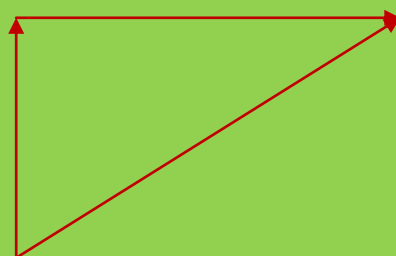


Radio atómico e Iónico:

Al no tener los números atómicos recordaremos que:

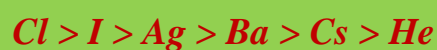


Energía de Ionización:



Afinidad electrónica:

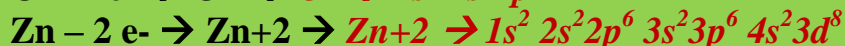
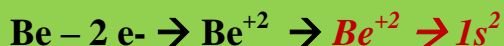
Al tener el mismo diagrama de variación que la Energía de Ionización:



Ejercicio resuelto

Considere los elementos Be (Z=4), O (Z=8), Zn (Z=30) y Ar (Z=18). Indique los iones más estables que pueden formar y escriba sus configuraciones electrónicas. Justifique las respuestas.

Resolución



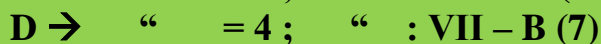
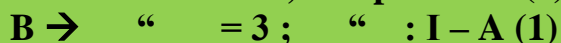
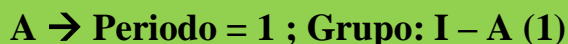
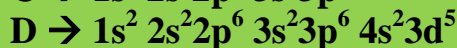
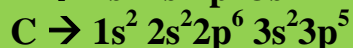
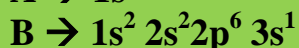
Ejercicio resuelto

Cuatro elementos que llamaremos A, B, C y D tienen, respectivamente, los números atómicos: 2, 11, 17 y 25. Indique:

- El grupo y el periodo al que pertenecen.
- Cuáles son metales.
- El elemento que tiene mayor afinidad electrónica.

Resolución

Obtendremos las configuraciones electrónicas de todos los átomos:



Ejercicio resuelto

Dado el elemento de Z = 19:

- Escriba su configuración electrónica.
- Indique a qué grupo y periodo pertenece.



Resolución

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
b) Periodo = $n = 4$; Grupo: I – A (1)

Ejercicio resuelto

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia:

1) ns^1 2) $ns^2 np^4$ 3) $ns^2 np^6$

- a) Indique el grupo al que corresponde cada una de ellas.
b) Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores.

Resolución

- a) I – A (1) ; VI – A (16) ; VIII – A (18)
b) Litio – Sodio ; Azufre – Selenio ; Argón – Kriptón

Ejercicio resuelto

- a) Defina el concepto de energía de ionización de un elemento.
b) Justifique por qué la primera energía de ionización disminuye al descender en un grupo de la tabla periódica.
c) Dados los elementos F, Ne y Na, ordénelos de mayor a menor energía de ionización.

Resolución

- a) *Energía que hay suministrar a un átomo en estado gas para arrancarle su electrón más externo*
b) La fuerza atractiva de origen electrostático existente entre los protones del núcleo y los electrones de la corteza electrónica viene dada por la expresión matemática:

$$F = K \cdot q_1^2 \cdot q_2^2 / R^2 \text{ (Ley de Coulomb)}$$

Esta fuerza atractiva es la que debemos vencer para liberar el electrón más externo del átomo. Como podemos observar en la ecuación la fuerza “F” y el “R” son inversamente proporcionales. Al descender en un grupo del S.P. el radio aumenta estando en el denominador de la Ecuación la fuerza atractiva se hace MENOR y por lo tanto por

lo tanto La Energía de Ionización DISMINUYE.

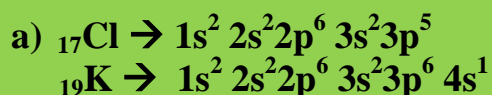
- c) No teniendo los números atómicos, por conocimiento del S.P, podemos localizar los elementos en el S.P. y establecer el orden pedido:



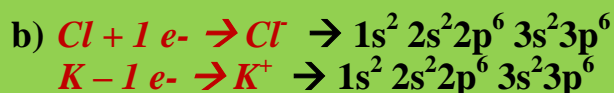
Ejercicio resuelto

- a) Escriba las configuraciones electrónicas del cloro ($Z = 17$) y del potasio ($Z = 19$).
- b) ¿Cuáles serán los iones más estables a que darán lugar los átomos anteriores?
- c) ¿Cuál de esos iones tendrá menor radio?

