

## TEMA Nº 8

# SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

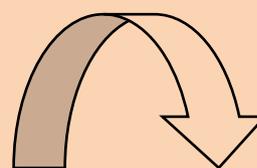
### Contenido Temático:

- 1.- Introducción
- 2.- Evolución del Sistema Periódico de los Elementos Químicos
  - 2.1.- Antoine Lavoisier
  - 2.2.- Chancoustois. La Hélice de papel
  - 2.3.- Ley de las Octavas de Newlands
  - 2.4.- Sistema Periódico de Mendeléyev
  - 2.5.- Criterios en la estructura del Sistema Periódico
- 3.- Grupos o Familias del Sistema Periódico
- 4.- Periodos del Sistema Periódico
- 5.- Estudio de los Metales Alcalinos
- 6.- Estudio de los Metales Alcalinotérreos
- 7.- Metales de Transición
  - 7.1.- Grupo 3 o (III - B)
  - 7.2.- Grupo 4 o (IV - B)
  - 7.3.- Grupo 5 o (V - B)
  - 7.4.- Grupo 6 o (VI - B)
  - 7.5.- Grupo 7 o (VII - B)
  - 7.6.- Grupo 8 o (VIII - B)
  - 7.7.- Grupo 9 o (VIII - B)

- 7.8.- Grupo 10 o (VIII - B)
- 7.9.- Grupo 11 o (I - B)
- 7.10.- Grupo 12 o (II - B)
- 8.- Tierras Raras o Elementos de Transición Interna
- 9.- Elementos Térreos o Grupo del Boro. Grupo 13 o (III - A)
- 10.- Elementos Carbonoides. Grupo 14 o (IV - A)
- 11.- Elementos Nitrogenoides. Grupo 15 o (V - A)
- 12.- Elementos Anfígenos. Grupo 16 o (VI - A)
- 13.- Halógenos. Grupo 17 o (VII - A)
- 14.- Gases Nobles. Grupo 18 o (VIII - A) o Grupo "Cero"
- 15.- Clasificación de los elementos Químicos
- 16.- Energía o Potencial de Ionización (Ei). Carácter Metálico
- 17.- Afinidad Electrónica (A.R.)
- 18.- Electronegatividad (E.N.). Carácter No Metálico
- 19.- Radio Atómico
- 20.- Radio Iónico
- 21.- Volumen Atómico
- 22.- Densidad Atómica

## 1.- Introducción

Los judíos tienen la **Torá**, los musulmanes el **Corán**, los cristianos los **Evangelios** y nosotros, los "Químicos", tenemos el **Sistema Periódico de los Elementos Químicos** para el buen hacer y aprender a estudiar la **Química**.



## El Sistema Periódico:

- a) Clasifica
- b) Organiza
- c) Distribuye los distintos elementos químicos en función de sus propiedades y características

## 2.- Sistema Periódico de los Elementos Químicos

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

### 2.1.- Evolución del Sistema Periódico de los Elementos Químicos

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**

## 2.1.- Antoine Lavoisier

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

## 2.2.- Tríadas de Döbereiner

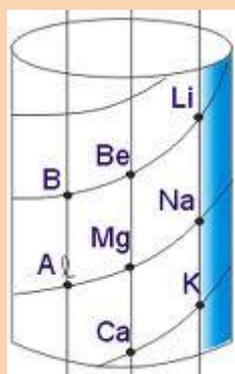
Uno de los primeros intentos para agrupar los elementos de propiedades **análogas** y relacionarlo con las **masas atómicas** se debe al químico alemán **Johann Wolfgang Döbereiner** (1780-1849) quien en 1817 puso de manifiesto el notable parecido que existía entre las propiedades de ciertos grupos de **tres elementos**, con una variación gradual del primero al último. Posteriormente (1827) señaló la existencia de otros grupos de tres elementos en los que se daba la misma relación (**cloro**, **bromo** y **yodo**; **azufre**, **selenio** y **telurio**; **litio**, **sodio** y **potasio**). A estos grupos de tres elementos se les denominó **tríadas** y hacia 1850 ya se habían encontrado 20 de ellas, lo que indicaba una cierta regularidad entre los elementos químicos.

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**.

Triadas de Döbereiner					
<b>Litio</b>	LiCl LiOH	<b>Calcio</b>	CaCl <sub>2</sub> CaSO <sub>4</sub>	<b>Azufre</b>	H <sub>2</sub> S SO <sub>2</sub>
<b>Sodio</b>	NaCl NaOH	<b>Estroncio</b>	SrCl <sub>2</sub> SrSO <sub>4</sub>	<b>Selenio</b>	H <sub>2</sub> Se SeO <sub>2</sub>
<b>Potasio</b>	KCl KOH	<b>Bario</b>	BaCl <sub>2</sub> BaSO <sub>4</sub>	<b>Telurio</b>	H <sub>2</sub> Te TeO <sub>2</sub>

## 2.2.- Chancourtois. La hélice de papel

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



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

## 2.3.- Ley de las octavas de Newlands

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

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

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

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

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

## 2.4.- Tabla periódica de Mendeléyev

En 1869, el ruso **Dimitri 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.

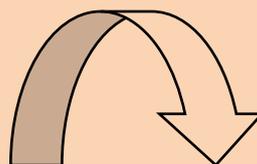
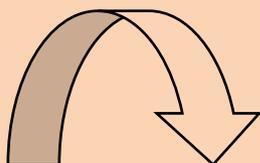
Por ésta fecha ya eran conocidos **63 elementos** de los 90 que existen en la naturaleza. La clasificación la llevaron a cabo los dos químicos de acuerdo con los criterios siguientes:

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

En la Tabla Periódica de Mendeléyev publicada en 1872 aparecen casillas para incorporar los nuevos elementos químicos que se fueran descubriendo.

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.



## Tabla periódica de los elementos

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

## 2.5.- Criterios en la estructuración del Sistema periódico

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

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

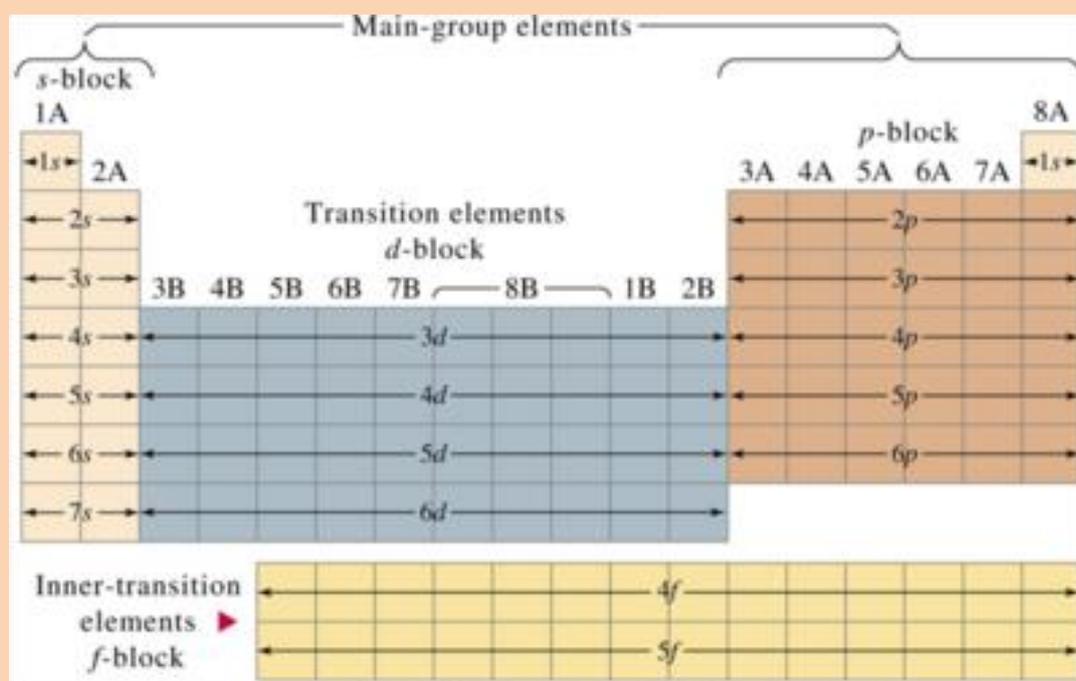
### 3.- Grupos

- Grupo 1 (I - A): metales alcalinos
- Grupo 2 (II - A): 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 carbonoides
- 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

## 4.- 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



En cuadro anterior podemos observar que 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**

## **5.- Metales alcalinos**

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

Su **configuración electrónica** muestra un electrón en su **capa de valencia** (1 electrón s). La **configuración electrónica** de la **capa de valencia** es:  $ns^1$

Son: **litio (Li)**, **sodio (Na)**, **potasio (K)**, **rubidio (Rb)**, **cesio (Cs)** y **francio (Fr)**.

El **hidrógeno** a pesar de pertenecer al grupo **1 (I - A )** **NO ES UN METAL**. En condiciones normales de presión y temperatura, es un gas diatómico, **H<sub>2</sub>**, incoloro, inodoro, insípido y altamente inflamable. Es el elemento químico más ligero y es, también, el elemento más abundante, constituyendo aproximadamente el 73,9% de la materia visible del Universo. Al hidrógeno se le considera como un

elemento **no metálico** pero a **bajas temperaturas** y **altas presiones** puede comportarse como **METAL**.

Video: El Hidrógeno

<https://www.youtube.com/watch?v=IVXI2gB5Jbs>

Video: El hidrógeno combustible del futuro

<http://www.youtube.com/watch?v=-JjlT3e8gLE&feature=related>

Video: Baterías de litio

<http://www.youtube.com/watch?v=OMVAJGJhZH0>

Video: El Litio

<https://www.youtube.com/watch?v=UtxQE9jCaTU>

Video: El Litio y en enfermedades mentales

<https://www.youtube.com/watch?v=S0xMvznoxoo8>

Video: Propiedades del Sodio

[https://www.youtube.com/watch?v=dZkLeEn9\\_SU](https://www.youtube.com/watch?v=dZkLeEn9_SU)

Video: El Sodio y la salud

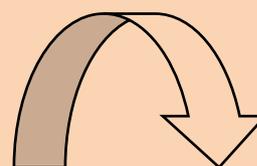
<https://www.youtube.com/watch?v=5o6d83ef7IU>

Video: Reacción del sodio con agua

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

Video: Reacción del sodio con el agua. Reacción explosiva

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



Video: El Potasio

<https://www.youtube.com/watch?v=g0EqNe0IDIY>

Video: Potasio y salud

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

Video: Reacción química entre Potasio y Agua

<https://www.youtube.com/watch?v=u2TGPKfeAOI>

## 6.- Metales Alcalinotérreos

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

Componentes: **berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca), estroncio (Sr), bario (Ba) y radio (Ra)**.

