

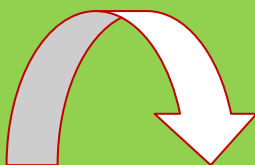
TEMA N° 2. SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

NOTAS del profesor para el buen hacer de los alumnos:

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.

Contenido:

- 1.- *Sistema Periódico (pág. N° 2)*
- 2.- *Energía de Ionización. Carácter metálico. Carácter reductor (pág. N° 18)*
- 3.- *Afinidad Electrónica (pág. N° 24)*
- 4.- *Electronegatividad. Carácter no metálico. Carácter oxidante (pág. N° 25)*
- 5.- *Radio atómico (pág. N° 28)*
- 6.- *Radio iónico (pág. N° 31)*
- 7.- *Volumen atómico (pág. N° 35)*
- 8.- *Configuración electrónica (pág. N° 37)*
- 9.- *Valencia iónica (pág. N° 44)*
- 10.- *Valencia covalente (pág. N° 46)*
- 11.- *Ejercicios resueltos (pág. N° 51)*



1.- Sistema Periódico

Video: Elementos químicos y Sistema Periódico

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

Sistema Periódico Actual de los Elementos Químicos

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

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

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

Sistema Periódico de los Elementos Químicos. Propiedades periódicas en valores numéricos

<http://www.uam.es/docencia/elementos/spV21/conmarcos/elementos/marcos.html>

Sistema Periódico de los Elementos Químicos. Desarrolla el Tema en PDF

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

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

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

Sistema Periódico de los Elementos Químicos. Desarrolla el tema.

http://es.wikipedia.org/wiki/Tabla_peri%C3%B3dica_de_los_elementos

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

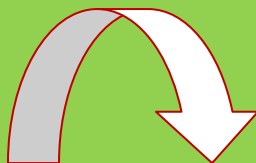
La historia de la Tabla Periódica está íntimamente relacionada con varios aspectos del desarrollo de la Química y la Física:

- 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*).



SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

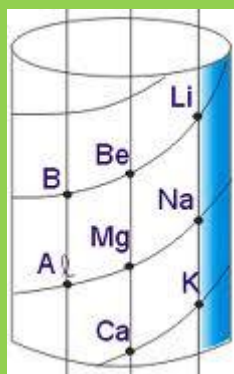
A estos grupos de tres elementos se les denominó *tríadas* y hacia 1850 ya se habían encontrado unas 20, lo que indicaba una cierta regularidad entre los elementos químicos.

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

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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

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

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

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

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

Tabla periódica de Mendeléyev

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

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

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

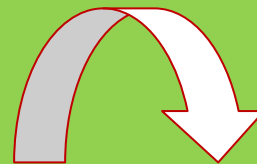
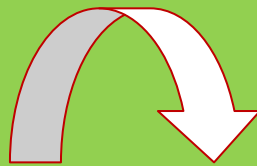
SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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

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.



Lo siento no sé la suficiente Informática

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Tabla periódica de los elementos																		
Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VI B	VII B	VII B	VII B	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VII A
Periodo																		
o																		
1	1 <u>H</u>																2 <u>He</u>	
2	3 <u>Li</u>	4 <u>Be</u>										5 <u>B</u>	6 <u>C</u>	7 <u>N</u>	8 <u>O</u>	9 <u>F</u>	10 <u>Ne</u>	
3	11 <u>Na</u>	12 <u>Mg</u>										13 <u>Al</u>	14 <u>Si</u>	15 <u>P</u>	16 <u>S</u>	17 <u>Cl</u>	18 <u>Ar</u>	
4	19 <u>K</u>	20 <u>Ca</u>	21 <u>Sc</u>	22 <u>Ti</u>	23 <u>V</u>	24 <u>Cr</u>	25 <u>Mn</u>	26 <u>Fe</u>	27 <u>Co</u>	28 <u>Ni</u>	29 <u>Cu</u>	30 <u>Zn</u>	31 <u>Ga</u>	32 <u>Ge</u>	33 <u>As</u>	34 <u>Se</u>	35 <u>Br</u>	36 <u>Kr</u>
5	37 <u>Rb</u>	38 <u>Sr</u>	39 <u>Y</u>	40 <u>Zr</u>	41 <u>Nb</u>	42 <u>Mo</u>	43 <u>Tc</u>	44 <u>Ru</u>	45 <u>Rh</u>	46 <u>Pd</u>	47 <u>Ag</u>	48 <u>Cd</u>	49 <u>In</u>	50 <u>Sn</u>	51 <u>Sb</u>	52 <u>Te</u>	53 <u>I</u>	54 <u>Xe</u>
6	55 <u>Cs</u>	56 <u>Ba</u>	* <u>La</u>	72 <u>Hf</u>	73 <u>Ta</u>	74 <u>W</u>	75 <u>Re</u>	76 <u>Os</u>	77 <u>Ir</u>	78 <u>Pt</u>	79 <u>Au</u>	80 <u>Hg</u>	81 <u>Tl</u>	82 <u>Pb</u>	83 <u>Bi</u>	84 <u>Po</u>	85 <u>At</u>	86 <u>Rn</u>
7	87 <u>Fr</u>	88 <u>Ra</u>	* <u>Ac</u>	104 <u>Rf</u>	105 <u>Db</u>	106 <u>Sg</u>	107 <u>Bh</u>	108 <u>Hs</u>	109 <u>Mt</u>	110 <u>Ds</u>	111 <u>Rg</u>	112 <u>Cn</u>	113 <u>Uu</u>	114 <u>Uu</u>	115 <u>Uu</u>	116 <u>Uu</u>	117 <u>Uu</u>	118 <u>Uu</u>
Lantánidos	* <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>		
Actínidos	** <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>		
	Alcalinos	Alcalinotérreos	Lantánidos	Actínidos	Metales de transición													
	Metales del	Metaloides	No metales	Halógenos	Gases nobles y Transactínidos													

Clasificación

Grupos

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

Períodos

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

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

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

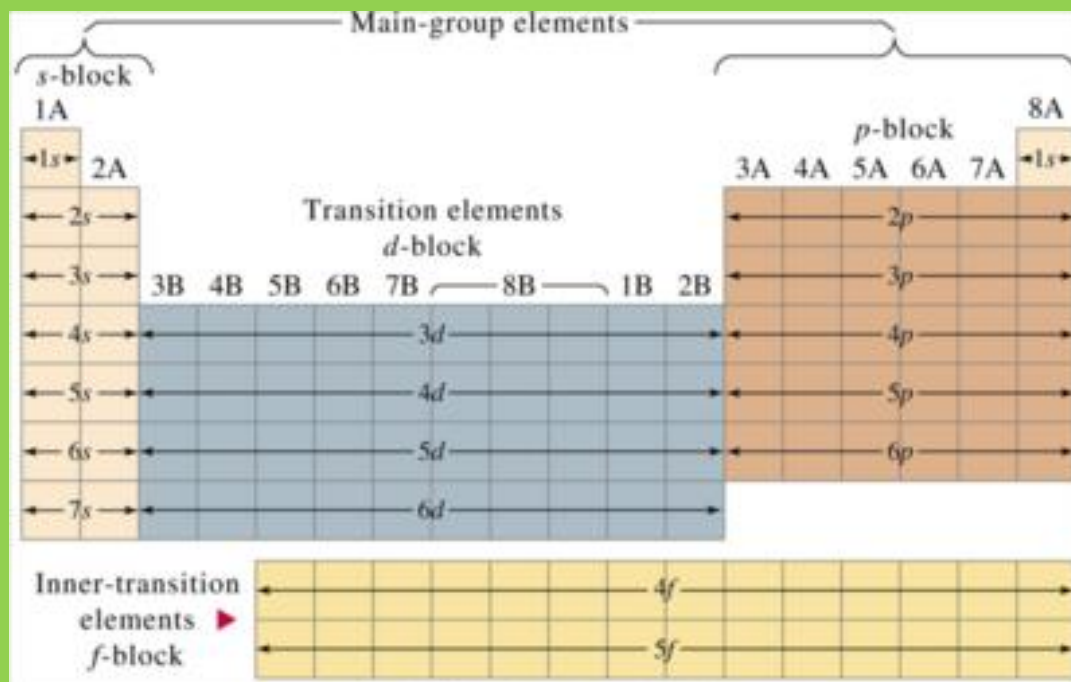


Tabla periódica dividida en **bloques**.

