

## Tema N° 7

### Modelos Atómicos

#### Contenido Temático

- 1.- Modelo Atómico de Rutherford
- 2.- Modelo atómico de Böhr
  - 2.1.- Número Másico y Número Atómico
  - 2.2.- Distribución de los electrones en la Corteza Electrónica
- 3.- Correcciones de Sommerfeld
- 4.- Configuraciones electrónicas
- 5.- Reacciones de Ionización
  - 5.1.- Tipos de Iones
  - 5.2.- Propiedades Químicas de los Iones

#### Modelos Atómicos. Teórico

<http://thales.cica.es/rd/Recursos/rd99/ed99-0280-01/ejem3-parte1.html>

#### Video: Modelo atómico de Thomson

<http://www.youtube.com/watch?v=9zHJ1x-A-gk>

#### Modelos atómicos (Muy Importante)

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/atomo/modelos.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/modelos.htm)

## 1.- Modelo Atómico de Rutherford

Empezaremos haciendo un recordatorio de las **Partículas Elementales** constitutivas de los átomos:

PARTÍCULA	CIENTÍFICO	AÑO	CARGA ELEC.	MASA	SIMBO.
ELECTRÓN	THOMSON	1897	( - 1 )	1/1850	e <sup>-</sup>
PROTÓN	RUTHERFORD	1909	( + 1 )	1	p <sup>+</sup>
NEUTRÓN	CHADWICK	1932	0	1	n <sup>o</sup>

Debemos explicar la columna de la Masa:

Esta columna nos dice que si suponemos la masa del **Protón** es de **1 Kg**, la masa del **Neutrón** es también de **1 Kg** pero la masa del **Electrón** será:

$$m_{\text{electrón}} = (1 / 1850) \cdot m_{\text{protón}}$$

Como podemos observar, la masa del **Electrón** es mucho más pequeña que la masa del **Protón** y del **Neutrón**. Por ello cuando hacemos cálculos en donde interviene la masa de los átomos, la masa del **Electrón** la consideramos **DESPECIABLE** con respecto a la masa del **Protón** y del **Neutrón**.

Una vez descubiertas estas **tres partículas** del átomo muchos investigadores empezaron sus estudios y experiencias para distribuir las **dentro del átomo**. Nacen los **Modelos Atómicos**.

Video: Modelo atómico de Rutherford

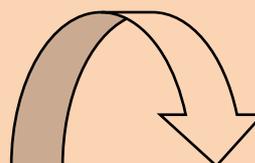
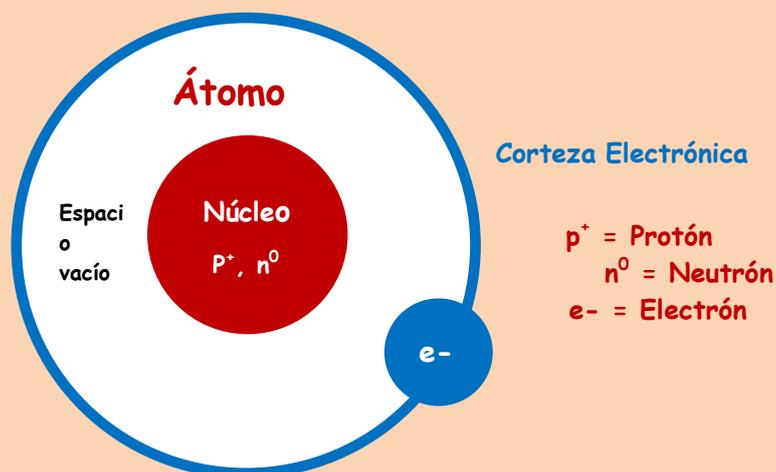
<http://www.youtube.com/watch?v=PcOLWkUWPI8>

Empezaremos estudiando el Modelo **Atómico de Rutherford** (Visto en 3º de E.S.O.) pero es bueno recordarlo.

Tras una experiencia conocida por el nombre de su autor, **Experiencia de Rutherford**, este científico dividió al **Átomo** en dos partes:

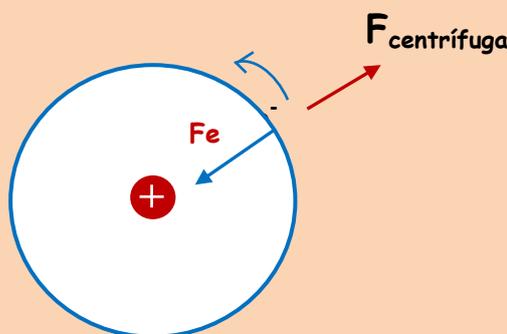
- a) **Núcleo.**- En donde se encuentra concentrada prácticamente toda la masa del átomo (**protones + neutrones**) y con **carga eléctrica positiva** procedente de los **Protones**.
- b) **Corteza Electrónica.**- En donde se encuentran los **Electrones** describiendo **órbitas circulares** alrededor del **Núcleo**.

El esquema del **modelo atómico de Rytherford** queda de la forma:



En el mundo de la Ciencia cuando un científico establece una Teoría, el resto de la comunidad científica se pone manos a la obra para establecer la veracidad de dicha teoría. Al modelo atómico de Rutherford le plantearon **dos inconvenientes** que podían tirar por tierra su modelo, estos fueron:

- a) Si el **núcleo** está cargado **Positivamente** y los **electrones** tienen **carga eléctrica negativa**, se crearía una **fuerza electrostática** (naturaleza eléctrica) que haría que el **electrón** fuera **atraído** por el **Núcleo**. Rutherford basándose en la **Física clásica** se defendió recordando: Cuando un cuerpo describe **órbitas circulares** se encuentra bajo la acción de una **fuerza** llamada **Centrífuga** en **dirección hacia fuera de la órbita** y que anularía la **fuerza electrostática**.