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

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

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

Video: Propiedades del Magnesio

<https://www.youtube.com/watch?v=jseuAxIjkU8>

Video: Propiedades curativas del cloruro de magnesio

[http://www.youtube.com/watch?v=PVhATc7\\_pik](http://www.youtube.com/watch?v=PVhATc7_pik)

Video: Reacción de combustión del magnesio

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

Video: Propiedades del Calcio

<https://www.youtube.com/watch?v=EX9ypfcPzY0>

Video: Calcio y salud

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

## 7.- 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: son **dúctiles** (los metales dúctiles, en este sentido, son usados fundamentalmente para producir filamentos o alambres) y **maleables** (pueden descomponerse en planchas o láminas delgadas.), **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.

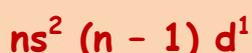
La propiedad más diferente es que sus **electrones de valencia**, es decir, **los que utilizan para combinarse con otros elementos**, se encuentran en más de una capa, **la última y la penúltima**, que están muy próximas.

### 7.1.- Grupo 3 ( III - B)

Escandio (Sc), itrio (Y), lantano (La) y lantánidos, actinio (Ac) y actínidos.

Poseen 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:



### 7.2.- Grupo 4 ( IV - B)

Titanio (Ti), circonio (Zr), hafnio (Hf), rutherfordio (Rf).

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

Video: Titanio. Propiedades y aplicaciones

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

Utilización del titanio en fijación de mandíbulas

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

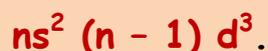
Utilización del titanio por su ligereza

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

### 7.3.- Grupo 5 ( V - B ):

Vanadio (V), niobio (Nb), tántalo (Ta), dubnio (Db).

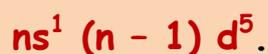
Tienen cinco **electrones de valencia** (2 electrones "s" de la última capa y 3 electrones "d" en la penúltima). La configuración electrónica de la capa de valencia es:



#### 7.4.- Grupo 6 (VI - B):

**Cromo (Cr), molibdeno (Mo), wolframio W), seaborgio (Sg).**

Poseen **6 electrones de valencia** (2 electrones "s" de la última capa y 4 electrones "d" de la penúltima). Para los dos primeros metales del grupo, **Cromo** y **Molibdeno**, uno de los electrones "s" pasa al subnivel energético "d". La configuración electrónica de la capa de valencia es:



Para el **Volframio** la configuración electrónica es:



Video: La crisis del Wolframio

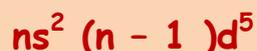
<https://www.youtube.com/watch?v=lekXMPmSE00>

#### 7.5.- Grupo 7 (VII - B):

**Manganeso (Mn), tecnecio (Tc), renio (Re), bohrio (Bh).**

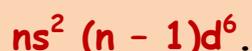
El tecnecio y bohrio son artificiales.

Poseen **siete electrones de valencia** (2 electrones s en la última capa y 5 electrones d en la penúltima). La configuración electrónica de su capa de valencia es:



## 7.6.- Grupo 8 ( VIII - B ):

Hierro (Fe), rutenio (Ru), osmio (Os), hassio (Hs).  
Poseen 8 electrones de valencia: 2 electrones "s" de la última capa y 6 electrones "d" de la penúltima. La configuración electrónica de la capa de valencia es:



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

Video: El Hierro

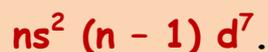
[https://www.youtube.com/watch?v=YrBHW\\_B3pgc](https://www.youtube.com/watch?v=YrBHW_B3pgc)

Video: Asignatura pendiente del hierro. La corrosión

<http://www.youtube.com/watch?v=-ZMUK4KOMbA>

## 7.7.- Grupo 9 ( VIII - B):

Cobalto (Co), rodio (Rh), iridio (Ir), meitnerio (Mt).  
Poseen 9 electrones de valencia: 2 electrones "s" de la última capa y 7 electrones "d" de la penúltima. Configuración electrónica de la capa de valencia es:



Video: Cobalto propiedades

[https://www.youtube.com/watch?v=G2MdFRo6\\_5M](https://www.youtube.com/watch?v=G2MdFRo6_5M)

Prótesis dentaria con aleación de cobalto y cromo

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

## 7.7.- Grupo 10 ( VIII - B ):

Níquel (Ni), paladio (Pd), platino (Pt), ununnilio (Ds).

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

Video: El Níquel. Propiedades

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

Proceso de niquelado

<http://www.youtube.com/watch?v=1qJvPdtf3-0>

Video: Platino. Propiedades y aplicaciones

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

Video: Alta joyería en platino

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

## 7.9.- Grupo 11 ( I - B ):

Cobre (Cu), plata (Ag), oro (Au), Roentgenio (Rg).

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

Cobre  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

Plata  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 3p^6 5s^1 4d^{10}$

Oro  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 3p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$   
 $6s^1 4f^{14} 5d^{10}$

Video: Cobre. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=f3rtOZIQRCs>

Video: El cobre

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

Cables de cobre

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

El robo del cobre

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

Video: Plata. Propiedades y aplicaciones

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

Video: Propiedades curativas de la plata

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

Historia del uso de la plata

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

Video: Oro. Propiedades y aplicaciones

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

Video: El oro. El material del Sol

<http://www.youtube.com/watch?v=dtgwRt2lDQ8>

La piedra filosofal

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

## 7.10.- Grupo 12 ( II - B )

Cinc (Zn), cadmio (Cd), mercurio (Hg), ununbio (Uub).

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

Video: Cinc. Propiedades y aplicaciones

[http://www.youtube.com/watch?v=-TxPTQd\\_Epo](http://www.youtube.com/watch?v=-TxPTQd_Epo)

Video: Panel de cinc

<http://www.youtube.com/watch?v=2A3FQV4hLso>

Video: El cinc en la construcción

[http://www.youtube.com/watch?v=7so\\_SwDXxTI](http://www.youtube.com/watch?v=7so_SwDXxTI)

Video: Mercurio. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=M3Jgt0gXy8k>

Video: El mercurio. Nuestra salud en peligro

[http://www.youtube.com/watch?v=37YYugcR0dk&feature=resuIts\\_video&playnext=1&list=PLA87A1773F73711CE](http://www.youtube.com/watch?v=37YYugcR0dk&feature=resuIts_video&playnext=1&list=PLA87A1773F73711CE)

## 8.- 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 (La), cerio (Ce), praseodimio (Pr), neodimio (Nd), prometio (Pm), samario (Sm), europio (Eu), gadolinio (Gd), terbio (Tb), disprosio (Dy), holmio (Ho), erbio (Er), tulio (Tm), iterbio (Yb), lutecio (Lu).

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

Actínidos:

Actinio (Ac), torio (Th), protactinio (Pa), uranio (U), neptunio (Np), plutonio (Pu), americio (Am), curio (Cm), berkelio (Bk), californio (Cf), einsteinio (Es), fermio (Fm), mendelevio (Md), nobelio (No), lawrencio (Lr).

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

$ns^2 (n - 2) f^{1 \rightarrow 14}$

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

Son: boro (B), aluminio (Al), galio (Ga), indio (In), talio (Tl) y ununtrium (Uut).

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

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

Video: El Boro

<https://www.youtube.com/watch?v=fzIxB9kzMDo>

Video: Aluminio. Propiedades y aplicaciones

[http://www.youtube.com/watch?v=48\\_5fghdMXY](http://www.youtube.com/watch?v=48_5fghdMXY)

Video: El aluminio

[http://www.youtube.com/watch?v=CGDV\\_v-aiRU](http://www.youtube.com/watch?v=CGDV_v-aiRU)

Video: Carpintería del aluminio

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

## 10.- Elementos Carbonoides. Grupo 14 o (IV - A)

Son: carbono (C), silicio (Si), germanio (Ge), estaño (Sn), plomo (Pb) y ununquadio (Uuq).

Tienen **cuatro electrones de valencia** (2 electrones "s" y 2 electrones "p").

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

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

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

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

Video: El carbono un elemento milagroso (I)  
<http://www.youtube.com/watch?v=03e1sYIP-to>

Video: El carbono un elemento milagroso (II)  
[http://www.youtube.com/watch?v=eh8\\_xw1M5TI](http://www.youtube.com/watch?v=eh8_xw1M5TI)

Video: El carbono un elemento milagroso (III)  
<http://www.youtube.com/watch?v=UanjJybKSVQ>

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

Video: Fabricación de bicicletas ultraligeras  
[http://www.youtube.com/watch?v=vDmAoV\\_z-Mg](http://www.youtube.com/watch?v=vDmAoV_z-Mg)

Video: Silicio. Propiedades y aplicaciones  
<http://www.youtube.com/watch?v=oP4NiDMaYYw>

Video: De la arena al silicio. Fabricación de un chip de silicio  
<http://www.youtube.com/watch?v=tcQOR24UbLO>

Video: Chip de silicio  
[http://www.youtube.com/watch?v=Ry\\_VADuiySo](http://www.youtube.com/watch?v=Ry_VADuiySo)

Video: Aceleración de los trabajos por la existencia de los chip de silicio  
<http://www.youtube.com/watch?v=9fyoqsj0QVk>

Video: Estaño. Propiedades y aplicaciones

[http://www.youtube.com/watch?v=iAtN\\_2EWGOA](http://www.youtube.com/watch?v=iAtN_2EWGOA)

Video: Desoldamos y soldamos un circuito impreso con estaño

[http://www.youtube.com/watch?v=rLMA\\_MuvuOc](http://www.youtube.com/watch?v=rLMA_MuvuOc)

Video: El Plomo

<https://www.youtube.com/watch?v=4zRPqbOJk0Y>

Video: El plomo y la fontanería

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

Video: Plomo y salud

[http://www.youtube.com/watch?v=5gnI\\_ph3zeI](http://www.youtube.com/watch?v=5gnI_ph3zeI)

Video: Envenenamiento por plomo

[http://www.youtube.com/watch?v=O\\_TEYO4-goQ&feature=related](http://www.youtube.com/watch?v=O_TEYO4-goQ&feature=related)

## 11.- Elementos Nitrogenoides. Grupo 15 o (V - A)

Son: nitrógeno (N), fósforo (P), arsénico (As), antimonio (Sb), bismuto (Bi) y ununpentio (Uup).