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**

OTRAS FUENTES

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

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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*.

Metales Alcalinotérreos

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

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

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

Son metales ligeros con colores que van desde el gris al blanco, con dureza variable (el berilio es muy duro y quebradizo y el estroncio es muy maleable). Son más duros que los alcalinos. Su *configuración electrónica* presenta *dos electrones de valencia* (2 electrones s). La configuración electrónica de la capa de valencia es: ns^2

Metales de Transición

Los 40 elementos de los grupos *3 al 12* de la parte central de la *Tabla Periódica* se denominan *metales de transición* debido a su carácter intermedio o de transición entre los *metales de la izquierda* (más electropositivos, alcalinos y alcalinotérreos) y *los elementos de la derecha* (más electronegativos, formadores de ácidos). Llenan *orbitales "d" de la penúltima capa*; estos electrones "d" son los responsables principales de sus propiedades: Como el resto de los metales, son dúctiles 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: $ns^2 (n - 1)d^2$.

Grupo 5 (V – B):

Vanadio, niobio, tántalo, dubnio.

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

Grupo 6 (VI – B):

Cromo, molibdeno, wolframio, seaborgio.

Poseen *6 electrones de valencia* (2 electrones s de la última capa y 4 electrones d de la penúltima). La configuración electrónica de la capa de valencia es:

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

Grupo 7 (VII – B):

Manganeso, tecnecio, renio, bohrio.

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

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

Grupo 8 (VIII – B):

Hierro, rutenio, osmio, hassio.

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

Grupo 9 (VIII – B):

Cobalto, rodio, iridio, meitnerio.

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

Grupo 10 (VIII – B):

Níquel, paladio, platino, ununnilio.

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

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

Grupo 11 (I – B):

Cobre, plata, oro, ununonio.

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

Grupo 12 (II – B):

Cinc, cadmio, mercurio, ununbio.

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



Tierras raras o elementos de transición interna

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

Grupo 3 (III – B)

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

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

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

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

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: $ns^2 np^1$.



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 .

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 .

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 .

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, yodo, astato* y *ununseptio*.

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

- *Sólido*- Iodo, Astato

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

- **Líquido**- Bromo
- **Gas**- Flúor, Cloro

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

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

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)

El **Sistema Periódico** de los elementos químicos **debemos conocerlo perfectamente** por que en los enunciados de los ejercicio pueden o no darnos datos tan importantes como el número atómico, Z, que es fundamental para poder realizar las cuestiones y problemas del S.P y de la Propiedades periódicas. 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.

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

- b) *Aprender los números atómicos de los elementos del grupo 1 (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 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:

- a) *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.

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* (II – A); *Elemento*: Estroncio (*Sr*)

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

$_{17}\text{B} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow$ **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** (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 $4d^4$ 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* 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 \rightarrow antiguos grupos

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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)

2.- Energía de Ionización. Carácter metálico. Carácter reductor

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/>

Energía de Ionización

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

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Energía de Ionización

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

Video: Energía de Ionización

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

Potencial de Ionización

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

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>

Carácter reductor

http://www.salesianos-merida.com/APUNTES/ccnn/Propiedades_periodicas/propiedades/oxidante_reductor.htm

Carácter reductor

<http://www.ugr.es/~jruijs/Ficheros/EnlaceQ/Tema4.pdf>

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).

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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

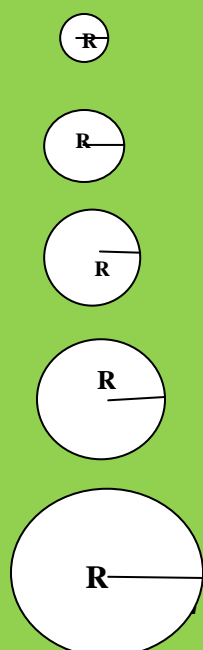
- En un grupo.*
- En un periodo.*

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:

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

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

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

bamos que al ir bajando en el grupo, *el radio va aumentando*. Al aumenta el valor del denominador de la Ley de Coulomb la *fuerza*

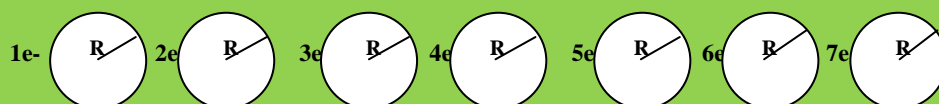
SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

atractiva disminuye lo que implica una *mayor facilidad para arrancar el electrón más externo de la corteza electrónica*. Es decir, **AL BAJAR EN UN GRUPO DEL S.P. LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN DISMINUYE**. Al ir subiendo en el grupo la fuerza electrostática es mayor puesto que *disminuye el radio* (el denominador) y por lo tanto es más difícil

arrancar el electrón más externo, luego **AL SUBIR EN UN GRUPO DEL S. P. LA ENERGÍA DE IOIZACIÓN AUMENTA**.

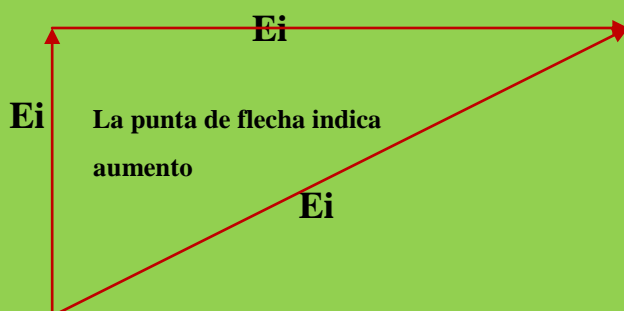
Vamos a estudiar la Energía de ionización en un *periodo*:

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



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

Podemos establecer un diagrama resumen de todo lo dicho:



SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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:

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

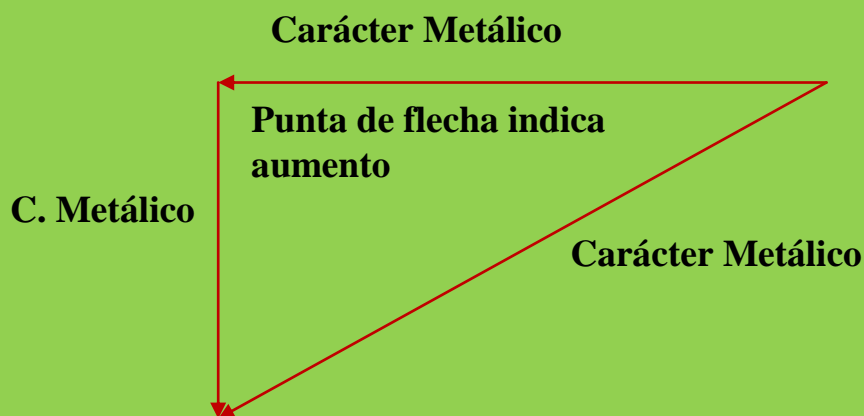
La razón la encontramos en:

- 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**.