Resolución



De momento podemos establecer que $R_K > R_{Cl}$



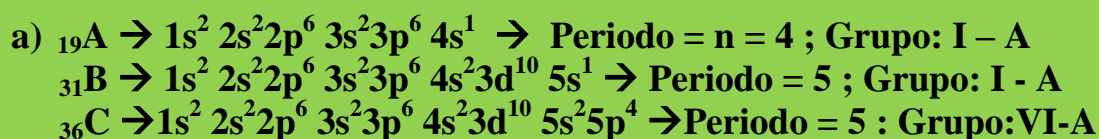
- c) En función de las configuraciones electrónicas de los iones llegamos a la de que los dos tienen EL MISMO RADIO.

Ejercicio resuelto

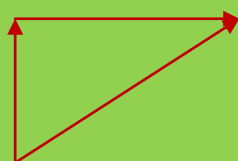
Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 19, 31 y 36.

- a) Escriba las configuraciones electrónicas de estos elementos.
- b) Ordenarlos de mayor a menor electronegatividad.
- c) Establezca los iones que se pueden obtener y compárelos con los radios de sus átomos neutros correspondientes.

Resolución



b) Según diagrama:



$$C > B > A$$

Ejercicio resuelto

La configuración electrónica de un átomo excitado de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. Razone cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas y cuáles falsas para ese elemento:

- Pertenece al grupo de los alcalinos.
- Pertenece al periodo 5 del sistema periódico.
- Tiene carácter metálico.

Resolución

- Cierto. El electrón pasaría de $4s^1 \rightarrow 5s^1$. El átomo pertenecería al grupo I – A y por lo tanto pertenecería al grupo de los alcalinos.
- Falso. No estando excitado el electrón pertenecería al periodo n° 4.
- Cierto. Los elementos de la izquierda del S. P. ceden fácilmente los electrones lo que les proporciona un marcado carácter METÁLICO.

Ejercicio resuelto

Dadas las especies: Cl^- ($Z = 17$), K^+ ($Z = 19$) y Ar ($Z = 18$):

- Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.
- Justifique cuál tendrá un radio mayor.

Resolución

- $\text{Cl} + 1 e^- \rightarrow \text{Cl}^-$ (18 e-) $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 $\text{K} - 1 e^- \rightarrow \text{K}^+$ (18 e-) $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 $\text{Ar} \rightarrow \text{NO se ioniza} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- Las tres especies químicas son isoelectrónicas, con la misma configuración electrónica y por lo tanto las tres especies tienen el **MISMO RADIO**.

Ejercicio resuelto

Considere la serie de elementos: Li, Na, K, Rb y Cs.

- Defina Energía de ionización.
- Indique cómo varía la Energía de Ionización en la serie de los elementos citados.
- Explique cuál es el factor determinante de esta variación.

Resolución

a) *Energía necesaria para arrancar el electrón más externo de un átomo en estado GAS*

b) Li, Na, K, Rb y Cs.

Al no tener los números atómicos debemos recurrir a la memoria, reproducir el S. P. y localizar los elementos:

Li → Periodo = 2 ; Grupo: I – A

Na → “ =3 ; Grupo: I – A

K → “ = 4 ; “ : I – A

Rb → “ = 5 ; “ : I – A

Cs → “ = 6 ; “ : I – A

En un mismo grupo, caso que nos ocupa, la Energía de Ionización aumenta al subir en el grupo:



- El factor determinante es el **RADIO DEL ÁTOMO**. Ya hemos nombrado varias veces que la fuerza atractiva entre protones del núcleo y electrones de la corteza electrónica, viene determinada por la ecuación de Coulomb:

$$F = K \cdot q_1^2 \cdot q_2^2 / R^2$$

Todos los términos de la ecuación son constantes y por lo tanto el radio del nos dirá la variación de la Energía de Ionización.

Al subir en un grupo el radio se hace más pequeño y como consta en el denominador de la ecuación, al subir en el grupo la fuerza “F” aumenta y por lo tanto la Energía de Ionización.

Ejercicio resuelto

Los números atómicos de los elementos A, B y C son respectivamente 20, 27 y 34.

- Escriba la configuración electrónica de cada elemento.
- Indique qué elemento es el más electronegativo y cuál el de mayor radio.
- Indique razonadamente cuál o cuáles de los elementos son metales y cuál o cuáles no metales.

Resolución

A, B y C son respectivamente 20, 27 y 34

- ${}_{20}\text{A} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
 ${}_{27}\text{B} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
 ${}_{34}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 5s^2 4d^2$

b) Localicemos los elementos químicos:

- A $\rightarrow n = 4$; II – A
B $\rightarrow n = 4$; VIII – B (9)
C $\rightarrow n = 5$; VI – A (16)

Electronegatividad: C

Radio: C \approx A

- Metales: A pertenece al grupo I – A \rightarrow metales alcalinos
Metales de transición: B
No Metal: C

Ejercicio resuelto

Escriba la configuración electrónica de los elementos A, B y C, cuyos números atómicos son 33, 35 y 37, respectivamente.

- Indique el grupo y el periodo al que pertenecen.
- Razone qué elemento tendrá mayor carácter metálico.