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

Capa de valencia:  $ns^2np^3$ .

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

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

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

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

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

Video: Propiedades del Nitrógeno

[https://www.youtube.com/watch?v=\\_M5WKHHucsE](https://www.youtube.com/watch?v=_M5WKHHucsE)

Video: Embriones congelados en nitrógeno líquido

<http://www.youtube.com/watch?v=uTCg-m1bq3M>

Video: Contaminación del aire

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

Video: El fósforo. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=37iDJ2S6KB4>

Video: El arsénico. Propiedades y utilización

<https://www.youtube.com/watch?v=7zMKkQD97DM>

Video: Antimonio. Propiedades y utilización

<https://www.youtube.com/watch?v=KuzvPBUg4XM>

## 12.- Elementos Anfígenos. Grupo 16 o (VI - A)

Son: oxígeno (O), azufre (S), selenio (Se), telurio (Te), polonio (Po) y ununhexio (Uuh).

La configuración electrónica presenta seis electrones de valencia (2 electrones "s" y 4 electrones "p").

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

El Oxígeno es el elemento más abundante en la Tierra (50,5% en peso de la Corteza terrestre). Los demás elementos son menos frecuentes. El Polonio es muy raro. Los minerales que forman son óxidos, sulfuros y sulfatos y también se encuentran en estado nativo (Se consideran elementos nativos aquellos minerales constituidos por átomos de un solo elemento que se encuentra en la naturaleza en estado de oxidación cero).

El oxígeno y el azufre son NO METALES, mientras que el carácter metálico aumenta del selenio al polonio. El oxígeno es un gas diatómico y el polonio es un metal pesado (Un metal pesado es un miembro de un grupo de elementos químicos no muy bien definido que exhibe propiedades metálicas. Poseen elevados Números Atómicos y Masas Atómicas).

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

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

Video: El oxígeno. Propiedades y utilización  
<https://www.youtube.com/watch?v=e80aHw4ofh8>

Video: El azufre. Propiedades y utilización  
<http://www.youtube.com/watch?v=gblFfNv9zF4>

Video: Selenio. Propiedades y utilización  
<http://www.youtube.com/watch?v=1qqnKMe9q5w>

Video: Teluro. Propiedades y aplicaciones  
<http://www.youtube.com/watch?v=U--bFci2GA4>

### 13.- Halógenos. Grupo 17 o (VII - A)

Son: flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br), yodo (I) y astato (At).

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

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

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

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

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

El **carácter metálico** aumenta según lo hace el número atómico, es decir, al descender en el grupo. El **yodo** tiene **brillo metálico**.

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

El **flúor**, **cloro** y el **yodo** son **oligoelementos** (presentes en pequeñas cantidades en los seres vivos) y muy importantes para estos.

Video: Flúor. Propiedades y utilización

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

Video: Cloro. Propiedades y aplicaciones

<http://www.youtube.com/watch?v=LII1Bec6WKO>

Video: Bromo. Propiedades y utilización

<https://www.youtube.com/watch?v=g1WKX-tUxTg>

Video: Yodo. Propiedades y utilización

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

## 14.- Gases Nobles. Grupo 18 o (VIII - A)

Son: **helio (He)**, **neón (Ne)**, **argón (Ar)**, **criptón (Kr)**, **xenón (Xe)** y **radón (Rn)**

Estos elemento se consideraron **inertes** (no tienen reactividad química) 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 químicos fácilmente**.

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

El helio es el **segundo elemento** más abundante del Universo. En la atmosfera hay un **1% de gases nobles** (fundamentalmente **argón**, 0,94%).

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

Video: Helio. Propiedades y aplicaciones

<https://www.youtube.com/watch?v=yU14NFMHOdc>

Video: Electricidad estática

[https://www.youtube.com/watch?v=l\\_cuSr5ZhCI&list=RDCMU Cns-8DssCBba7M4nu7wk7Aw&start\\_radio=1&rv=l\\_cuSr5ZhCI&t=20](https://www.youtube.com/watch?v=l_cuSr5ZhCI&list=RDCMU Cns-8DssCBba7M4nu7wk7Aw&start_radio=1&rv=l_cuSr5ZhCI&t=20)

Video: El Helio y la voz

[https://www.youtube.com/watch?v=kp4\\_y66iXGE](https://www.youtube.com/watch?v=kp4_y66iXGE)

Video: El Helio como combustible

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

Video: Neón. Propiedades y aplicaciones

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

Video: Argón. Propiedades y utilización

<https://www.youtube.com/watch?v=Uxz-sl8Hgig>

Video: El Kripton

<https://www.youtube.com/watch?v=t75-s8l6mAs>

Video. Propiedades del Xenón

<https://www.youtube.com/watch?v=PTU69Z0sJcI>

Video: Propiedades del Radón

[https://www.youtube.com/watch?v=CtJHZV\\_br2Y](https://www.youtube.com/watch?v=CtJHZV_br2Y)

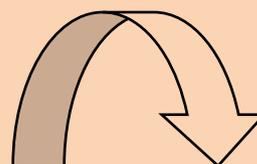
## 15.- Clasificación de los Elementos Químicos

En función de las propiedades químicas de los elementos, siempre ligadas a los electrones de valencia (capa más externa de la configuración electrónica), los elementos químicos se pueden clasificar en:

- a) **Elementos Representativos.** - Son conocidos así porque el **número de grupo** representa la **cantidad de electrones** en su **Capa de valencia** y la cantidad de electrones en esa capa nos indica la **valencia atómica MÁXIMA** que el elemento puede presentar.

A este grupo pertenecen los elementos de los grupos:

- . - Grupo 1 o (I - A)  $\rightarrow ns^1 \rightarrow$  Valencia 1
- . - Grupo 2 o (II - A)  $\rightarrow ns^2 \rightarrow$  Valencia 2
- . - Grupo 13 o (III - A)  $\rightarrow ns^2 np^1 \rightarrow$  Valencia 3
- . - Grupo 14 o (IV - A)  $\rightarrow ns^2 np^2 \rightarrow$  Valencia 4
- . - Grupo 15 o (V - A)  $\rightarrow ns^2 np^3 \rightarrow$  Valencia 5
- . - Grupo 16 o (VI - A)  $\rightarrow ns^2 np^4 \rightarrow$  Valencia 6
- . - Grupo 17 o (VII - A)  $\rightarrow ns^2 np^5 \rightarrow$  Valencia 7
- . - Grupo 18 o Grupo 0 o (VIII - A)  $\rightarrow ns^2 np^6 \rightarrow$   
 $\rightarrow$  Valencia 0



b) **Elementos de transición.**- El nombre de "transición" proviene de una característica que presentan estos elementos de poder **ser estables** por si mismos sin necesidad de una reacción con otro elemento. Cuando a su última capa de valencia le **faltan electrones para estar completa**, los extraen de **capas internas**.

Los elementos del bloque "d" y "f" pierden sus electrones de valencia "s" al formar compuestos. Además, la mayoría de ellos pueden perder también una cantidad variable de electrones "d" y electrones "f" y de aquí que **tengan diferentes números de valencia**.

Pertenecen a este grupo de elementos los pertenecientes a los grupos:

- . - Grupo 3 o (III- B)  $\rightarrow ns^2 (n - 1) d^1$
  - . - Grupo 4 o (IV - B)  $\rightarrow ns^2 (n - 1) d^2$
  - . - Grupo 5 o (V - B)  $\rightarrow ns^2 (n - 1) d^3$
  - . - Grupo 6 o (VI - B)  $\rightarrow ns^1 (n - 1) d^5$
  - . - Grupo 7 o (VII - B)  $\rightarrow ns^2 (n - 1) d^5$
  - . - Grupo 8 o (VIII - B)  $\rightarrow ns^2 (n - 1) d^6$
  - . - Grupo 9 o (VIII - B)  $\rightarrow ns^2 (n - 1) d^7$
  - . - Grupo 10 o (VIII - B)  $\rightarrow ns^2 (n - 1) d^8$
  - . - Grupo 11 o (I - B)  $\rightarrow ns^1 (n - 1) d^{10}$
  - . - Grupo 12 o (II - 1)  $\rightarrow ns^2 (n - 1) d^{10}$
- } Triadas

También pertenecen a los Elementos de Transición los elementos:

**Lantánidos**  $\rightarrow ns^2 (n - 2) f^{1-14}$

**Actínidos**  $\rightarrow ns^2 (n - 2) f^{1-14}$

**NOTA:** Para poder responder a los ejercicios o cuestiones propuestas en el tema es **indispensable** conocer perfectamente el **Sistema Periódico en sentido vertical**. Para ello recomiendo seguir los siguientes pasos:

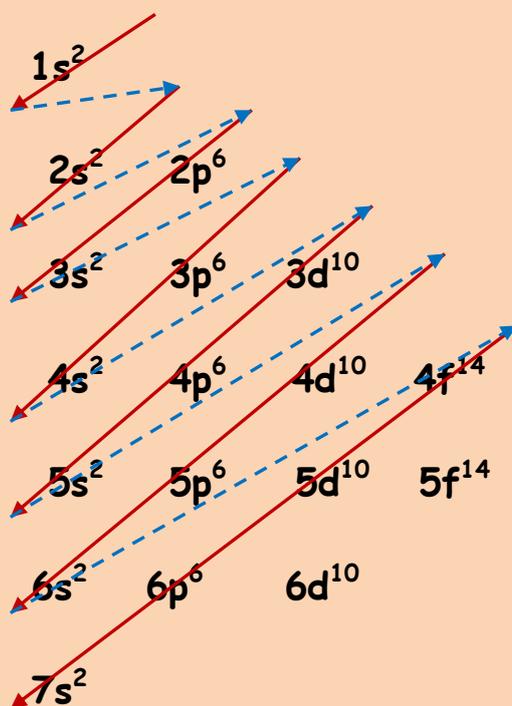
- a) Saber estructural el S.P. en 7 periodos y 18 grupos
- b) Saber diferenciar entre periodos cortos ( $n = 1$ ,  $n = 2$  y  $n = 3$ ) y periodos largos ( $n = 4$ ,  $n = 5$ ,  $n = 6$  y  $n = 7$ )
- c) Saber de memoria los números atómicos de los elementos del grupo 1 o (I - A):  
 $Z_{\text{H}} = 1$ ,  $Z_{\text{Li}} = 3$ ,  $Z_{\text{K}} = 19$ ,  $Z_{\text{Rb}} = 37$ ,  $Z_{\text{Cs}} = 55$ ,  
 $Z_{\text{Fr}} = 87$
- d) Al **desplazarnos horizontalmente de izquierda a derecha** en el S.P. cada **elemento tiene un electrón más** que el elemento situado a la **izquierda** de nuestro elemento en cuestión. Este electrón recordar que se conoce como **"electrón diferenciador"**.
- e) De esta forma y en un **"control"** podréis confeccionar en **cinco minutos el S.P. completo** en el folio del **"control"** con el fin de que el profesor pueda constatar vuestro conocimiento del S.P..