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

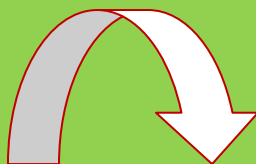
La capacidad que tienen ciertos átomos de ceder electrones fácilmente (*carácter electropositivo*), con aportación de una cantidad pequeña de energía hace que dichos elementos tengan unas características determinadas.

a) Los átomos con E_i pequeño ceden fácilmente e-. **El CARÁCTER METÁLICO** 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 **CARÁCTER METÁLICO** del elemento químico aumenta al **BAJAR** en dicho grupo. En un periodo el **CARÁCTER METÁLICO AUMENTARÁ** 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 *E_i pequeña son muy buenos reductores*. La *variación del carácter reductor en el S. P. es la misma que la del carácter metálico*.



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.educarchile.cl/Portal.Base/Web/VerContenido.aspx?ID=136396>

Afinidad electrónica

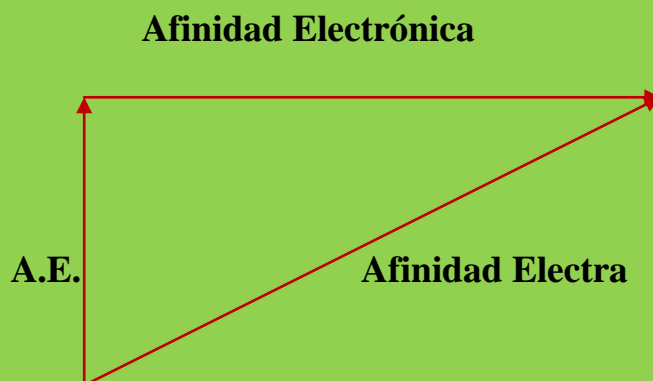
<http://www.elergonomista.com/quimica/qui19.html>

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



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





4.- Electronegatividad. Carácter no metálico. Carácter oxidante

Video: Electronegatividad

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

Electronegatividad

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

Electronegatividad

<http://es.wikipedia.org/wiki/Electronegatividad>

Electronegatividad

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

Electronegatividad

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

Electronegatividad

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

Carácter no metálico

http://www.kalipedia.com/fisica-quimica/tema/graficos-caracter-metalico.html?x1=20070924klpcnafyq_44.Ges&x=20070924klpcnafyq_68.Kes

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Carácter no metálico

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

Carácter no metálico

<http://centros4.pntic.mec.es/~sierra8/aquimica/TABLAPER.pdf>

Carácter no metálico

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

Carácter oxidante

http://www.salesianos-merida.com/APUNTES/ccnn/Propiedades_periodicas/propiedades/oxidante_reductor.htm

Carácter oxidante

<http://teleformacion.edu.aytolacoruna.es/EQUIMICA/document/propper/propper.htm>

Carácter oxidante

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

Carácter oxidante

http://fresno.pntic.mec.es/~fgutie6/quimica2/ArchivosHTML/Teo_11.htm

Electronegatividad (E.N.)

Carácter no metálico

Carácter oxidante

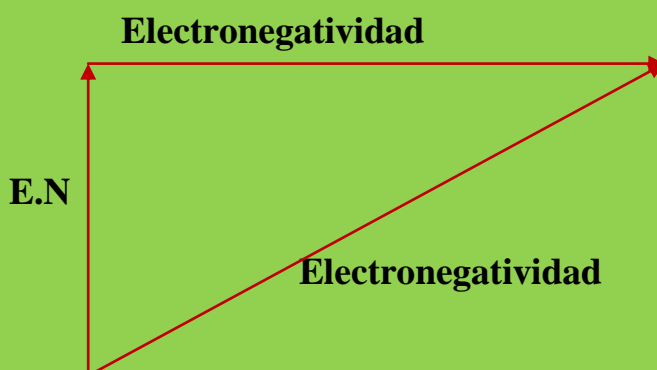
La *Electronegatividad* nos determina *la capacidad que tiene un átomo para captar electrones o atraer hacia sí mismo los electrones compartidos en un enlace covalente* dando polaridad a la molécula.

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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

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

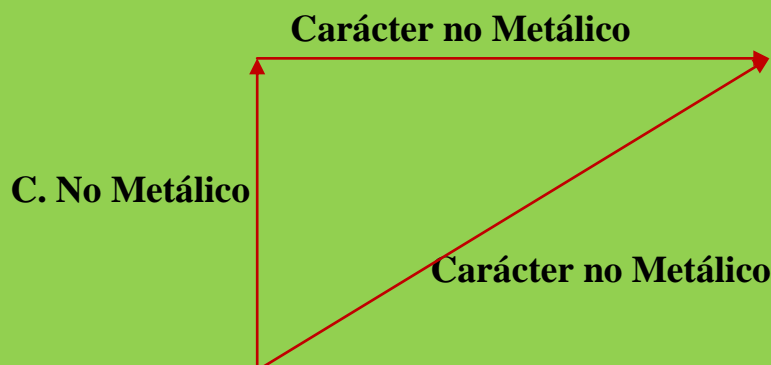
La Electronegatividad depende de los valores de E_i y de $A.E.$ La Electronegatividad aumentará al aumentar E_i y $A.E.$ por lo tanto el diagrama de la variación, en el S.P., de la electronegatividad será de la forma:



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 $A.E.$** . **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 $A.E.$:



SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS



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 A.E. A mayor A.E Mayor Carácter Oxidante. La variación del carácter oxidante, en el S. P., es la misma que la de la A.E y por lo tanto igual a la del carácter No Metálico.*

5.- 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/>

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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:

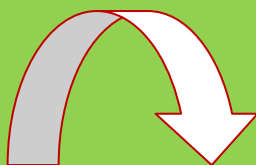
1.- El radio atómico identifica la distancia que existe entre el núcleo y el *orbital más externo* de un átomo.

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

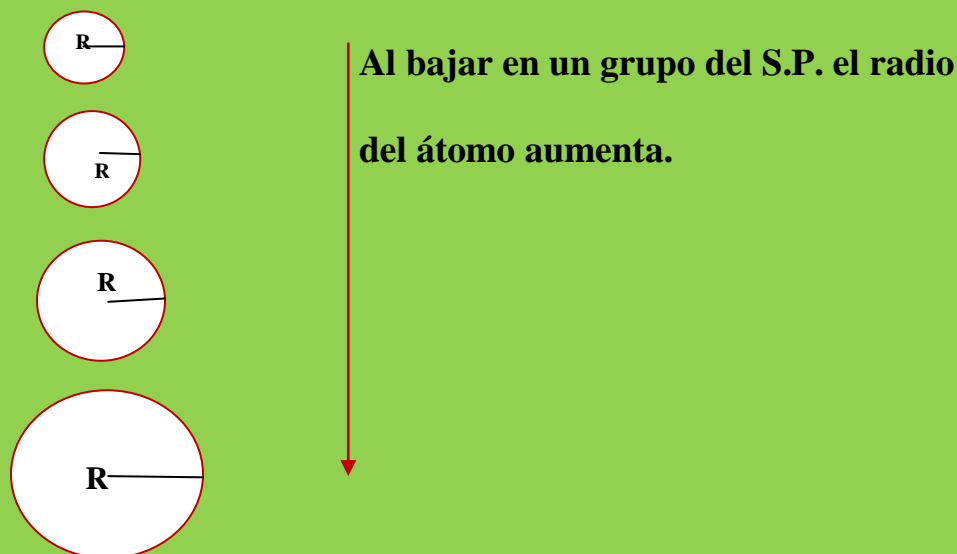
2.- Se define el radio atómico *como la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos idénticos que están unidos bien por enlace covalente (no metales), bien por enlace metálico (metales).*

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.