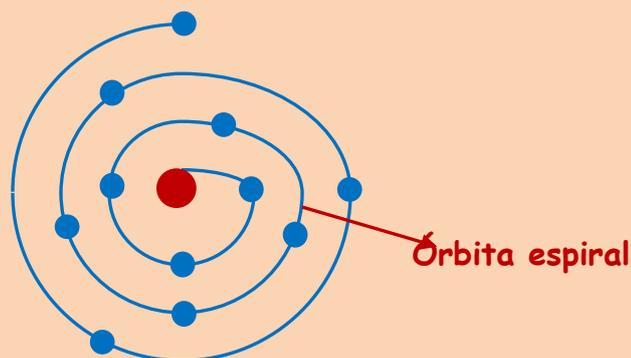


Las fuerzas **Fe** y **Fc** son dos fuerzas aplicadas en un mismo punto con la **misma dirección** y **sentido contrario**. La **Resultante** de estas dos fuerzas será nula:

$$\Sigma F = F_R = F_c + (-F_e) = F_c - F_e = 0$$

El **electrón** puede describir **órbitas circulares** alrededor del **Núcleo**.

b) La **Teoría electromagnética** dice: Cuando una **carga eléctrica** describe **órbitas circulares**, va perdiendo energía y el **electrón** describiría una **órbita en espiral** y terminaría **cayendo al núcleo**.



Contra esta teoría Rutherford no se pudo defender.

## 2.- Modelo atómico de Böhr.

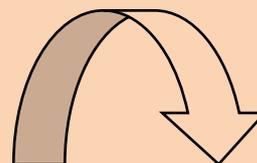
Video: Modelo atómico de Böhr

<http://www.youtube.com/watch?v=bBfh00VAdIc>

Más tarde un alumno de Rutherford, **Böhr**, basándose en los estudios de la época y referentes a:

- a) Estudio de los **Espectros** de los átomos
- b) Teoría Cuántica de **Planck**

**Böhr** pudo establecer su modelo atómico resolviendo el problema de la teoría electromagnética.



**Böhrh acepta el Núcleo Atómico** establecido por Rutherford y establece **tres postulados** con respecto a la **Corteza Electrónica**:

**Primer postulado.-** Los **electrones giran alrededor del núcleo en órbitas estacionarias, sin emitir energía** (sin cumplir los principios electromagnéticos).

**Segundo postulado.-** Sólo son posibles las órbitas con determinado **contenido energético**. Es un postulado de alto nivel y de momento nosotros lo aceptamos.

**Tercer postulado.-** Cuando un **electrón** pasa de una **órbita superior** a una **inferior** (**mayor contenido energético a menor contenido energético**) la **diferencia de energía** de las órbitas se emite en forma de **radiación (onda) electromagnética**, dicho de otra forma, se **LIBERA ENERGÍA**. Para que un **electrón** pueda **subir** a **órbitas superiores** debemos **suministrarle energía**.

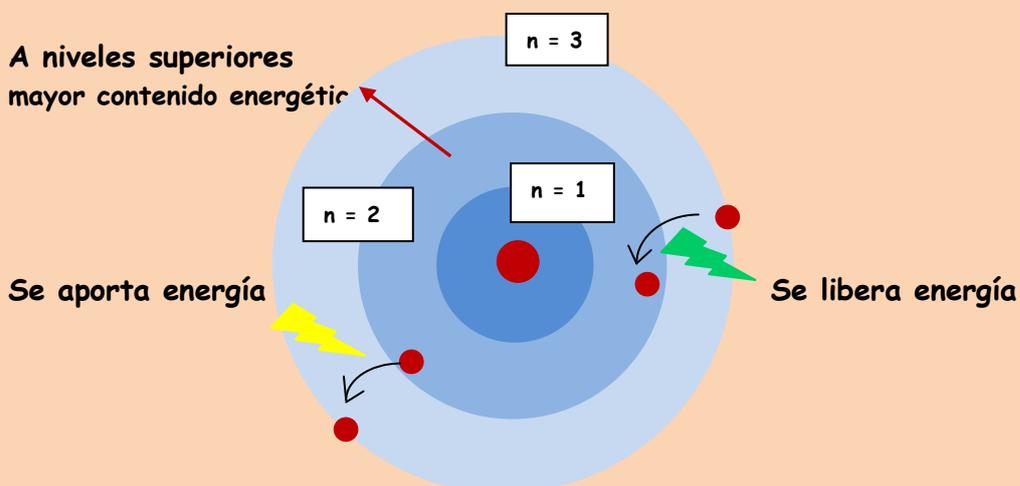
Los tres postulados los podemos resumir en:

- a) La **corteza electrónica** está dividida en varias **capas** u **órbitas** en las que el **electrón gira** alrededor del núcleo.
- b) El segundo postula nos viene a decir que el **electrón no elige** la órbita es la **órbita** la que **elige al electrón**. La elección lleva consigo unas **necesidades energéticas** que si el **electrón** no las cumplen no puede incluirse en la citada órbita. Dicho de otra forma: las **"capas"** u **"órbitas"** de la **corteza electrónica** son **NIVELES ENERGÉTICOS**. Cuanto más nos alejamos del núcleo el contenido energético de la órbita es mayor. El término **"capa"** u **órbita** no se contempla en el **modelo atómico de**

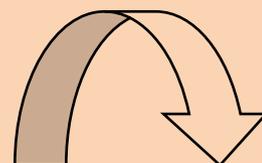
**Böhr**. Se trata de **niveles energéticos** dentro de los cuales los electrones giran alrededor del núcleo.