### 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 localización de dichos elementos en el Sistema Periódico así como el nombre de cada uno de ellos.

### Resolución

Utilizaremos el diagrama de flechas de Moeller para responder a las cuestiones planteadas:



En rojo la capa de valencia:

$Z_A = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow$  Periodo =  $n = 3$  ; Grupo 7 o (VII - A)  $\rightarrow$  Cloro (Cl)

$Z_B = 20 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \rightarrow n = 4$  ; Grupo 2 o (II-A)  $\rightarrow$  Calcio (Ca)

$Z_C = 38 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 \rightarrow n = 5$   
Grupo 2 o (II - A)  $\rightarrow$  Estroncio (Sr)

$Z_D = 45 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^7 \rightarrow n = 5$   
Grupo 9 o (VIII - A)  $\rightarrow$  Rodio (Rh)

$Z_E = 24 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5 \rightarrow$  Excepción a la regla general  $\rightarrow n = 4$ , Grupo 6 o (VI - B)  $\rightarrow$  Cromo (Cr)

$Z_F = 52 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4 \rightarrow$   
 $\rightarrow n = 5, \text{ Grupo } 16 \text{ o (VI - A)} \rightarrow \text{Teluro (Te)}$

$Z_G = 26 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6 \rightarrow n = 4, \text{ Grupo } 8 \text{ o}$   
 $(\text{VIII - B}) \rightarrow \text{Hierro (Fe)}$

### Ejercicio resuelto

El Cinc y el Calcio tienen la misma configuración electrónica de la capa de valencia ¿Por qué no están colocados en el mismo grupo del Sistema Periódico?. DATOS :  $Z_{Zn} = 30$  ;  
 $Z_{Ca} = 20$

### Resolución

Veamos la configuración electrónica de estos dos elementos químicos:

$Z_{Zn} (30) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$   
 $Z_{Ca} (20) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Si en la configuración electrónica del Zn el orbital  $3d^{10}$  lo llevamos a su capa correspondiente nos quedaría:

$Z_{Zn} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

Ahora si podemos decir que los dos elementos químicos tienen la capa más externa de la corteza electrónica iguales. Pero existe una gran diferencia que los lleva a colocarlos en grupos diferentes. El Zn ha completado el orbital "d" de la **penúltima capa** y Ca ha completado el orbital atómico "s" de la **última capa**. Los electrones diferenciadores se han comportado de forma distinta lo que conlleva que el **Cinc** pertenezca a un **grupo de transición**, concretamente el **12** o **(II - B)** y el **Calcio** pertenece a un **elemento representativo** que ocupa el

grupo 2 o (II - A).

### Ejercicio 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.

${}_{38}\text{A} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}4p^6 5s^2 \rightarrow n = 5$  ; Grupo 2 o (II - A)  $\rightarrow$  Estroncio (Sr)

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

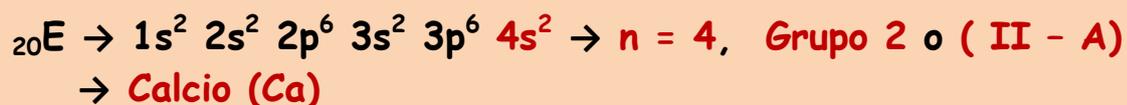
${}_{33}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$

Para la localización e identificación del elemento debemos eliminar de la capa de valencia aquellos orbitales atómicos completos cuyo coeficiente sea menor que el de la capa de valencia y enviarlo a su capa correspondiente:

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

${}_{42}\text{D} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}4p^6 5s^2 4d^4$

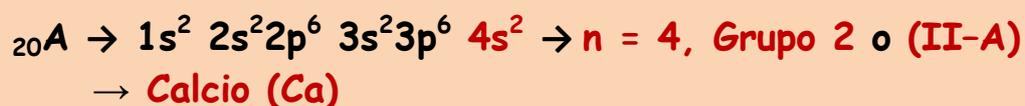
En este caso no debemos pasar el orbital  $4d^4$  a su capa correspondiente puesto que no está completo y no tiene orbital atómico a su derecha. Luego el elemento D pertenece a:  $n = 5$ , Grupo 6 o (VI - B)  $\rightarrow$  Molibdeno (Mo)



### Ejercicio resuelto

Halla la configuración electrónica de los elementos de número atómico 20 y 7. Localízalos en el S.P. e identifícalos.

### Resolución



### Ejercicio resuelto

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

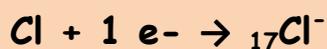
### Resolución

a)



b)

${}_{17}\text{Cl}^- \rightarrow$  En este caso el "número atómico (Z)" corresponde solo al número de protones. El número de electrones ha aumentado en uno puesto que el cloro se ha ionizado:



c)



### Ejercicio resuelto

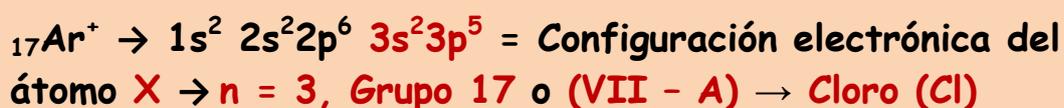
Dos elementos químicos X e Y. X tiene la misma configuración electrónica que la especie  $\text{Ar}^+$ . Y es un elemento del tercer periodo cuyo ión más frecuente es  $\text{Y}^{+2}$ . Indica de que elementos se trata.

### Resolución

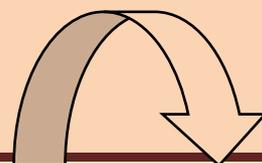
El **cación  $\text{Ar}^+$** , procedente del gas noble **Ar**, es muy difícil de obtener pero no tenemos más remedio que aceptarlo para responder al ejercicio. Debemos saber que el **Ar** tiene de número atómico **Z = 18**. La especie  **$\text{Ar}^+$**  tiene su origen en la pérdida de un electrón, es decir, el Ar se ioniza:



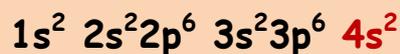
La especie iónica  **$\text{Ar}^+$**  tiene un electrón menos en comparación con el **átomo neutro de Ar**. Por tanto:



El átomo Y se ioniza perdiendo **dos electrones de la capa de valencia**:



Como **Y** pertenece al **tercer periodo** tendrá la configuración electrónica que implique en la capa de valencia Dos electrones:



El átomo **Y** puede perder fácilmente los **dos electrones** del nivel energético **4s<sup>2</sup>** para convertirse en el catión **Y<sup>+2</sup>**.

### Ejercicio resuelto

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

Es **estado fundamental** (menor contenido energético del átomo) viene dado cuando la configuración electrónica coincide con la obtenida por el diagrama de Mooler.

**Estado excitado** implica que electrones de un determinado nivel energético **se ven promocionados a niveles superiores**.

**No válidos** cuando existen **más electrones de los debidos** a un subnivel energético determinado.

a)



Un electrón **"p"** del subnivel **2p** es promocionado al nivel superior **3s**

b)



Configuración electrónica conseguida siguiendo el diagrama de Mooeler.

c)



El subnivel  $2s^3$  no existe puesto que los subniveles "s" solo pueden contener, como **máximo 2 electrones**.

d)



El subnivel  $2s^3$  no puede existir y además el subnivel  $2p^6$  se repite **dos veces**.

### Ejercicio resuelto

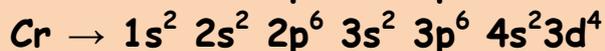
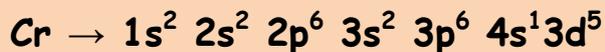
Escribe la configuración electrónica, localiza e identifica los elementos químicos cuyos números atómicos son 28 y 32.

### Resolución



### Ejercicio resuelto

Razona cuál de las dos configuraciones posibles del Cromo es la verdadera:



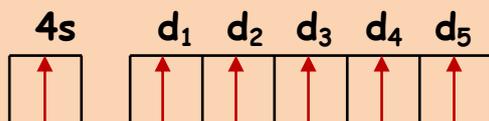
### Resolución

Según **Hund**: al llenar orbitales de igual energía (los tres orbitales "p", los cinco "d", o los siete "f") los electrones se distribuyen, uno a uno en las diferentes orientaciones, si todavía nos quedan más electrones por introducir entonces empezamos a llenar cada orientación con dos electrones con espines antiparalelos. Al existir mayor cantidad de electrones desapareados (solos en las diferentes orientaciones), aumenta la estabilidad del átomo.

En la configuración:



La capa de valencia quedaría de la forma:

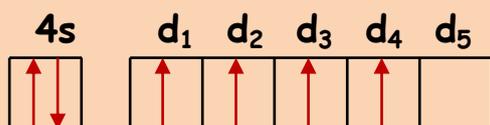


Observamos la existencia de **6 electrones desapareados**.

En la configuración electrónica:



La capa de valencia quedaría de la forma:



Capa de valencia donde hay **4 electrones desapareados**.

Es **más estable**, y por tanto la verdadera, la primera configuración electrónica.