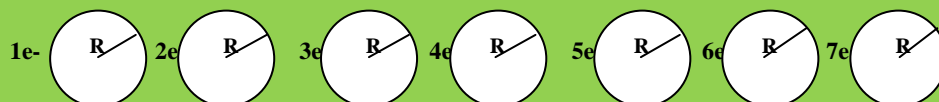


SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS



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:

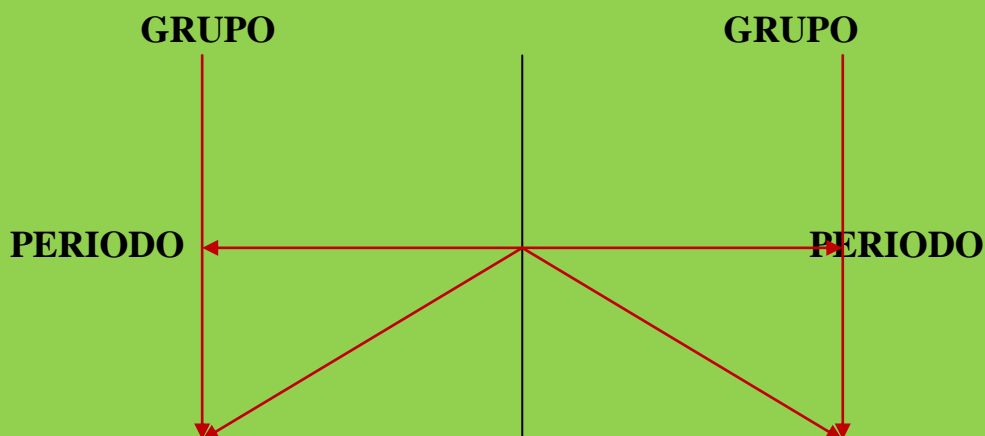


SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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**.

6.- Radio iónico

Radio Iónico

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

Radio Iónico

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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

Radio Iónico

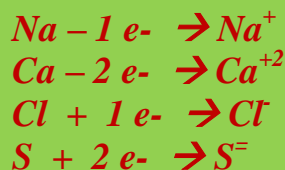
<http://www.eis.uva.es/~qgintro/sisper/tutorial-02.html>

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.

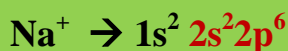
En el caso de Sodio:



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 *cation sodio, Na⁺*.



SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

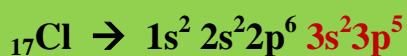
Observar que el átomo de sodio tiene **TRES** capas en la corteza electrónica y el catión sodio, Na^+ , tiene **DOS** capas en la corteza electrónica. Podríamos establecer un esquema que refleje lo que supone la ionización del átomo:



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:

$$\text{Radio Átomo} > \text{Radio Cación}$$

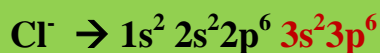
En el caso del átomo de cloro:



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



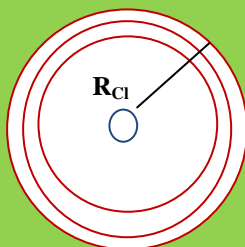
El átomo de cloro *toma 1 e^-* y se transforma *en un anión, Cl^-* . Este anión tiene *un electrón más* que el *átomo de cloro* y su configuración electrónica es:



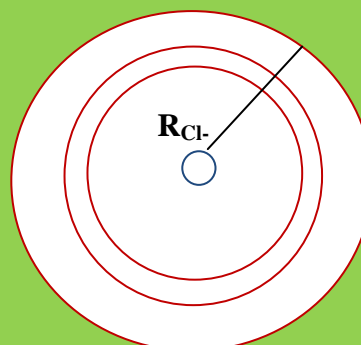
Podemos observar que tanto el átomo de cloro como el anión cloro tienen **TRES** capas en la corteza electrónica y el radio de uno y otro serían idénticos. **NO**. En el caso del anión Cl^- , *hemos introducido 1 e^- en una capa donde existen 7 e^- y sabemos que cargas eléctricas del mismo signo se REPELEN*.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

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Átomo de Cloro



Anión Cloruro



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

$$\text{Radio Átomo} < \text{Radio Anión}$$

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**.

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

2.- Estamos en la capa $n = 2$

En lo referente al anión F^- , ${}_9F^-$, 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 *ultima 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^+ .



7.- 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-atomico-y-densidad-atmica.html>

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

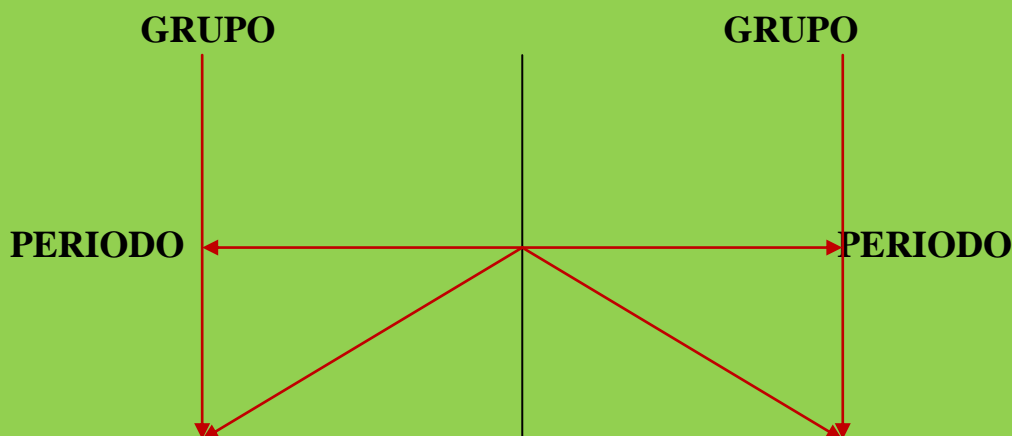
La variación periódica del tamaño de los átomos fue observada por Lothar Meyer, que determinó el *volumen atómico* o *volumen molar* como *cociente entre la masa de un mol de elemento y su densidad*.

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:

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

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.*

8.- Configuración electrónica

Video: Configuración Electrónica

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

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-Configuraci%C3%B3n-electr%C3%B3nica.html>

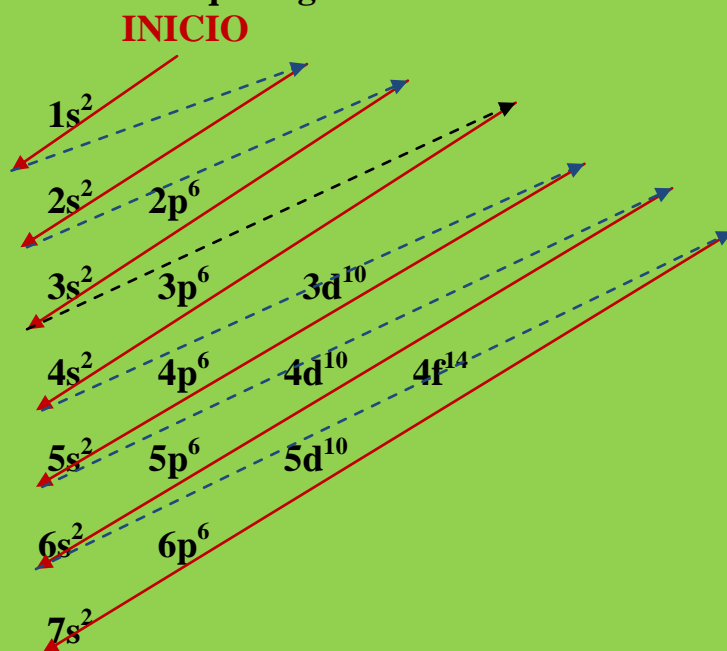
Consiste en la distribución de los electrones del átomo en los diferentes niveles energéticos de la corteza electrónica.