- c) El electrón puede **descender** a **niveles energéticos inferiores** y para ello **debe liberar energía** para adaptarse al nuevo nivel. Si un electrón **necesita ascender a niveles energéticos superiores** tendremos que suministrarle energía incorporarse al nuevo nivel superior.

El esquema del átomo de **Böhr** quedaría de la forma:



**Böhr** necesita de un **parámetro** que determine el **número de nivel energético**. Este parámetro es el **Número Cuántico Principal (n)**. Este **número cuántico** como podéis ver en el dibujo nos establece el **Tamaño del átomo**, a mayor valor de "n" mayor es el **tamaño (Volumen)** del átomo.



## 2.1.- Número Másico y Número Atómico

Supongamos, por ejemplo, que un átomo tiene 11 e<sup>-</sup>. Rutherford no tendría problemas para distribuirlos pues los manda a la **Corteza Electrónica**, pero **¿Cómo los distribuye Böhr si para él la corteza electrónica tiene varias capas?** Vamos a contestar a esta pregunta, pero antes hay que repasar lo visto del átomo en 3º de E.S.O.

Si queremos manifestar el número de **partículas elementales** que contiene un átomo utilizamos la siguiente estructura:



**X** = Átomo de cualquier elemento químico

**Z** = Número Atómico = nº protones = nº de electrones [1]

Podéis utilizar cualquiera de las tres estructuras con la siguiente observación:

- El número Másico (A) siempre como exponente
- El número atómico (Z) siempre como subíndice

[1] En átomos neutros (nº electrones = nº protones)

**A** = Número Másico = nº neutrones + nº protones (1)

Si trabajamos con **iones** (aniones o cationes):

**Nº protones ≠ Nº electrones**

**Z = Siempre nº protones**

Si nos vamos a (1)

$$A = N + Z$$

### Ejercicio resuelto

Un átomo tiene de número másico 35 y posee 17 electrones. Determinar el resto de partículas elementales de dicho átomo.

### Resolución

$$A = 35$$

$$Z = 17$$

Como se trata de un átomo neutro el **número de protones es igual al número de electrones** y por lo tanto serán 17 protones.

Por otra parte sabemos que:

$$A = N + Z$$

$$35 = N + 17$$

$$35 - 17 = N$$

$$N = 18 \text{ neutrones}$$

### Ejercicio resuelto

Supongamos el átomo del elemento químico Kriptón (Kr). Tiene de número másico 84 y su número de protones es de 36, determinar el número de electrones de dicho átomo.

## Resolución

Recordar:

$$A = N + Z \rightarrow Z = A - N = 84 - 36 = 48 \text{ electrones}$$

## 2.2.- Distribución de los electrones en la Corteza electrónica

Supongamos el átomo  ${}_{11}\text{X}^{23}$ , por lo dicho sabemos que el átomo X tiene 11  $e^-$  en la corteza electrónica. Para distribuirlos, según Böhrr seguiremos los criterios:

- a) El número de electrones máximo por nivel energético viene determinado por la ecuación :

$$\text{N}^\circ \text{ Electrones máximo por nivel energético} = 2 \cdot n^2$$

$n$  = valor del número cuántico principal =  
=  $n^\circ$  del nivel energético en la corteza electrónica.

- b) En el último nivel de la corteza electrónica EXISTEN COMO MÁXIMO OCHO ELECTRONES. Menos, vale, pero más de 8 nunca.
- c) En el último nivel de la corteza electrónica existen un número de electrones igual al número de grupo del Sistema Periódico al cual pertenece el elemento químico.

El apartado c) no es totalmente cierto pero para nuestras exigencias académicas es suficiente.

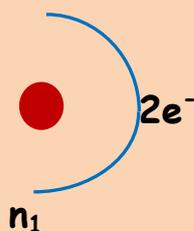
Podemos observar como los **Neutrones no intervienen** y la razón se debe a que en la **Corteza Electrónica no se contempla su existencia**.

**Veamos un ejemplo:**

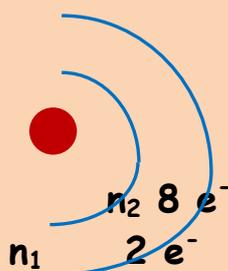
Dado el átomo  ${}_{11}\text{X}^{23}$  distribuir sus electrones en la Corteza Electrónica.

Según la simbología del átomo tenemos un total de  $11 e^-$ .

Nivel Energético  $n^\circ 1 \rightarrow n = 1 \rightarrow n^\circ e^- = 2 \cdot 1^2 = 2 e^-$



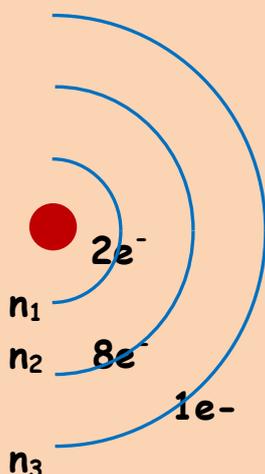
Nivel Energético  $n^\circ 2 \rightarrow n = 2 \rightarrow n^\circ e^- = 2 \cdot 2^2 = 8 e^-$



Ya hemos colocado 10, luego sólo nos queda **UNO** que iría a un **tercer nivel** a pesar de que la fórmula nos daría como **máximo**:

Capa  $n^\circ 3 \rightarrow n = 3 \rightarrow n^\circ e^- = 2 \cdot 3^2 = 18 e^-$  (Recordar que esta ecuación nos proporciona el número máximo de electrones por nivel)

El átomo, según Böhr, nos quedaría de la siguiente forma:



Supongamos el átomo  ${}_{19}\text{X}^{39}$ . Veamos la distribución de los electrones:

Total de electrones = 19

$$\text{Nivel n}^\circ 1 = 2 \cdot 1^2 = 2 e^-$$

$$\text{Nivel n}^\circ 2 = 2 \cdot 2^2 = 8 e^-$$

Hasta aquí todo va bien

$$\text{Nivel n}^\circ 3 = 2 \cdot 3^2 = 18 e^-$$

Esto supondría un total de electrones de:

$$2 e^- + 8 e^- + 18 e^- = 28 e^-$$

No podemos colocar en,  $n = 3$ , 18  $e^-$  puesto que no los tenemos. Nos quedan por colocar:

$$19 - (2 + 8) = 19 - 10 = 9e^-$$

En  $n = 3$  no podemos colocar 9 $e^-$  puesto que la última capa solo puede tener como máximo 8 $e^-$ . Haremos lo siguiente:

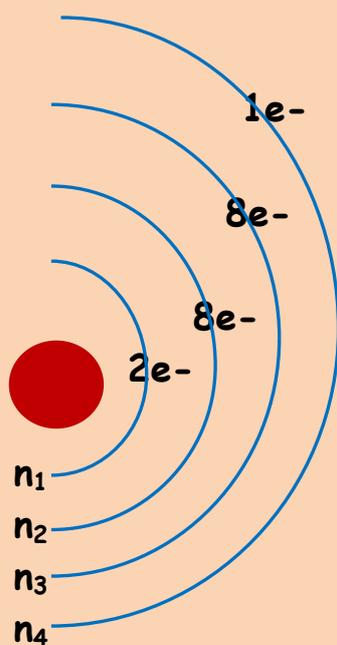
a) Colocar en el nivel  $n = 3 \rightarrow 8 e^-$

Entonces nos quedan por colocar:

$$19 - (2+8+8) = 19 - 18 = 1 e^-$$

b) Creamos un 4º nivel e introducimos en ella el electrón que nos faltaba.

El esquema del átomo quedará de la forma:



Este último cálculo lo podríamos ahorrar si supiéramos que el átomo pertenece al elemento químico **Potasio**. El **Potasio** pertenece al Grupo **I - A** o Grupo **1** del Sistema Periódico. El grupo I nos dice que el citado átomo, como el resto de los elementos químicos del grupo, **tiene en su último nivel 1 electrón**.

**Como resumen a lo dicho:**

Cuando tengamos este problema lo arreglaremos poniendo **dos niveles en vez de uno solo**. En el **penúltimo siempre pondremos 8 e<sup>-</sup> o 18 según el n° de electrones del átomo** y en el último los que nos queden para **completar todos los electrones**.

A partir de este momento los términos **"capa"** y **"órbita"** no deben ser utilizados. En su defecto se refieren a **"niveles energéticos"**.

### **Ejemplo resuelto**

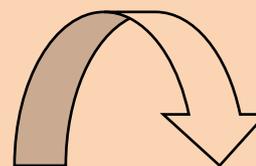
Dado el átomo  ${}_{16}\text{X}^{32}$ . Determinar:

- Elemento químico al cual pertenece nuestro átomo
- Número de partículas elementales que lo constituyen
- Esquema del átomo según modelo atómico de Bohr

### **Resolución**

a)

El elemento químico al cual pertenece nuestro átomo es el **Oxígeno**.



### IMPORTANTE

Es **TOTALMENTE NECESARIO EL CONOCIMIENTO** del **Sistema Periódico** de los **Elementos Químicos**.

b)

$$Z = 16$$

$$A = 32$$

$$N^{\circ} e^{-} = n^{\circ} p^{+} = 16$$

$$N^{\circ} n^{\circ} = A - Z = 32 - 16 = 16$$

c)

Esquema del átomo

Electrones totales = 16

Distribución de los  $e^{-}$  en las capas de la corteza electrónica:

$$n = 1 \rightarrow n^{\circ} e^{-} = 2 \cdot n^2 = 2 \cdot 1^2 = 2e^{-}$$

$$n = 2 \rightarrow n^{\circ} e^{-} = 2 \cdot 2^2 = 8e^{-}$$

Hasta el momento se han colocado  $2 + 8 = 10 e^{-}$

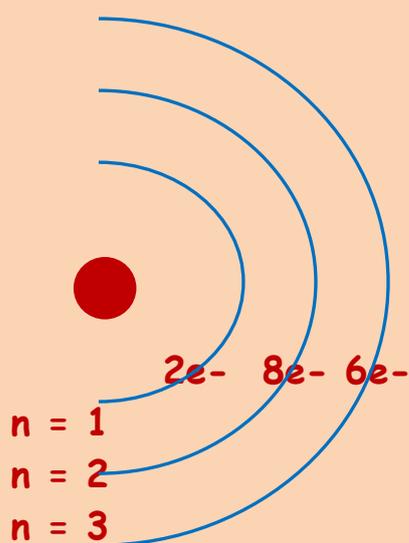
Nos quedan por colocar:

$$16 - 10 = 6 e^{-}$$

$$n = 3 \rightarrow 6 e^{-}$$

No ha sido necesaria la aplicación de la ecuación  $2 \cdot n^2$  para calcular los electrones del nivel  $n = 3$ .

Esquema:



### Ejemplo resuelto

Dado el átomo  ${}_{20}\text{Ca}^{40}$  determinar el esquema del átomo según el modelo atómico de Böhr.

### Resolución

El átomo pertenece al elemento químico Calcio. Dicho elemento se encuentra localizado en el **Grupo II - A** o **Grupo 2** lo que nos indica que en el **último nivel** de la corteza electrónica **existirán 2 e-**. Lo comprobaremos más tarde.