### Ejercicio resuelto

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)

Capa de valencia:

$ns^2 np^3 \rightarrow$  **Grupo 15 o (V - A)**

Elementos:

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

b)

Capa de valencia:

$ns^2 np^6 \rightarrow$  **Grupo 18 o (VIII - A)**

Elementos:

**Helio (He), Neón (Ne), Argón (Ar), Kriptón (Kr), Xenón (Xe) y Radón (Rn).**

### Ejercicio resuelto

Identificar el elemento químico al que pertenecen las siguientes configuraciones electrónicas: a) [Ar] 4s<sup>1</sup> ;  
b)[Kr] 4d<sup>10</sup> 5s<sup>2</sup> 5p<sup>5</sup> ; c) [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup> d) [Kr]4d<sup>10</sup> 5s<sup>2</sup> 5p<sup>1</sup>

### Resolución

Supongamos la configuración electrónica del apartado a):



Con el fin de no hacer muy larga la configuración electrónica del átomo de un elemento químico se sigue el siguiente proceso:

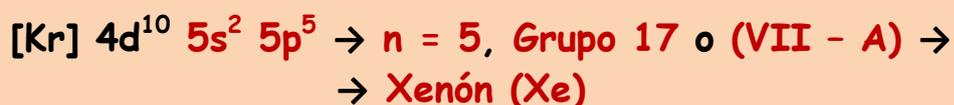
- Ponemos la configuración del gas noble que antecede a nuestro átomo en concreto
- El resto de los electrones para completar el número atómico (Z) del átomo seguiremos el diagrama de Moeller

El inconveniente de este método reside en el hecho de que tenemos que **memorizar la configuración electrónica del gas noble**

a)



b)



c)

$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3 \rightarrow n = 3, \text{ Grupo } 15 \text{ o } (\text{V} - \text{A}) \rightarrow \text{Fósforo (P)}$

d)

$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^1 \rightarrow n = 5, \text{ Grupo } 13 \text{ o } (\text{III} - \text{A}) \rightarrow \text{Indio (In)}$

## 16.- Energía o Potencial de Ionización. Carácter metálico

Propiedades Periódicas

<https://www.youtube.com/watch?v=ioPB2DOjcDs>

Tabla Periódica y Propiedades Periódicas

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

Energía de Ionización

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

Potencial de Ionización

[http://www.colegiocooperativaalcazar.es/site/secundaria/depart\\_fyq/tabla\\_period/tabla/Potencial.htm](http://www.colegiocooperativaalcazar.es/site/secundaria/depart_fyq/tabla_period/tabla/Potencial.htm)

Energía de Ionización

<http://www.quimicafisica.com/energia-de-ionizacion.html>

Video: Energía de Ionización

<https://www.youtube.com/watch?v=9cwoSxeupmY>

Video: Energía de Ionización

<https://www.youtube.com/watch?v=eOuWie-WeTI>

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

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

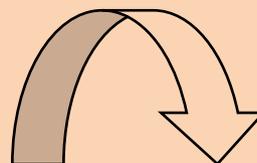
- a) **En un grupo.**
- b) **En un periodo.**

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 **ns<sup>1</sup>**. Esta configuración nos dice que en la capa de valencia hay **un sólo electrón**.

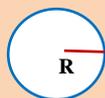
En un grupo al aumentar el **valor del periodo** (números que aparecen en vertical en la derecha y/o en la izquierda) **a medida que bajamos en el grupo, aumenta el tamaño del átomo**. El valor del periodo corresponde al valor del número cuántico principal "**n**".

Suponiendo que el átomo es esférico y que estamos en el grupo **nº 1** podemos hacer el siguiente esquema:

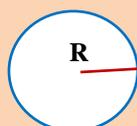




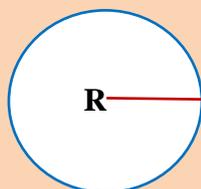
Entre el **electrón** de la capa más externa y un **protón** del núcleo se establece una **fuerza electrostática** que está regida por la ley de **Coulomb**:



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



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

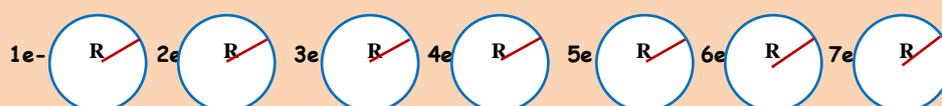


La  $K$  y las cargas son las mismas para todos los elementos del grupo. Sin embargo

observamos que al ir bajando en el grupo, **el radio va aumentando**. Al aumentar el **valor del denominador** de la Ley de Coulomb la **fuerza atractiva disminuye** lo que implica una **mayor facilidad para arrancar el electrón más externo de la corteza electrónica**. Es decir, **al bajar en un grupo del S.P. la Energía de Ionización Disminuye**. Al ir subiendo en el grupo la fuerza electrostática es mayor puesto que **disminuye el radio** (el denominador) y por lo tanto es más difícil arrancar el electrón más externo ( la fuerza electrostática aumenta), luego **al subir en un grupo del S. P. la Energía de Ionización Aumenta**.

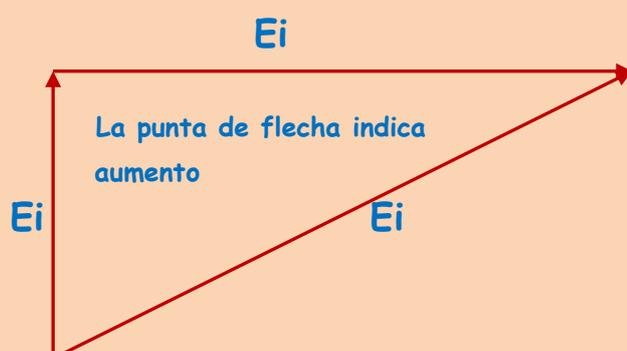
Estudemos la **Energía de Ionización** en un **Periodo**:

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

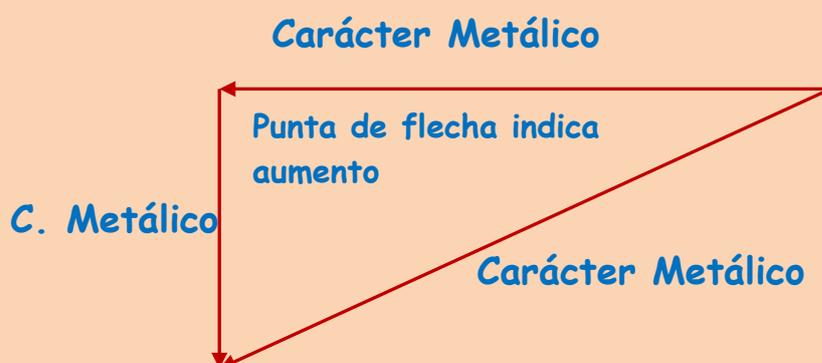


Pero sabemos que en el S. P. al desplazarnos hacia la **derecha** aumenta el número atómico ( nº de electrones) y por lo tanto **en la capa más externa hay mas electrones**. En la ecuación de Coulomb, ahora permanece constante K y el R, aumentando el **numerador y por lo tanto aumentando la fuerza atractiva**. Tendremos que suministrar mayor cantidad de energía para arrancar al electrón de la capa más externa. En conclusión pues **al desplazarnos en un Periodo hacia la DERECHA la Energía de Ionización AUMENTA**.

Podemos establecer un diagrama resumen de todo lo dicho:



Los átomos con **Ei pequeña ceden fácilmente  $e^-$** . El **Carácter Metálico** va asociado a la **Ei** del átomo. **A menor Ei 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**.

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



Estamos hablando del **Primer Potencial de Ionización**.

Pero puede darse el caso de que queramos obtener un catión divalente, por ejemplo el  $\text{Ca}^{+2}$ . 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  $\text{Ca}^{+2}$  las ionizaciones serían:



En el caso del "Al" ( $\text{Al}^{+3}$ ) 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 n° de e- disminuye. Esto implica que el efecto pantalla es menor y por lo tanto la fuerza atractiva entre protones del núcleo y los electrones de la última capa sea mayor y por lo tanto debemos aportar más energía para eliminar el segundo electrón.

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

### Ejercicio resuelto

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

### Resolución:

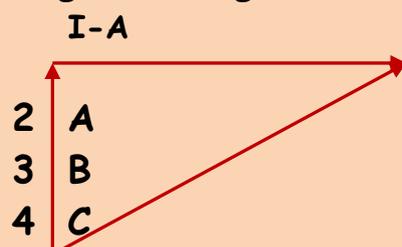
Lo primero que tenemos que hacer es la configuración electrónica de todos los átomos con el fin de localizarlos en el S.P.:

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

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

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



### Ejercicio resuelto

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

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

### Resolución:

Configuraciones electrónicas:

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

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

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

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

a)

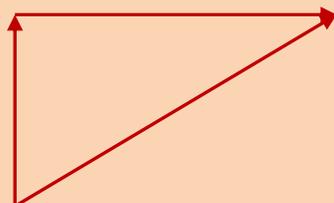
Se encuentran en el mismo periodo: **A y D**

b)

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

c)

Según el diagrama de electronegatividad:



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

d)

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

### Ejercicio resuelto

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

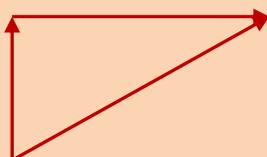
**A**( $1s^2 2s^2 2p^2$ ) **B**:( $1s^2 2s^2 2p^5$ ) **C**: ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ )

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

### Resolución

- a) A:  $(1s^2 2s^2 2p^2)$  → **Periodo 2; Grupo 14 (IV-A)** →  
 Elemento: **Carbono**.  
 B:  $(10s^2 2s^2 2p^5)$  → **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)**  
 Elemento: **Potasio**.

b) Según el diagrama de la Energía de Ionización:



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

### Ejercicio resuelto

Dados los elementos químicos A, B, C, D y E de números atómicos: 38, 17, 33, 42 y 20 respectivamente. a) Identifica los elementos químicos, b) Ordenarlos según orden decrecientes del Potencial de Ionización.