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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:



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.

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

- c) 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:

- a) *Sobre la situación del elemento en el S.P.*
- b) *Las posibles valencias del elemento.*
- c) *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).

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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:

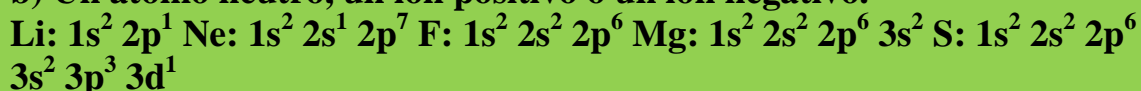


Ejercicio resuelto (Enunciado: IES Al – Ándalus, Dpto. de Física y química. Resol: A. Zaragoza)

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.



Resolución:

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

NEÓN: $1s^2 2s^1 2p^7 \rightarrow$ 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: $1s^2 2s^2 2p^6 \rightarrow$ 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: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \rightarrow$ Estado *normal de energía*.

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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), O²⁻ (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**.

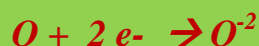
a) ${}_{13}\text{Al}$ → Se trata de un átomo neutro → $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ (13 e-)

Na^+ → ${}_{11}\text{Na}^+$ → Se trata de un catión → 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-)

O^{2-} → ${}_{8}\text{O}^{2-}$ → Se trata de un **anión** → 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:

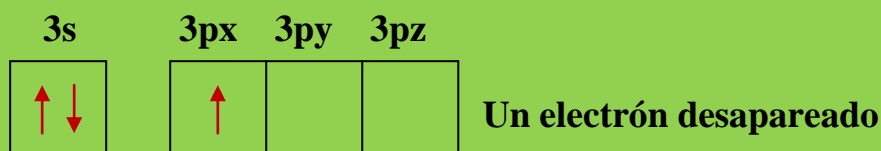
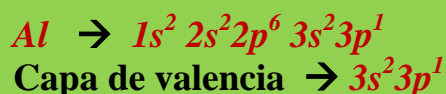


b) El término **ISOELECTRÓNICO** significa **igual número de electrones**. Por lo tanto las especies isoelectrónicas serán: Na^+ y O^{2-} .

c) **Electrones desapareados** son aquellos que se **encuentran solos** en los orbitales atómicos. Para determinar lo que nos pide la

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

cuestione 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.



$\text{O}^{2-} \rightarrow$ Se puede hacer el mismo razonamiento que para el catión Na^+
 $\text{O}^{2-} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$

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



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

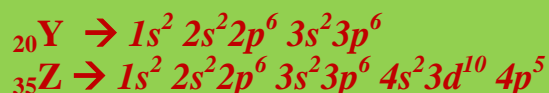
- a) Los elementos X, Y, Z, tienen números atómicos 13, 20 y 35, respectivamente. ¿Serán estables los iones X^{2+} , Y^{2+} , Z^{2-} ?
- b) Dados los elementos de números atómicos 7, 17 y 20, ¿cuál será el ión más estable de cada uno? Razone.

Resolución:

- a) Obtengamos las configuraciones de los átomos neutros:



SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS



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:

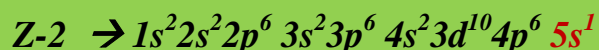


En su última capa tiene 8 e- (estructura de gas noble) y por lo tanto es un **catión ES ESTABLE**.

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**.

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow$ **Posible en estado fundamental** puesto que sigue los pasos indicados en el diagrama de Moeller(diagrama de 3flechas).
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \rightarrow$ **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”.**

9.- Valencia iónica

Valencia Iónica y Covalente (MUY BUENO)

<http://www.slideshare.net/DGS998/3-valencia-ionica-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 IONICA**.

Veamos algunos ejemplos:

Determinar la valencia iónica del Na (Z = 11)

Partiremos de la configuración electrónica del átomo de sodio:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

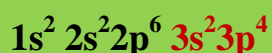
SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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 *cación sodio* con una carga positiva en exceso. *Esta es 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 octete*. 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 3d⁶ a su capa:



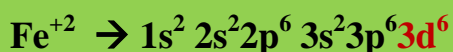
Nos dijeron que las valencias del Hierro son **2** y **3**. Con este dato nos orientamos para proseguir en la búsqueda de las valencias, es decir hay que encontrar un **+2** y un **+3**. Veamos lo que hacemos:

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

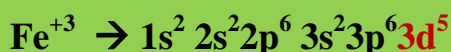
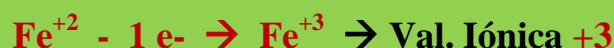


SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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 $3d^6$:



10.- Valencia covalente

Valencia Covalente

<http://www.maph49.galeon.com/biomol1/valence.html>

Valencia Covalente

[http://es.wikipedia.org/wiki/Valencia_\(qu%C3%ADmica\)#Tipos_de_valencia](http://es.wikipedia.org/wiki/Valencia_(qu%C3%ADmica)#Tipos_de_valencia)

Valencias Covalentes

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

Valencia Covalente

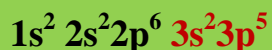
<http://www.wikiteka.com/apuntes/fyq-21/>

Queda determinada por el número de electrones desapareados (solos) que existentes en la capa de valencia. Necesitamos saber dibujar los orbitales atómicos de esta capa 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:

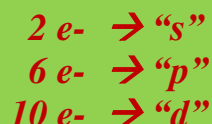
SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS



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

$$N^{\circ} \text{ máximo de electrones por capa} = 2 n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18 \text{ electrones}$$

Estos 18 e- se repartirán de la siguiente forma:

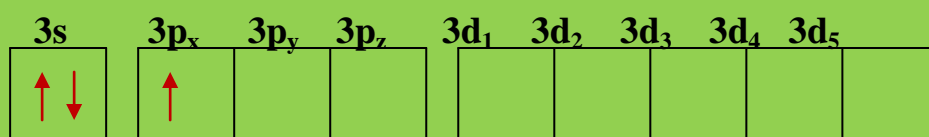


Este reparto de electrones nos dice que en la capa de valencia pueden existir los orbitales "s", "p" y "d". En función de la configuración electrónica sabemos que *no existen electrones en orbitales "d" pero estos pueden estar vacíos*.

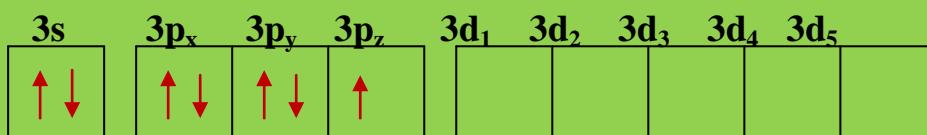
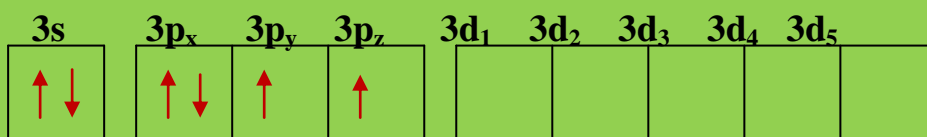
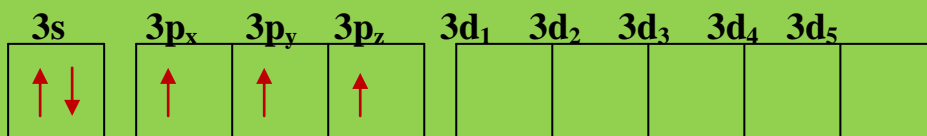
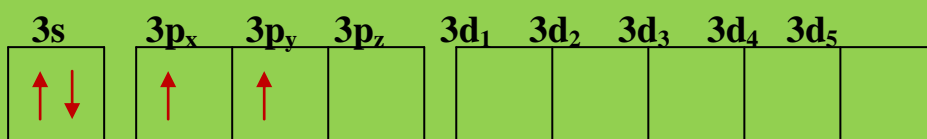
Para el llenado de orbitales atómicos de la misma energía (los tre "p", los 5 "d" y los 7 "f"), seguiremos la regla de Hund:

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

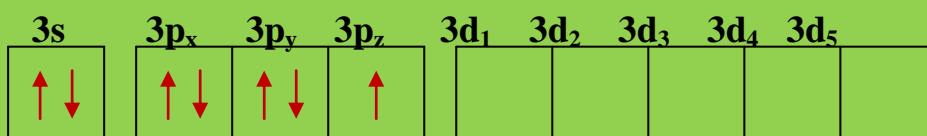
Para entender la *regla de Hund*, hay que saber que *todos los orbitales en una subcapa deben estar ocupados por lo menos por un electrón antes de que se le asigne un segundo*. Es decir, *todos los orbitales deben estar llenos y todos los electrones en paralelo antes de que un orbital gane un segundo 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



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:

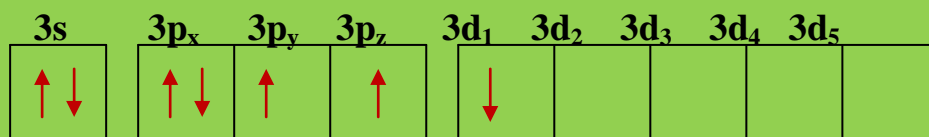
1.- En la capa de valencia *existen 7 e-*, le falta uno para completar el “octete” y además *tiene un orbital atómico 3p_z semiocupado*. El electrón entraría perfectamente, se produciría la reacción de ionización:



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

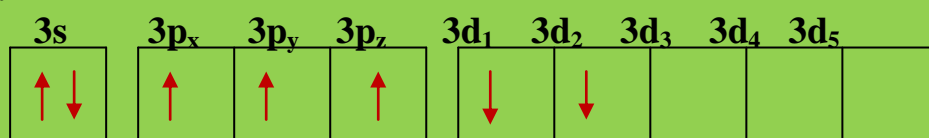
SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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



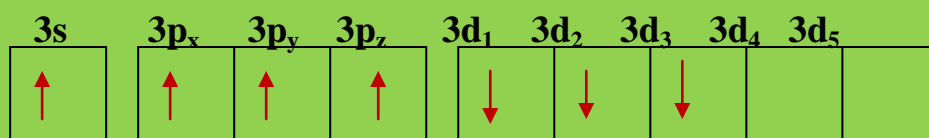
Aparecen **TRES electrones desapareados**, Valencia Covalente: **3**

4.-



Cinco electrones desapareados → Valencia Covalente: **5**

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:

$Z_{\text{O}} = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow$ Capa de valencia: $2s^2 2p^4$

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

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

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

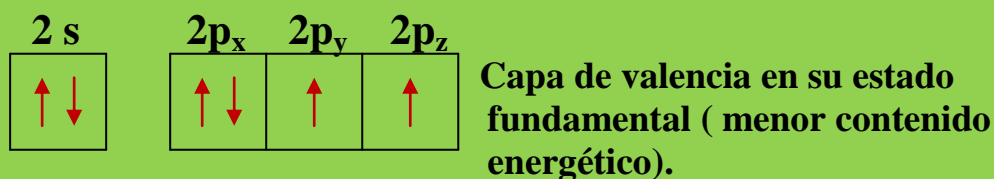
Estos 8 e- se repartirán en los orbitales atómicos de la siguiente forma:

Orbital “s” → 2 e-

Orbital “p” → 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:

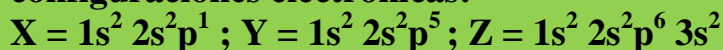


11.- Ejercicios resuelto

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

Resol: A. Zaragoza)

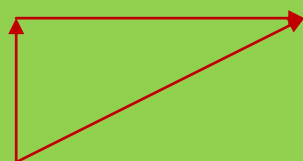
Los átomos neutros X,Y,Z, tienen las siguientes configuraciones electrónicas:



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

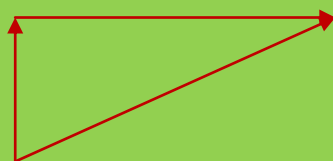
Resolución:

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



$$Z < X < Y$$

- Según el diagrama de Energía de Ionización:



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

átomo **Y**.

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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

Resol: A. Zaragoza)

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:

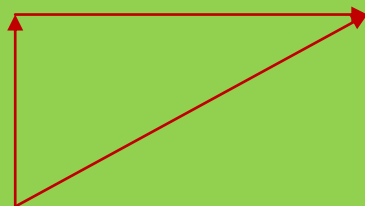
a) Lo primero que tenemos que hacer es la configuración electrónica de todos los átomos:

${}_3A \rightarrow 1s^2 2s^1 \rightarrow$ **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 (Enunciado: IES Al – Ándalus, Dpto. de Física y química. Resol: A. Zaragoza)

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:

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

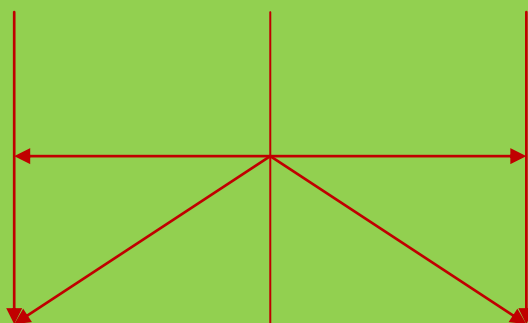
a)

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

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

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

Según el diagrama de radio atómico:



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: $\text{Se} > \text{S} > \text{Ca}$

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.

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

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

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

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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)

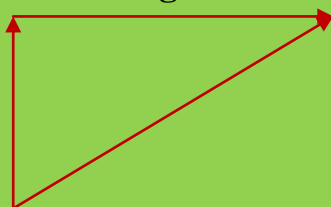
Se encuentran en el mismo periodo: **A y D**

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**.

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

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

Razonar la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones.

- Los valores de números cuánticos (3, 2, 2, +1/2) representan a un electrón situado en un orbital 3d.
- A lo largo de un periodo, las propiedades químicas de los elementos son semejantes.
- La energía de ionización de un periodo aumenta de izquierda a derecha.
- 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:

- (3, 2, 2, +1/2) . Para estar en un orbital “d” el número cuántico l se encuentra en la capa $n = 3$ acimutal, l debe valer 2.

Afirmación: **Verdadera**

- 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*.
- CIERTO**. Aumenta el número de electrones y por lo tanto aumenta la fuerza de unión entre los protones y electrones del núcleo.
- 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 (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: ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$)

- grupo y periodo al que pertenece cada elemento y nombre del mismo.
- El elemento de mayor y el de menor energía de ionización.
- El de mayor y el de menor radio atómico.