Determinación del número de partículas elementales:



$$Z = 20$$

$$A = 40$$

Número de electrones = Número de protones = **20**

Número de neutrones =  $A - Z = 40 - 20 = 20$

Distribución de los electrones en la corteza electrónica:

$$n = 1 \rightarrow n^{\circ} e^{-} = 2 \cdot n^2 = 2 \cdot 1^2 = 2 e^{-}$$

$$n = 2 \rightarrow n^{\circ} e^{-} = 2 \cdot 2^2 = 8 e^{-}$$

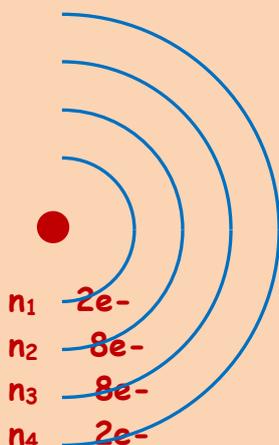
$$n = 3 \rightarrow n^{\circ} e^{-} = 2 \cdot 3^2 = 18 e^{-}$$

No podemos colocar en  $n = 3$  los 18  $e^{-}$  puesto que nos pasamos en el número de electrones:

$$2 + 8 + 18 = 28$$

En este caso añadiremos otro nivel más,  $n = 4$ , en donde colocaremos los 2  $e^{-}$  según su grupo en el SP. En el nivel  $n = 3$  pondremos los que faltan por completar el total y que serán **8**:

$$2 + 8 + 8 + 2 = 20 e^{-}$$



### Ejercicio resuelto

Dado el átomo  ${}_{35}\text{X}^{80}$  determinar el esquema de dicho átomo según el modelo atómico de Böhr.

### Resolución

Número de partículas elementales:



$$Z = 35 = n^{\circ} \text{ electrones} = n^{\circ} \text{ protones}$$

$$\text{Neutrones} = A - Z = 80 - 35 = 45$$

En el núcleo existirán 35 p+ y 45 n°

En la Corteza electrónica = 35 e-

Distribución de los electrones en la Corteza Electrónica:

$$n = 1 \rightarrow n^{\circ} e^- = 2 \cdot n^2 = 2 \cdot 1^2 = 2e^-$$

$$n = 2 \rightarrow n^{\circ} e^- = 2 \cdot n^2 = 2 \cdot 2^2 = 8e^-$$

$$n = 3 \rightarrow n^{\circ} e^- = 2 \cdot n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18e^-$$

-----  
28 e-

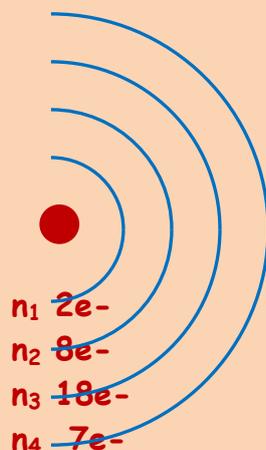
Hasta 35 e- nos quedan:

$$35 - 28 = 7 e^-$$

Estos 7 e- entran sin dificultad al nivel  $n = 4$

$$n = 4 \rightarrow 7 e^-$$

Esquema:



### Ejercicio resuelto

Un elemento químico pertenece al grupo II - A o Grupo 2 del Sistema Periódico. Tiene de número atómico un valor de 38 y de número másico 88. Determinar:

- Partículas elementales que constituyen su átomo
- Distribución de las partículas en la estructura del átomo

### Resolución

a)

Datos:

$$Z = 38$$

$$A = 88$$

$$Z = n^\circ \text{ de electrones} = n^\circ \text{ protones} = 38$$

$$N = A - Z = 88 - 38 = 50 n^\circ$$

b)

Nuestro átomo en cuestión presenta un núcleo compuesto por 38 p<sup>+</sup> y 50 n<sup>°</sup>. Presenta carga eléctrica positiva debido a los protones.

En la corteza electrónica y en sus niveles se distribuirán los 38 e<sup>-</sup>.

Distribución de los electrones en la Corteza Electrónica:

Nivel energético n = 1 = n<sup>°</sup> electrones = 2 · n<sup>2</sup> = 2 · 1<sup>2</sup> = 2e<sup>-</sup>

" " n = 2 = n<sup>°</sup> electrones = 2 · n<sup>2</sup> = 2 · 2<sup>2</sup> = 8e<sup>-</sup>

Nivel Energético n = 3 = n<sup>°</sup> e<sup>-</sup> = 2 · n<sup>2</sup> = 2 · 3<sup>2</sup> = 18e<sup>-</sup>

Hemos colocado hasta el momento:

$$2 + 8 + 18 = 28 e^-$$

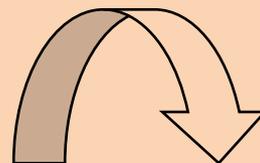
Nos quedan por colocar:

$$38 - 28 = 10 e^-$$

Nivel energético n = 4 = n<sup>°</sup> e<sup>-</sup> = 2 · 4<sup>2</sup> = 32e<sup>-</sup>