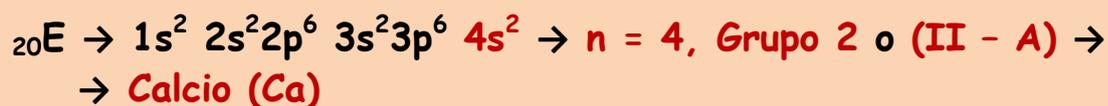
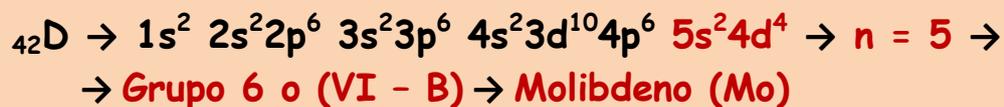
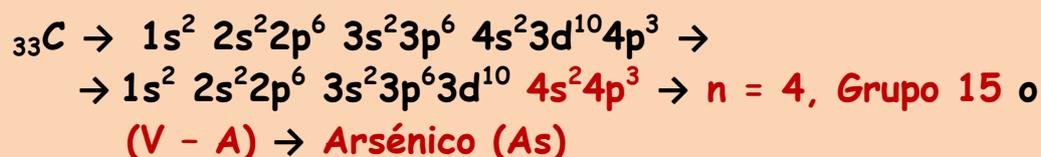
### Resolución

a)

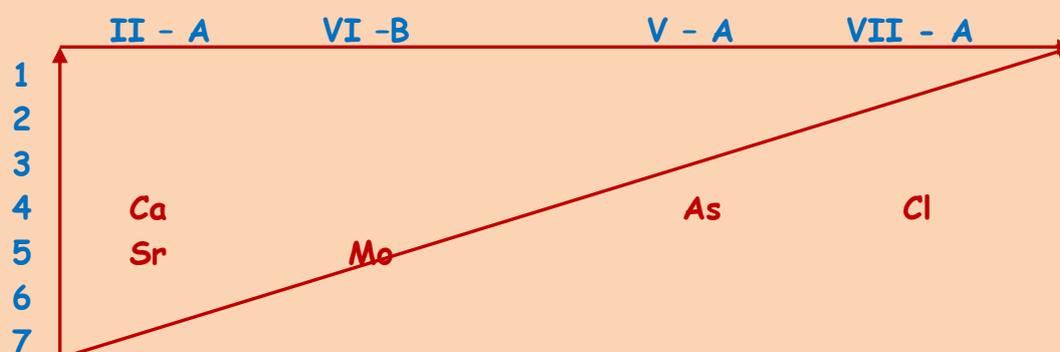
Configuraciones electrónicas:

${}_{38}\text{A} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 \rightarrow n = 5, \text{ Grupo 2 o (II-A)} \rightarrow \text{Estroncio (Sr)}$

${}_{17}\text{B} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow n = 3, \text{ Grupo 17 o (VII-A)} \rightarrow \text{Cloro (Cl)}$



b)



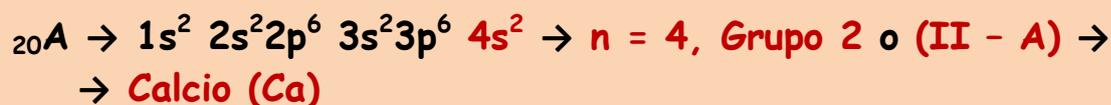
Orden pedido:



### Ejercicio resuelto

Determinar el elemento químico de mayor Potencial de Ionización entre los que tienen como número atómico  $Z = 20$  y  $Z = 7$ . Identifique de que elementos se trata.

### Resolución



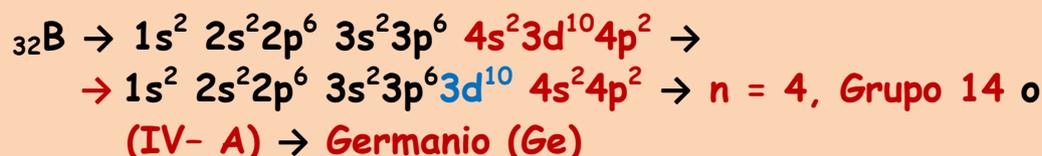
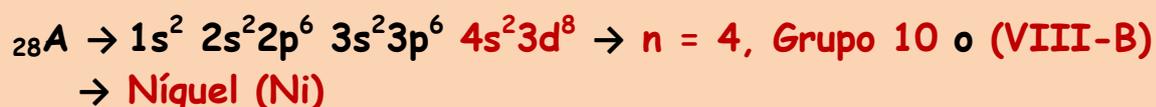


El elemento pedido es el **Nitrógeno (N)**.

### Ejercicio resuelto

Identifica y establece el elemento químico de menor Potencial de Ionización entre los elementos de  $Z = 28$  y  $Z = 32$ .

### Resolución

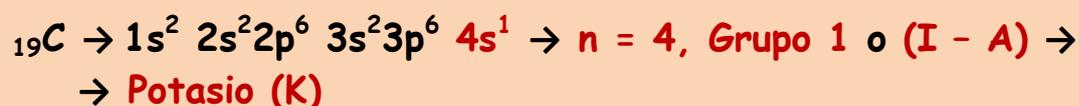


El elemento de menor Potencial de Ionización es el **Níquel (Ni)**.

### Ejercicio resuelto

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

### Resolución



Los tres elementos pertenecen al grupo (I - A). Al descender en un grupo del S.P. la Energía de Ionización DISMINUYE. El orden pedido es:



### Ejercicio resuelto

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a átomos neutros, razone: A:  $1s^2 2s^2 2p^2$   
B:  $1s^2 2s^2 2p^5$ , C:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$  a) grupo y periodo al que pertenece cada elemento y nombre del mismo. b) El elemento de mayor y el de menor energía de ionización.

### Resolución

a)

A:  $1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow n = 2$ , Grupo 14 o (IV - A)  $\rightarrow$  Carbono (C)

B:  $1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow n = 2$ , Grupo 17 o (VII - A)  $\rightarrow$  Flúor (F)

C:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \rightarrow n = 4$ , Grupo 1 o (I - A)  $\rightarrow$   
 $\rightarrow$  Potasio (K)

b)

Si tenemos el diagrama de variación de la Energía de Ionización:



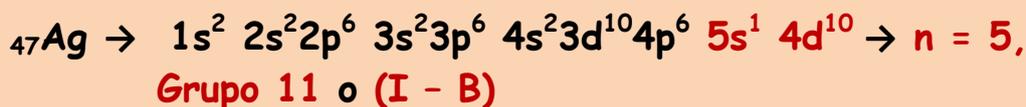
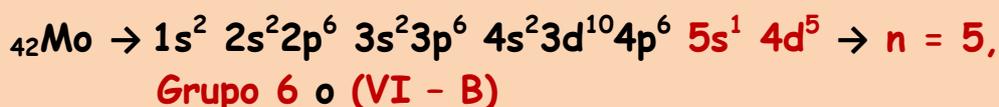
El elemento de mayor  $E_i$  es el Flúor (F) y el de menor el Potasio (K).

### Ejercicio resuelto

¿Quién tiene mayor Potencial de Ionización el Molibdeno o la Plata?

### Resolución

El ejercicio **no nos proporciona** los **Números Atómicos** de estos dos elementos pero ya sabéis como poder determinarlos:



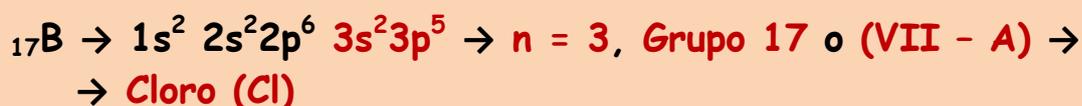
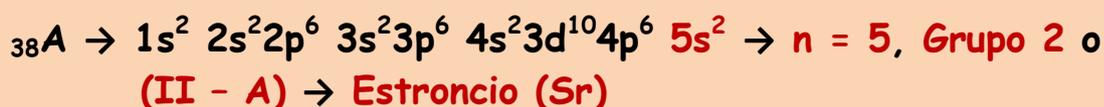
La Plata está más a la derecha en el **S.P.** por lo que tendrá un **mayor Potencial de Ionización**.

### Ejercicio resuelto

Dados los elementos químicos A, B, C, D y E de números atómicos: 38, 17, 33, 42 y 20 respectivamente ordenarlos en orden creciente del Potencial de Ionización.

### Resolución

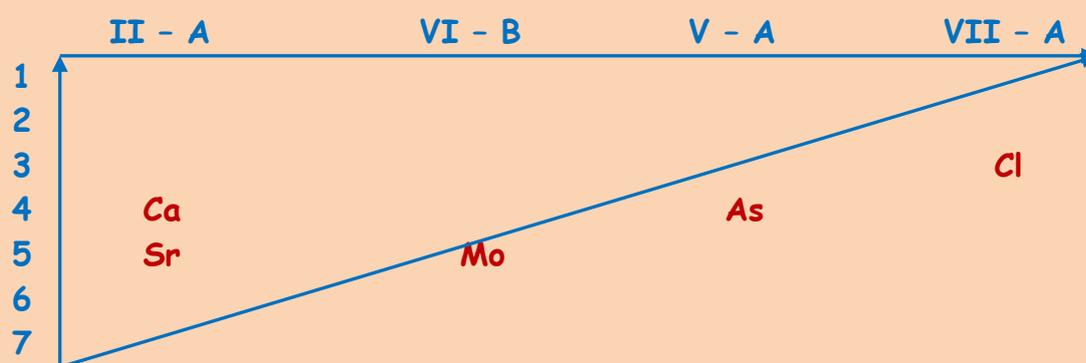
Configuraciones electrónicas:



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

${}_{42}\text{D} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^5 \rightarrow n = 5, \text{ Grupo } 6 \text{ o}$   
 $(\text{VI} - \text{B}) \rightarrow \text{Molibdeno (Mo)}$

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



Orden pedido:

$\text{Sr} < \text{Ca} < \text{Mo} < \text{As} < \text{Cl}$

## 17.- Afinidad Electrónica (A.E.)

Afinidad Electrónica

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

Afinidad Electrónica

[https://www.quimica.es/enciclopedia/Afinidad\\_electr%C3%B3nica.html](https://www.quimica.es/enciclopedia/Afinidad_electr%C3%B3nica.html)

Video: Afinidad Electrónica

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

Video: Afinidad Electrónica

<https://www.youtube.com/watch?v=uAyXJ182RzQ>

Video: Afinidad Electrónica

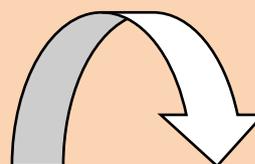
<https://www.youtube.com/watch?v=jf2SsbQBI14>

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



La **Afinidad Electrónica**, por criterio de signos, **siempre es negativa**. El anión formado es más estable que el átomo **neutro** del cuál proviene. 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:



## 18.- Electronegatividad (E.N.). Carácter no metálico

Electronegatividad

[http://www.fqdomingomiral.com/fqdmiral/QUI2BAC/QUI2BAC%20Tema%207%20Estructura%20atomica%20y%20sistema%20periodico/84\\_electronegatividad\\_y\\_carcter\\_metlico.html](http://www.fqdomingomiral.com/fqdmiral/QUI2BAC/QUI2BAC%20Tema%207%20Estructura%20atomica%20y%20sistema%20periodico/84_electronegatividad_y_carcter_metlico.html)