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Resolución:

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

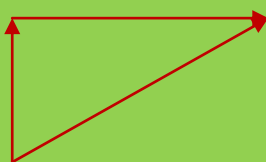
B: $(1s^2 2s^2 2p^5)$ → **Periodo 2; Grupo 17** C (VII-A) →
Elemento:

Flúor

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

Potasio.

b) Según el diagrama de la Energía de Ionización:



El elemento más a la derecha y más arriba en el grupo será el que

buscamos: **B**

c) 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 (Fuente: IES MIRALBUENO)

Halla la distribución electrónica del Ca y localízalos en el S.P (Z = 20) y del N (Z = 7)

Resolución:

En función del diagrama de Moeller:

Ca (Z = 20) = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ → **Periodo 4; Grupo 2** (II-A)

N (Z = 7) = $1s^2 2s^2 2p^3$ → **Periodo 2; Grupo 15** (V - A)

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Ejercicio resuelto (Fuente: IES MIRALBUENO)

Escribe la configuración electrónica de: a) ${}_{17}\text{Cl}$. b) ${}_{17}\text{Cl}^-$. c) ${}_{27}\text{Co}$.

Resolución:

Según el diagrama de Moeller:



b) Cl^- ($Z = 17$) en este caso Z corresponde solo al número de protones, el número de electrones *ha aumentado en uno* puesto que el cloro se ha ionizado:



Ejercicio resuelto (Fuente: IES MIRALBUENO)

Escribe la configuración electrónica, localiza e identifica el elemento de los elementos químicos cuyos números atómicos son 28 y 32.

Resolución

($Z = 28$) = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8 \rightarrow$ Periodo 4;
Grupo 10 \rightarrow Elemento: *Níquel*

($Z = 32$) = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \overset{3d^{10}}{4s^2} 4p^2 \rightarrow$ Periodo 4 ;
Grup14: Elemento: Germanio



SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Ejercicio resuelto (Fuente ENUNCIADO: IES MIRALBUENO. RESOLUCIÓN A. Zaragoza)

Indica si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, en estado excitado, o si no son válidas:

- a) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$
- b) $1s^2 2s^2 2p^4$
- c) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$
- d) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 3p^1 4s^1 2p^6$

Resolución:

- a) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1 \rightarrow$ Estado excitado, se han promocionado electrones del orbital tipo "2p" al orbital "3s".
- b) $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow$ Estado fundamental, no ay promociones a niveles energéticos más elevados.
- c) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 \rightarrow$ Imposible. En un orbital "s" no pueden existir más de 2 e-.
- d) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 3p^1 4s^1 2p^6 \rightarrow$ Imposible. Estamos en las mismas circunstancias del caso anterior.

Ejercicio propuesto (Fuente ENUNCIADO: IES MIRALBUENO. RESOLUCIÓN A. Zaragoza)

Especifica el símbolo de todos los elementos que:

- a) Tienen la configuración electrónica del tipo $ns^2 np^3$
- b) Tienen lleno el subnivel p del último nivel.

Resolución:

- a) Se trata de los elementos pertenecientes al **grupo 15** (V-A) y corresponderá a los elementos químicos: **N, P, As, Bi.**
- b) Si tienen lleno el orbital np^6 , la capa de valencia debe ser:
 $ns^2 np^6$ que corresponde a los gases nobles: **He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.**

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Ejercicio resuelto (Fuente ENUNCIADO: **IES MIRALBUENO. RESOLUCIÓN A. Zaragoza**)

La configuración electrónica del Cr es $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$. ¿Cuáles son los cuatro números cuánticos para cada electrón sin aparear del Cr?

Resolución:

Esta forma de representar la configuración electrónica no la he explicado. Pero es muy fácil de entender. La configuración electrónica del *elemento tendrá un valor del periodo aumentado en la unidad* y una cantidad de electrones del resto de la capa (capa de valencia) *que se pueden establecer sumando los exponentes de los orbitales que están fuera del corchete*. Nos colocamos en el grupo 1 con el valor del periodo establecido y nos desplazamos hacia la derecha tantos lugares como diga la suma de los exponentes. Este método requiere un conocimiento perfecto del S.P, que dicho de paso , dicho conocimiento se puede conseguir aprendiendo el S.P únicamente por grupos (en vertical). El elemento tendrá la configuración electrónica del Argón a la cuál le añadimos $4s^1 3d^5$. Que corresponde a un estado excitado del **Cromo**.

La configuración electrónica del Cromo será:



La capa de valencia será: $4s^1 3d^5$ y sus cuatro números cuánticos son:

N	ℓ	M	S
4	0	0	+ 1 / 2
3	2	2	+ 1 / 2
3	2	1	+ 1 / 2
3	2	0	+ 1 / 2

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

3	2	- 1	+ 1 / 2
3	2	- 2	+ 1 / 2

Los cinco electrones “*d*” están desapareados y por ello el “*s*” pueda valer $\pm 1/2$, el queramos de ellos. Por ejemplo, los cinco iguales a $+1/2$.

Ejercicio resuelto (Fuente ENUNCIADO: IES MIRALBUENO. RESOLUCIÓN A. Zaragoza)

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

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

Resolución:

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



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

Elemento: O

Su configuración electrónica también la podemos poner de la forma:



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



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

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Su configuración electrónica sería equivalente a esta otra:



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



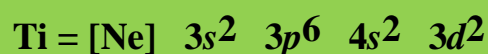
Periodo 3 (n=3); **Grupo 14** (IV-A) ; Elemento: **Si**



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



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



Ejercicio propuesto (Fuente ENUNCIADO: IES MIRALBUENO. RESOLUCIÓN A. Zaragoza)

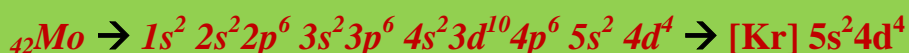
Escribe la configuración electrónica del molibdeno y de la plata.

Resolución:

Si el enunciado no dice nada más es porque el profesor considera un conocimiento perfecto del S.P.

Con este conocimiento sabrá que el número atómico del Mo es 42 (Z = 42) y de la Ag 47 (Z= 47)

Siguiendo el diagrama de Moeller:



SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Esta sería la configuración según el diagrama de Moeler, pero los *elementos de transición no cumplen las reglas como los elementos representativos*. El caso del Mo, elemento de transición, nos gasta una broma y su configuración es:



$_{47}\text{Ag} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^9 \rightarrow$ Según Moeler, pero la plata es de transición y su configuración es:



Como conclusión **DEBEIS CONOCER TODOS AQUELLOS ELEMENTOS QUÍMICOS QUE NO CUMPLEN EL DIAGRAMA DE MOLER.**

Ejercicio resuelto (Fuente ENUNCIADO: IES MIRALBUENO. RESOLUCIÓN A. Zaragoza)

Escribe la configuración electrónica de los aniones F^- , Cl^- y Br^-

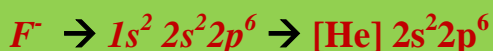
Resolución:

DATOS que debéis saber: $Z_{\text{F}} = 9$; $Z_{\text{Cl}} = 17$; $Z_{\text{Br}} = 35$

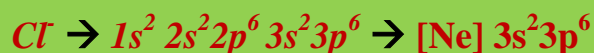
El anión F^- no tiene 9 electrones como dice el número atómico del F. Como hay un exceso de una carga negativa significa que el F ha ganado un electrón:



Y por lo tanto el anión F^- tendrá 10 e- que determinan la configuración electrónica:



El anión Cl^- por las mismas razones que el anión F^- , tendrá **18 electrones** y su configuración será:



SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

El anión Bromuro Br^- al igual que el F^- y el Cl^- , aumentará el número de electrones en la unidad, **36 electrones**, y nos proporciona la configuración:



Ejercicio resuelto (Fuente ENUNCIADO: IES MIRALBUENO. RESOLUCIÓN A. Zaragoza)

Escribe la configuración electrónica de los cationes Mn^{2+} , Mn^{3+} , Mn^{4+} y Mn^{7+} .