Resolución

- ${}_{33}\text{A} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
 ${}_{35}\text{B} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
 ${}_{37}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

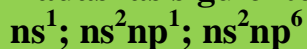
b) Localización:



c) Mayor carácter metálico: C (pertenece al grupo de los metales alcalinos)

Ejercicio resuelto

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas:

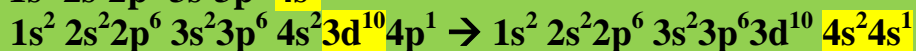
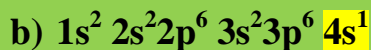


a) Identifique el grupo del sistema periódico al que corresponde cada una de ellas.

b) Para el caso de $n = 4$, escriba la configuración electrónica completa del elemento de cada uno de esos grupos y nómbrelo.

Resolución

a) I - A (1) ; III - A (3) ; VIII - A (18)

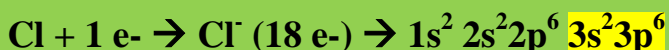


Ejercicio resuelto

Dadas las siguientes especies: Ar, Ca^{2+} y Cl^- . a) Escriba sus configuraciones electrónicas. b) Ordénelas, razonando la respuesta, en orden creciente de sus radios.

Números atómicos: Ar = 18; Ca = 20; Cl = 17.

Resolución



- b) El catión Ca^{+2} tiene 18 e-, 20 e- como átomo neutro menos dos que pierde en su reacción de ionización.

El anión cloruro Cl^- posee 18 e-, 17 e- procedente del átomo neutro más un electrón que gana en su reacción de ionización.

El Argón no sufre reacción de Ionización.

Nos encontramos con tres especies químicas isoelectrónicas y por lo tanto las tres presentaran el **MISMO RADIO**.

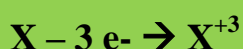
Ejercicio resuelto

La configuración electrónica del ion X^{3+} es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

- a) ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
b) ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?

Resolución

- a) El catión X^{+3} nace de la siguiente reacción de ionización:

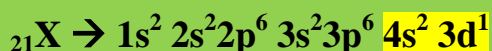


Esta reacción ha implicado la pérdida de 3 e- por parte del átomo neutro luego si el catión tiene 18 e- el átomo neutro debe tener $18 + 3 = 21$ e-

Se trata del elemento químico Escandio, **Sc**.

El número atómico de un elemento químico viene determinado por el número de electrones o por el número de protones. Como el elemento tiene 21 e- podemos decir que $Z_X = 21$

- b) Su localización en el S.P. la obtendremos mediante su configuración electrónica:



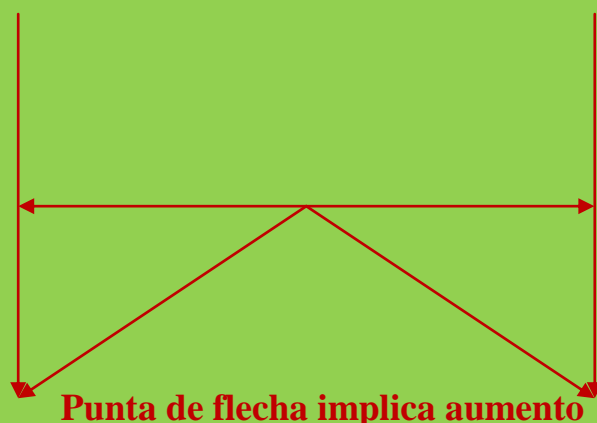
Ejercicio resuelto

Los números atómicos de los elementos A, B, C y D son 2, 11, 17 y 25, respectivamente. a) Escriba, para cada uno de ellos, la configuración electrónica, la localización en el S.P., e identifique al elemento b) Justifique qué elemento tiene mayor radio. c) Entre los elementos B y C, razone cuál tiene mayor energía de ionización.

Resolución

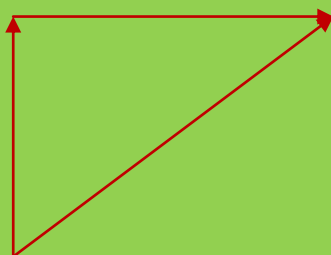
- a) ${}_2\text{A} \rightarrow 1s^2 \rightarrow n = 1$; grupo VIII – A (18) \rightarrow Helio (He)
 ${}_{11}\text{B} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow n = 1$; Grupo I – A (1) \rightarrow Sodio (Na)
 ${}_{17}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow n = 3$; Grupo VII – A (17) \rightarrow Cloro (Cl)
 ${}_{25}\text{D} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2 \rightarrow n = 4$
Grupo II – A (2)
Manganeso (Mn)

c) Variación del radio atómico en el S.P.:



$$B > C > A > D$$

d) Diagrama de variación de Energía de Ionización en el S.P.:



Según el diagrama y viendo las posiciones que ocupan.

B → I – A (1)

C → VII – A (17)

Será **C** el elemento químico con mayor Energía de Ionización

----- **O** -----

Se terminó

Antonio Zaragoza López