Electronegatividad

<https://www.todamateria.com/electronegatividad/>

Electronegatividad

<https://curiosoando.com/electronegatividad-en-la-tabla-periodica>

Video: Electronegatividad

<https://www.youtube.com/watch?v=Z0t28fXpTy0>

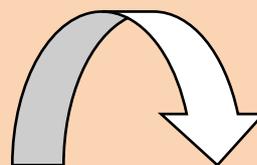
Video: Electronegatividad

<https://www.youtube.com/watch?v=eCU8mzdISO4>

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

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

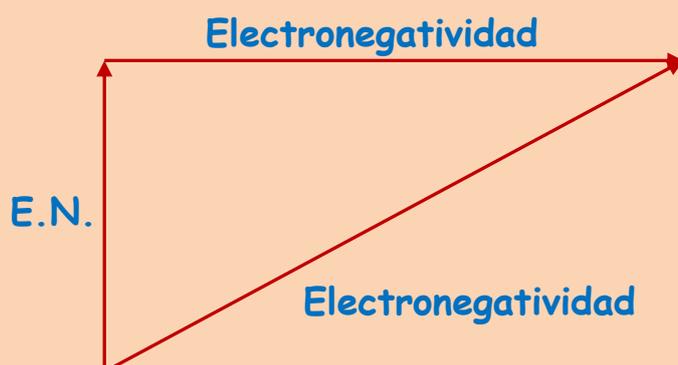
$$E.N. = \frac{E_i + A.E.}{2}$$



La Electronegatividad depende:

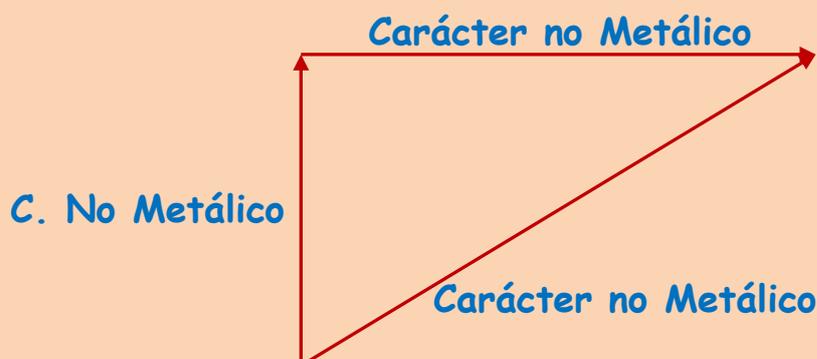
- a) De los valores de  $E_i$  y de A.E.
- b) La **Electronegatividad** aumentará al aumentar  $E_i$  y A.E.

El diagrama de la **variación** de la electronegatividad, en el **S.P.** es 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** del cuál proviene. El carácter **No Metálico** está estrechamente relacionado con la **Afinidad Electrónica**. A mayor A.E mayor carácter no metálico.

La variación del carácter **No Metálico** tiene una variación, en el **S.P.** igual a la variación de la **A.E**:



## Ejercicio resuelto

Dados los elementos químicos: A(Z = 17) ; B(Z = 20) ; C (Z = 24) y D (Z = 52), determinar: a) Ordenarlos de mayor a menor carácter metálico; b) Iones estables que nos pueden proporcionar cada uno de los elementos

## Resolución

a)

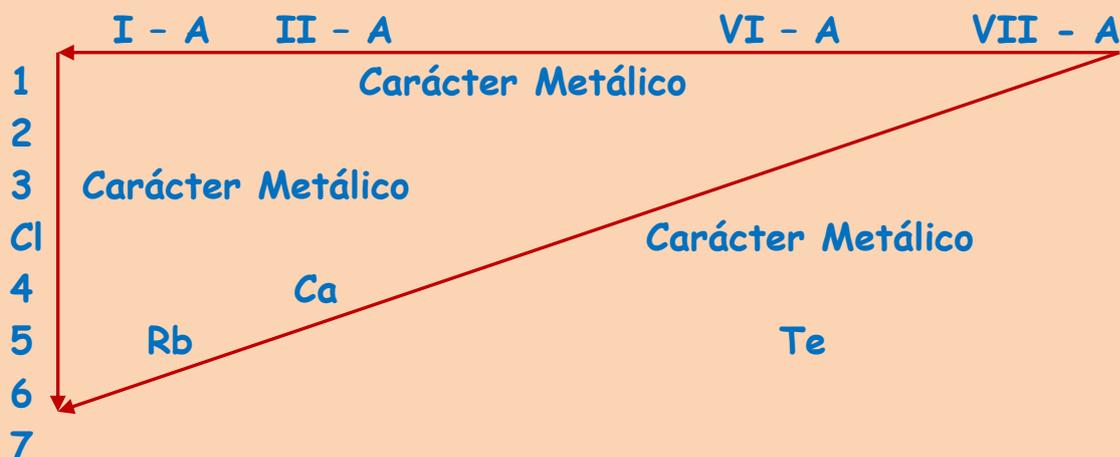
Configuraciones electrónicas:

${}_{17}\text{A} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow n = 3$ , Grupo 17 o (VII - A)  $\rightarrow$   
 $\rightarrow$  Cloro (Cl)

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

${}_{37}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 \rightarrow n = 5$ , Grupo 1  
o (I - A)  $\rightarrow$  Rubidio (Rb)

${}_{52}\text{D} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4 \rightarrow$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4d^{10} 4p^6 5s^2 5p^4 \rightarrow n = 5$   
Grupo 16 o (VI - A)  $\rightarrow$  Teluro (Te)



Orden pedido:

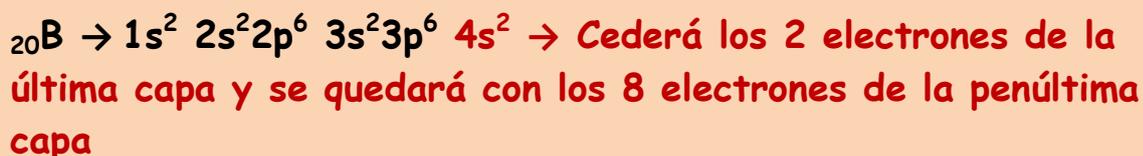


b)

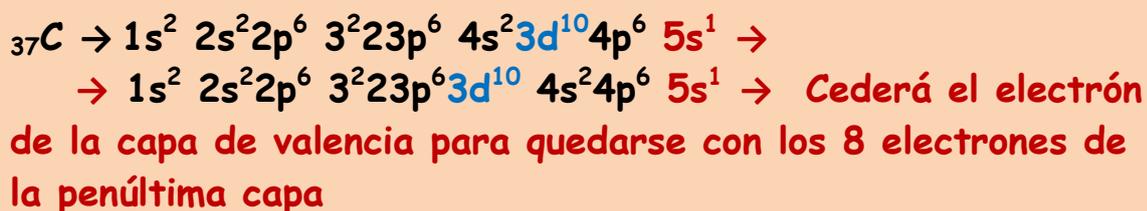
Los iones tienden a tener en la capa externa de su corteza electrónica 8 electrones que proporciona la máxima estabilidad al ión. Para ello cederán o captarán electrones:



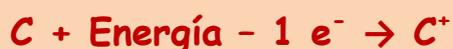
Reacción de Ionización:



Reacción de Ionización:



Reacción de Ionización:



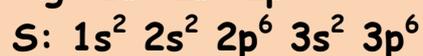
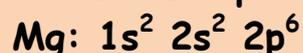
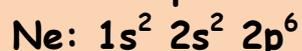
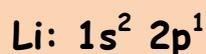
${}_{52}\text{D} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4d^{10} 4p^6 5s^2 5p^4 \rightarrow$  Tomará 2 electrones para completar su octeto y hacerse estable

Reacción de Ionización:

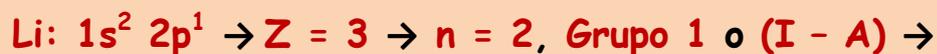


### Ejercicio resuelto

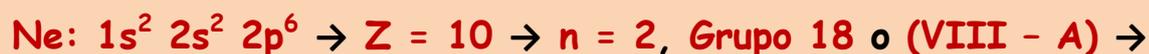
A continuación se dan las configuraciones electrónicas de algunos elementos. Razone para cada una si representa un átomo neutro, un ion positivo o un ion negativo.



### Resolución



Corresponde al átomo neutro del Litio



Corresponde al átomo neutro del Neón

F:  $1s^2 2s^2 2p^6 \rightarrow$  Última capa con 8 electrones y no se trata de un gas Noble  $\rightarrow ZF = 9$  pero tenemos en total 10 electrones lo que supone que el Flúor ha ganado 1 electrón formándose el ión estable correspondiente

Reacción de Ionización:



**Mg:  $1s^2 2s^2 2p^6 \rightarrow Z = 10 \rightarrow$**  Corresponde al número atómico del Magnesio **disminuido en 2**  $\rightarrow$  El Magnesio ha perdido **2 electrones** para formar el ión estable

Reacción de Ionización:



**S:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \rightarrow Z = 18,$**  dos electrones más que en el átomo de Azufre  $\rightarrow$  El azufre **ha ganado 2 electrones** para formar su ión estable

Reacción de Ionización:



### Ejercicio resuelto

a)Escriba las configuraciones electrónicas de las siguientes especies químicas:



### 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)  ${}_{13}\text{Al}^{+3} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 \rightarrow$  El Aluminio pierde **3 electrones** y se obtiene su ión estable

Reacción de Ionización:



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

Reacción de Ionización:



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

Reacción de Ionización:



### Ejercicio resuelto

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

### Resolución

a) Obtengamos las configuraciones de los átomos neutros:



El catión  $\text{X}^{+2}$  tiene un exceso de DOS CARGAS POSITIVAS

El átomo X ha perdido dos electrones:



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).

**$X^{+2}$  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:

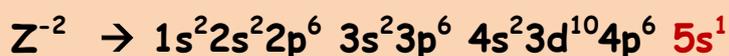


En su última capa **tiene 8 e-** (estructura de gas noble) y por lo tanto es un **catión ES ESTABLE**.

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<sup>-2</sup> NO ES ESTABLE**.