El nivel n = 4 no puede introducir 32 e<sup>-</sup>

$$28 + 32 = 60e^- \text{ (nos pasamos de electrones)}$$



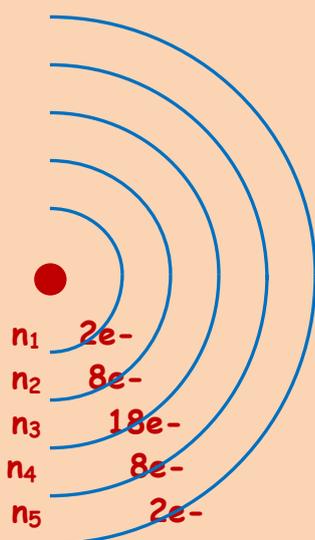
Como el elemento químico pertenece al grupo II - A tendrá en el nivel más externo de la corteza electrónica  $2e^-$ . Tenemos que admitir un nivel  $n = 5$  donde irán los  $2e^-$  y en el  $n = 4$  los restantes:

$$2 + 8 + 18 + x + 2 = 38$$

$$30 + x = 38$$

$$x = 38 - 30 = 8 e^-$$

Esquema del átomo:



### 3.- Modelo atómico de Sommerfeld

Video: Modelo atómico de Sommerfeld

[http://www.youtube.com/watch?v=tp\\_vcGpt\\_3Y](http://www.youtube.com/watch?v=tp_vcGpt_3Y)

Modelos Atómicos

[m.youtube.com/watch?v=2L1zuz2wopY](http://m.youtube.com/watch?v=2L1zuz2wopY)

## Modelos Atómicos

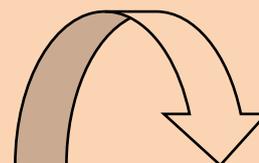
[m.youtube.com/watch?v=to\\_vcGpt\\_3Y](https://m.youtube.com/watch?v=to_vcGpt_3Y)

Los avances en las nuevas tecnologías de los espectroscopios (aparecen nuevas rayas) hizo posible la necesidad de modificación en algunos aspectos del átomo de Böhr en lo referente a:

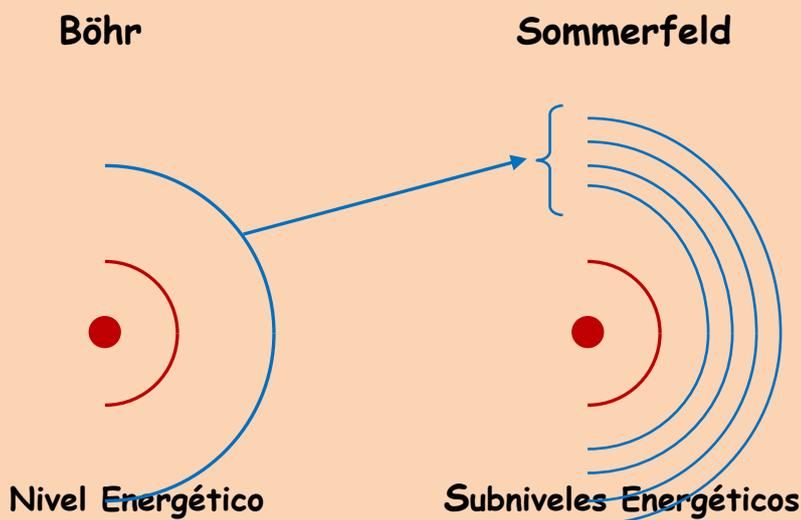
- a) Las órbitas descritas son siempre circulares.
- b) No incorpora La Mecánica Relativista a los fenómenos atómicos.

**Sommerfeld** modificó el modelo de Böhr en los siguientes aspectos:

- a) Las órbitas o **niveles energéticos** pueden ser **Circulares** o **Elípticas**.
- b) Dentro de cada **Nivel Energético** pueden existir **Subniveles Energéticos** que se conocen con el nombre de **Orbitales Atómicos**.



El **Orbital Atómico** lo podemos definir como: La región del espacio, caracterizada por una determinada energía, donde la probabilidad de encontrar un electrón es superior al 99 %.



**Sommerfeld**, para establecer sus conclusiones, introdujo un nuevo **número cuántico** llamado **Secundario** o **Azimutal (l)**

Los valores que toma "l" están comprendidos entre:

$$0 \dots\dots\dots (n - 1)$$

Es decir:

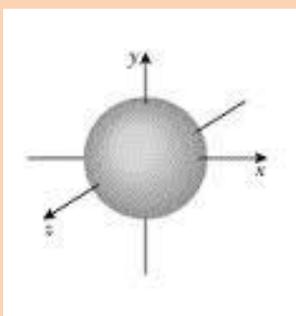
$$\text{Si } n = 4 \rightarrow l = 0, 1, 2, 3$$

**Video:** Orbitales atómicos. MUY INTERESANTE

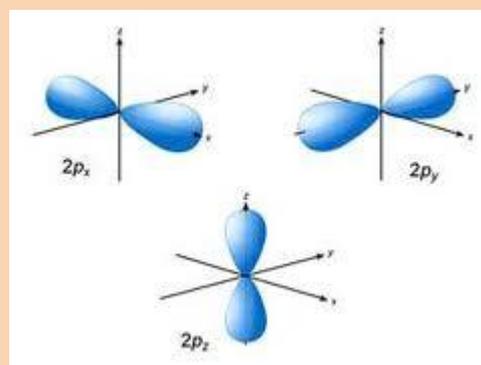
<http://www.youtube.com/watch?v=ErtFZalJJWY>

En función del valor que tenga "l" así será la forma del **Subnivel Energético** u **Orbital Atómico**. En el siguiente cuadro se establece el valor de "l" y su forma correspondiente:

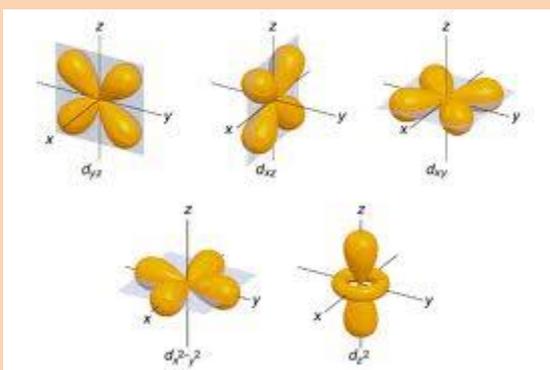
VALOR DE "l"	SIMBOLO	FORMA GEOMÉTR
0	s	Esférica
1	p	Elíptica
2	d	Elíptica Compleja
3	f	Elíp. Muy Compleja