Sol: Mn^{2+} : $[Ar] 3d^5$; Mn^{3+} : $[Ar] 3d^4$; Mn^{4+} : $[Ar] 3d^3$; Mn^{7+} : $[Ar]$.

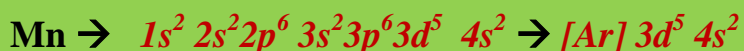
Resolución:

Para resolver el ejercicio es fundamental conocer el número atómico (Z) del Mn. El enunciado **NO LO PROPORCIONA** luego deberemos aplicar los métodos explicados en la parte teórica para el conocimiento del S.P.

Sabemos que $Z_{Mn} = 25$. Su configuración electrónica es:



Para obtener las configuraciones de los iones debemos pasar los orbitales de la última capa a sus capas correspondientes:



El catión Mn^{+2} nace de la semirreacción:



El catión Mn^{+2} tendrá **2 e-** menos que el **átomo neutro de manganeso**, es decir, 23, lo que implica una configuración electrónica:



SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

El catión Mn^{+3} procede de la pérdida de *tres electrones* del átomo de Mn:



El catión Mn^{+3} tendrá $25 - 3 = 22 e^-$, que nos proporciona una configuración electrónica:



El catión Mn^{+4} procede:



con un total de $25 - 4 = 21 e^-$:

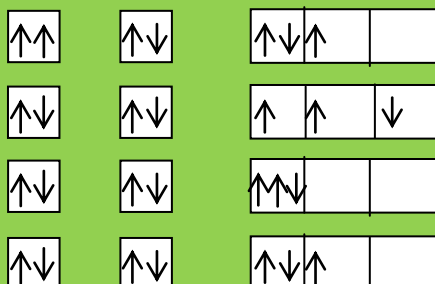
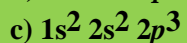
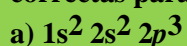


El catión Mn^{+7} resulta de la pérdida de *7 e-* por parte del *átomo neutro*, teniendo un total de electrones de $25 - 7 = 18$ *electrones*, que nos proporcionan la configuración electrónica:

$Mn^{+7} \rightarrow [Ar]$ (Configuración electrónica del Argón)

Ejercicio resuelto (Fuente ENUNCIADO: IES MIRALBUENO. RESOLUCIÓN A. Zaragoza)

Explica por qué estas notaciones no son correctas para el átomo de nitrógeno.



Resolución:

- a) En el orbital *1s* los dos electrones poseen el *mismo spin* (contradice el principio de exclusión de Pauli) y *en los 2p no están desapareados*, como dice la regla de Hund.

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

- b) Se cumple la máxima multiplicidad, pero los *electrones 2p no tienen paralelos sus spines*.
- c) *No puede haber tres electrones en un mismo orbital.*
- d) No se cumple *la regla de Hund de máxima multiplicidad.*

Ejercicio propuesto (Fuente ENUNCIADO: IES MIRALBUENO)

¿A qué átomos corresponden las siguientes configuraciones electrónicas?

- a) (Ne) $3s^2$
- b) (Ar) $3d^5 4s^1$
- c) (Kr) $4d^{10}$
- d) (Kr) $4d^{10} 5s^1 5p^6 6s^1$.

Soluciones:

- a) Mg (Magnesio) ; b) Cr (Cromo); c) Pd (Paladio); d)
- Cs
(Cesio)

Cuestión resuelta (Fuente: IES MIRALBUENO)

¿Por qué el primer período sólo tiene dos elementos?

Resolución:

Porque en el primer nivel ($n = 1$) sólo hay un subnivel **s** con **dos electrones**.

Cuestión resuelta (Fuente: IES MIRALBUENO)

¿Qué caracteriza a los elementos de transición? ¿Y a los de transición interna?

Resolución:

Que **tienen electrones** en el **subnivel d** del **penúltimo nivel**. Que **tienen electrones** en el **subnivel f** del **antepenúltimo nivel**.

Cuestión resuelta (Fuente: IES MIRALBUENO)

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

Resolución:

A que tienen **ocho electrones** en su último nivel.

Cuestión resuelta (Fuente: IES MIRALBUENO)

¿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 **$ns^2 np^5$** .

Ejercicio propuesto (Fuente: IES MIRALBUENO)

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

Resultado: $H < S < Na$.

Ejercicio Propuesto (Fuente: IES MIRALBUENO)

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

SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Solución: En el grupo primero, correspondiente a los alcalinos.

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

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

Solución: Porque el volumen aumenta de arriba abajo, y al tener el magnesio un nivel menos, el volumen sería menor.

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

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

Solución: Porque al perder el sodio el único electrón de su último nivel, el ion Na^+ tendrá un nivel menos y por tanto un volumen menor.

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

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

Solución: El Rb^+ , porque la fuerza atractiva del núcleo es mayor.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Soluciones:

- La energía de ionización de menor a mayor sería:
 $\text{Ca} < \text{Mg} < \text{B} < \text{N} < \text{F}$.
- N ; grupo 15.
 Mg y Ca ; grupo 2.
 F ; grupo 17.
 B ; grupo 13.

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

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

Solución: Su estructura electrónica es $1s^2 2s^2$ y corresponde al berilio. Tiene el volumen y radio menor de los de su grupo, baja energía de ionización, electronegatividad y afinidad electrónica.

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

De las siguientes parejas, ${}^6\text{C}$ y ${}^9\text{F}$; ${}^{38}\text{Sr}$ y ${}^{34}\text{Se}$; ${}^3\text{Li}$ y ${}^6\text{C}$, indica cuáles de los dos elementos tendrá:

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

Resultados:

- a) Según la situación de estos pares en el sistema periódico y como varía el volumen atómico:

$$F > C \quad ; \quad Sr > Se \quad ;$$

$$Li > C$$

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

$$C < F \quad ; \quad Sr < Se \quad ;$$

$$Li < C$$

Ejercicio propuesto (Fuente: IES MIRALBUENO)

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

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

Soluciones:

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

Ejercicio propuesto (Fuente: IES MIRALBUENO)

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

- Alto potencial de ionización.
- Carácter metálico.
- Baja electronegatividad.
- Radio atómico pequeño.

Soluciones:

- Sí, tiene alto potencial de ionización, es el oxígeno.
- No, es un no metal.
- No, tiene alta electronegatividad.
- Sí, porque no tiene más que dos niveles.

Ejercicio propuesto (Fuente: IES MIRALBUENO)

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

- Con el elemento situado a su derecha.

b) Con el elemento que tiene por debajo.

Soluciones:

a) Tendrá mayor radio que el situado a su derecha, porque el radio atómico en un periodo disminuye hacia la derecha, y menor energía de ionización porque ésta aumenta hacia la derecha.

b) Tendrá mayor energía de ionización, porque en un mismo grupo disminuye hacia abajo, y menor radio atómico porque éste aumenta hacia abajo.

Ejercicio propuesto (Fuente:IES MIRALBUENO)

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.

Soluciones:

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 propuesto (Fuente:IES MIRALBUENO)

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

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

Soluciones:

a) $Z = 19$, su estructura es $[\text{Ar}] 4s^1$, luego es un alcalino, estará en el 4º periodo y en el grupo 1.

$Z = 35$, su estructura es $[\text{Ar}] 4s^2 4p^5$, luego es un halógeno, estará en el 4º periodo y en el grupo 17.

$Z = 54$, su estructura es $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$, es un gas noble, estará en el quinto período y en el grupo 18.

b) El de mayor afinidad electrónica será el halógeno, es decir el 35.

c) El de menor potencial de ionización será el alcalino, es decir, el 19.



Se terminó

Antonio Zaragoza López