## 19.- Radio atómico

Radio atómico y radio Iónico

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

Radio Atómico

<https://www.liceoagb.es/quimigen/tabla6.html>

Radio Atómico

[http://www.colegiocooperativaalcazar.es/site/secundaria/depart\\_fyq/tabla\\_period/tabla/Radio.htm](http://www.colegiocooperativaalcazar.es/site/secundaria/depart_fyq/tabla_period/tabla/Radio.htm)

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

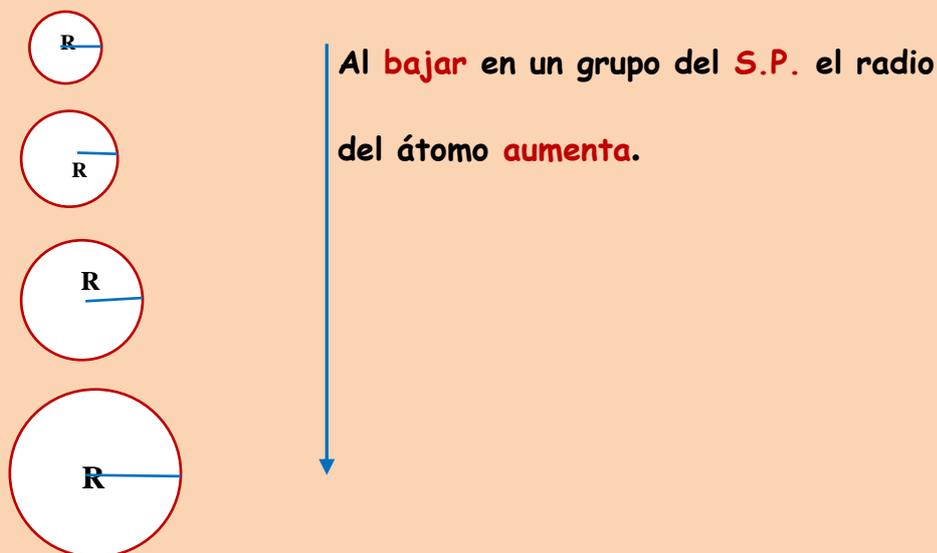
1.- El radio atómico identifica la distancia que existe entre el **núcleo** y el **orbital más externo** de un átomo. El **radio atómico** representa la distancia que existe entre el núcleo y la **capa de valencia** (la más externa).

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

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

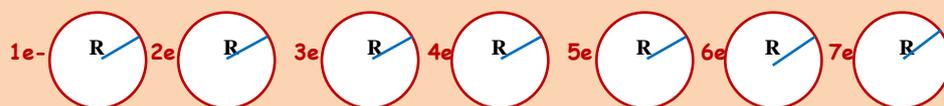
En un **grupo al aumentar el valor del periodo** (valor del número cuántico principal), lo que implica descender en el

mismo, **aumenta el número de capas de la corteza electrónica, aumenta el tamaño del átomo y por lo tanto aumenta el radio.** En el diagrama adjunto podemos ver el aumento del radio al descender en un grupo del **S.P.**



En un periodo nos encontramos con una situación especial. Cuando se estudió la **Energía de Ionización**, se dijo que, **en PRINCIPIO EL RADIO DEL ÁTOMO PERMANECÍA CONSTANTE EN UN PERIODO.** Esto no es verdad pero **no contradice lo dicho sobre la  $E_i$ , incluso fortalece el hecho de que en un periodo de izquierda a derecha aumenta  $E_i$ .**

En el diagrama siguiente observamos la constancia del radio:

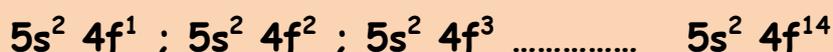


Al aumentar el número de electrones de la capa de valencia aumenta la **fuerza electrostática**, por ello era más difícil arrancar los electrones.

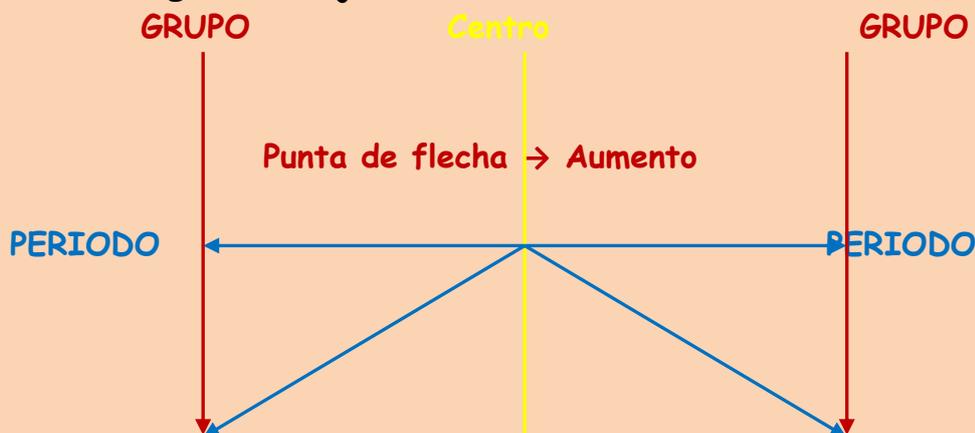
El hecho de que aumente la fuerza electrostática lleva consigo una contracción del átomo disminuyendo la distancia entre el núcleo del átomo y la capa más externa de este y **por lo tanto una disminución del radio atómico**. La situación sería la siguiente:



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



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



## 20.- Radio Iónico

Radio Iónico

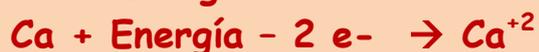
<http://herramientas.educa.madrid.org/tabla/properiodicas/radionico.html>

Variación del radio Atómico e Iónico

<https://elrincondelaprobado.com/wp-content/uploads/2015/12/propiedades-periodicas.-qu%C3%ADmica-2%C2%BA-bach.pdf>

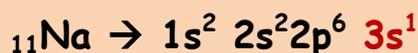
El radio iónico es el radio que tiene un átomo cuando ha perdido o ganado electrones, adquiriendo la estructura electrónica del gas noble más cercano.

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
- 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 **catión sodio, Na<sup>+</sup>**.



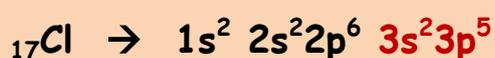
Observar que el átomo de sodio tiene **TRES** capas en la corteza electrónica y el catión sodio, Na<sup>+</sup>, tiene **DOS** capas en la corteza electrónica. Podríamos establecer un esquema que refleje lo que supone la ionización del átomo:



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

**Radio Átomo > Radio Cation**

En el caso del átomo de cloro:



Siete electrones en la última capa. Es más factible captar 1 e<sup>-</sup> y completar su octete:

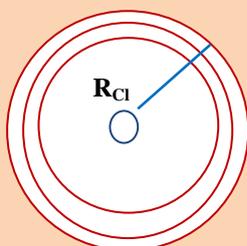


El átomo de cloro **toma 1 e<sup>-</sup>** y se transforma **en un anión, Cl<sup>-</sup>**. Este anión tiene **un electrón más** que el **átomo de cloro** y su configuración electrónica es:

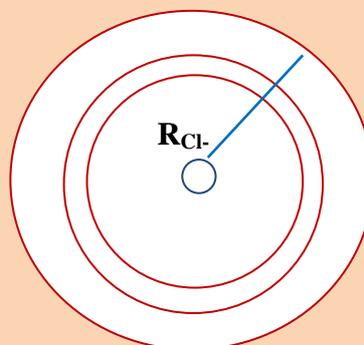


Podemos observar que tanto el átomo de cloro como el anión cloro tienen **TRES** capas en la corteza electrónica y el radio de uno y otro serían idénticos. **NO**. En el caso del anión Cl<sup>-</sup>, **hemos introducido 1 e<sup>-</sup> en una capa donde existen 7 e<sup>-</sup> y sabemos que cargas eléctricas del mismo signo se REPELEN**. Esto es cierto pero el electrón va a entrar de todas formas **en la capa electrónica**, la repulsión entre electrones va a producir un **aumento de distancia entre el núcleo y la capa más externa** y por lo tanto **UN AUMENTO DEL RADIO**.

Átomo de Cloro



Anión Cloruro



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

**Radio Átomo < Radio Anión**

### **Ejercicio resuelto**

Justifique que el ión  $\text{Na}^+$  tiene menor radio que el ión  $\text{F}^-$ .

### **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  $\text{Na}^+$  es:  $1s^2 2s^2 2p^6$

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

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

En lo referente al anión  $F^-$ ,  ${}_9F^-$ , existen **9 p<sup>+</sup>** pero al tener **una carga negativa en exceso** nos indica que el átomo de Flúor ha ganado 1 e<sup>-</sup>:



Por lo tanto el anión  $F^-$  tiene **10 e<sup>-</sup>** repartidos según la configuración electrónica:



Al estudiarla observamos:

- 1.- En la última capa hay **8 e<sup>-</sup>**. 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<sup>-</sup>**, 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<sup>-</sup>** se mayor que el radio del catión **Na<sup>+</sup>**.



## 21.- Volumen atómico

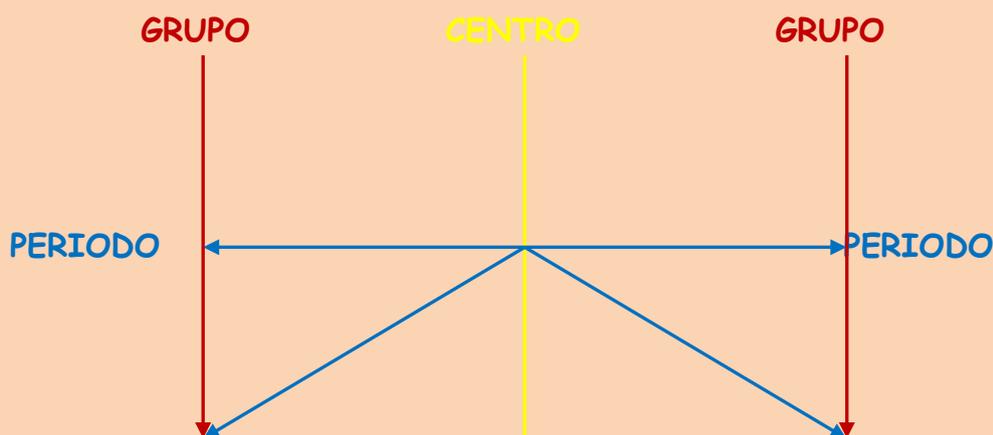
La variación periódica del tamaño de los átomos fue observada por Lothar Meyer, que determinó el **volumen atómico** o **volumen molar** como **cociente entre la masa de un mol de elemento y su densidad**.

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.

## 22.- Densidad atómica

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

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

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

La variación de la  **Densidad** en un  **periodo del S.P.**, y dependiendo esta de la  **masa** y del  **volumen**, de  **izquierda a derecha** hasta el  **centro del S.P.** irá  **aumentando** puesto que el  **volumen disminuye** y el  **número atómico aumenta**. A partir de la parte  **central** hacia la  **derecha**  **aumenta el volumen** y  **aumenta el número atómico** por lo que al  **aumentar numerador y denominador** deberemos conocer el  **volumen atómico** así como el  **número atómico** de los elementos químicos.

En un  **Grupo** a medida que descendemos en él  **aumenta el volumen** y el  **número atómico**. Para poder establecer la densidad tendremos que conocer el  **valor de las dos variables implicadas**.