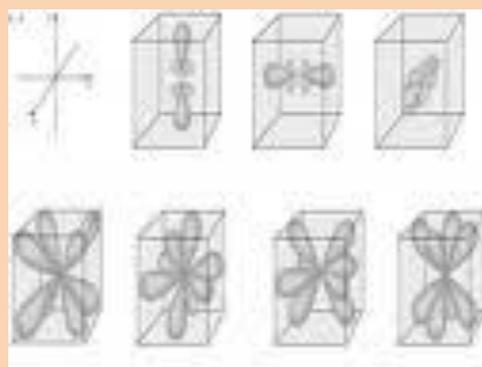
Orbital "s"



Orbitales "p"



Orbitales "d"



Orbitales "f"

El número de electrones **máximo** que puede existir en un **subnivel energético** es:

ORBITAL ATÓMICO	NÚMERO DE ELECTRONES
s	De 1 a 2
p	De 1 a 6
d	De 1 a 10
f	De 1 a 14

El orden de llenado de los electrones en los **Subniveles Energéticos** depende de la energía de cada Subnivel:

Niveles energéticos de los orbitales atómicos:



El orden anterior nos dice que el **primer Subnivel Energético** que se completa en cada nivel energético es el "s", después el "p", después el "d" y por último el "f".

Todo esto queda reflejado en la tabla:

NIVEL ENER.	Nº ELECTR. MAX	SUBNIVELES. ENERGÉTICOS	SIMBOLOGÍA
1	2	"s"	1 s <sup>2</sup>
2	8	"s" y "p"	2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
3	18	"s" + "p" + "d"	3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 3d <sup>10</sup>
4	32	"s"+"p"+"d"+"f"	4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup> 4d <sup>10</sup> 4f <sup>14</sup>

## 4.- Configuraciones electrónicas

Nos encontramos en condiciones de establecer **La Configuración Electrónica de los Elementos Químicos**, según las correcciones hechas a modelo atómico de Böhr por parte de Sommerfeld.

Para poder establecer las **Configuraciones Electrónicas** nos vemos en la necesidad de recordar el **Sistema Periódico de los Elementos Químicos**.

En el **S.P.** los elementos químicos se clasifican en **GRUPOS** o **FAMILIAS** (Se estudian en vertical). En esta tabla periódica nos encontramos con 18 **Grupos** o **Familias** ( del 1 al 18). Este es el último criterio para establecer los grupos del S.P. Existe otro tipo de clasificación: Elementos de los **grupos A** y elementos de los **grupos B**, es más antiguo pero más eficaz desde el punto de vista químico. Haremos una correspondencia entre los dos criterios:

<u>GRUPO</u>	<u>GRUPO ANTIGUO</u>
1	I - A
2	II - A
3	III - B
4	IV - B
5	V - B
6	VI - B
7	VII - B
8	• VIII - B
9	• IX - B
10	• X - B
11	I - B

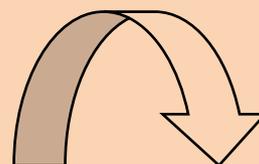
12	II - B
13	III - A
14	IV - A
15	V - A
16	VI - A
17	VII - A
18	VIII - A ó GRUPO O

Los Grupos **VIII - B**, **IX - B** y **X - B** se conocen como **Triadas** y se estudian en horizontal.

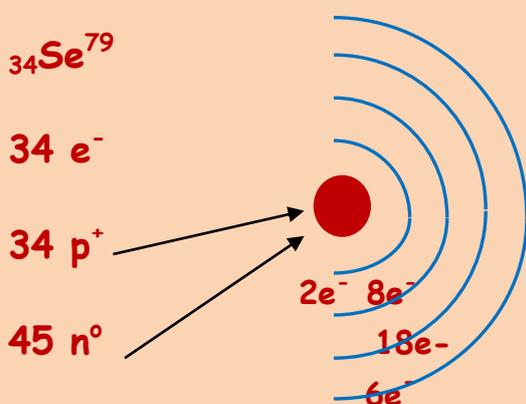
Los elementos químicos pertenecientes a los grupos **A** se llaman **Elementos Representativos**. Los elementos pertenecientes a los grupos **B** se llaman **Elementos de Transición**. Los elementos que pertenecen a la familia del **Actinio** y **Lantano** llamados **Lantánidos** y **Actínidos**, también conocidos como **Elementos de Transición Interna** o **Tierras Raras**.

En horizontal los elementos químicos forman los **Periodos**. Estos se deberían estudiar en horizontal pero no hace falta. Si conoces bien el **S.P.** verticalmente es suficiente para resolver nuestras cuestiones. Son **7 Periodos**. De los periodos **6** y **7** separamos los **Lantánidos** y **Actínidos**, si no fuera así obtendríamos un **S.P. sumamente largo**.

Importante: Con la clasificación de **grupos A** y **grupos B**, el **número de electrones** de la última capa de la **Corteza Electrónica** (capa de **VALENCIA**), para los elementos **Representativos** y algunos de **Transición**, es igual al número de grupo al cual pertenecen en el **S.P.**



Supongamos uno de los ejemplos vistos anteriormente para el modelo atómico de Bóhr:

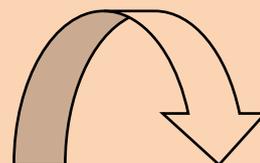


Para Sommerfeld:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$

En este tipo de Configuración Electrónica los **coeficientes numéricos** nos representan la **Capa** o **Nivel Energético** de la **corteza electrónica**. Los **exponentes** determinan los **electrones que contiene el Orbital Atómico** sobre el que están.

Existen **tres métodos** para establecer la **Configuración Electrónica** de los átomos de los elementos químicos:

- Recordar los orbitales atómicos establecidos por Sommerfeld y el número de electrones en cada uno de ellos. Si el profesor ha obligado a conocer perfectamente el S.P. no tendremos problemas para establecer la configuración electrónica.



Debemos saber:

1.- El **número de niveles energéticos** existentes en la **corteza electrónica** lo determina el valor del **periodo (n)** al cual pertenece el elemento en el S.P. lo determina el valor numérico que aparece en el extremo izquierdo o derecho del S.P.

2.- El **número de electrones** de la capa de valencia lo establece el **número de grupo al cual pertenece el elemento químico en el S.P.**

### Ejercicio resuelto

Determinar la configuración electrónica de los elementos químicos:

K , Sr , Cl , Rb , Ca y Kr

### Resolución

Si el ejercicio viene enunciado de esta forma debemos hacer uso de nuestros conocimientos sobre el Sistema Periódico de los Elementos Químicos.

### Potasio K

Pertenece al grupo 1 o I - A  $\rightarrow$  1 e- en la capa de valencia  
Pertenece al periodo  $n = 4 \rightarrow$  4 niveles energéticos en la  
Corteza Electrónica

**Z = 19**  $\rightarrow$  **n° e-** en la corteza electrónica = **19**

Determinación de electrones en los niveles energéticos:

$$n_1 \rightarrow n^{\circ} e^- = 2 \cdot n^2 = 2 \cdot 1^2 = 2 e^-$$

$$n_2 \rightarrow n^{\circ} e^- = 2 \cdot n^2 = 2 \cdot 2^2 = 8 e^-$$

Antes de calcular los electrones de  $n_3$  colocaremos los correspondientes a  $n_4$  y que conocemos teóricamente, **1**. De esta forma y por diferencia conoceremos los  $e^-$  en  $n_3$ :

$$n_4 \rightarrow 1 e^-$$

Tenemos colocados un total de:

$$2, 8, x, 1$$

Sabemos que la suma de todos los electrones debe ser igual:

$$2 + 8 + x + 1 = 19$$

$$x = 19 - 11 = 8 e^-$$

La distribución electrónica es la siguiente:

$$2 e^-$$

$$8 e^-$$

$$8 e^-$$

$$1 e^-$$

Aplicando los subniveles energéticos establecidos por Sommerfeld así como sus números de electrones y el orden de llenado, la configuración electrónica del Potasio queda de la forma:



**Estroncio Sr**

**Z = 38** → 38 e- en la Corteza Electrónica

**Grupo 2 (Grupo II - A)** → 2 e- en la Capa de Valencia

**n = 5** → Cinco niveles energéticos en la Corteza electrónica

Distribución de e- por nivel energético:

$$n_1 = 2 \cdot 1^2 = 2e^-$$

$$n_2 = 2 \cdot 2^2 = 8e^-$$

$$n_3 = 2 \cdot 3^2 = 18 e^-$$

$$n_4 = x$$

$$n_5 = 2e^-$$

Se cumple que:

$$2 + 8 + 18 + x + 2 = 38$$

$$x = 38 - (2+8+18+2) = 38 - 30 = 8e^-$$

Electrones por capa:

2e-

8e-

18e-

8e-

2e-



### Cloro Cl

$$Z = 17$$

Grupo: 17 (VII - A)

$$n = 3$$

Distribución de electrones por nivel energético:

$$n_1 = 2 \cdot 1^2 = 2e^-$$

$$n_2 = 2 \cdot 2^2 = 8e^-$$

$$n_3 = \text{El resto hasta completar } 17e^- = 7e^-$$

Configuración electrónica:



### Rubidio Rb

$$Z = 37$$

Grupo: 1 (I - A)

$$n = 5$$

Electrones por nivel energético:

$$n_1 = 2 \cdot 1^2 = 2e^-$$

$$n_2 = 2 \cdot 2^2 = 8e^-$$

$$n_3 = 2 \cdot 3^2 = 18e^-$$

$$n_4 = \times$$

$$n_5 = 1e^-$$

Electrones en  $n_4$ :

$$2 + 8 + 18 + x + 1 = 37$$

$$29 + x = 37$$

$$x = 37 - 29 = 8e^-$$

Electrones por nivel:

$2e^-$

$8e^-$

$18e^-$

$8e^-$

$1e^-$

Configuración electrónica:



Calcio Ca

$$Z = 20$$

Grupo: 2 (II - A)

$$n = 4$$

Electrones por nivel energético:

$$n_1 = 2 \cdot 1^2 = 2e^-$$

$$n_2 = 2 \cdot 2^2 = 8e^-$$

$$n_3 = x$$

$$n_4 = 2e^-$$

Electrones en  $n_4$ :

$$2 + 8 + x + 2 = 20$$

$$x = 20 - 12 = 8e^-$$

Electrones por nivel:

$2e^-$

$8e^-$

$8e^-$

$2e^-$

Configuración electrónica:



Kriptón Kr

$$Z = 36$$

Grupo: 18 (VIII - A)

$$n = 4$$

Electrones por nivel energético:

$$n_1 = 2 \cdot 12 = 2e^-$$

$$n_2 = 2 \cdot 22 = 8e^-$$

$$n_3 = 2 \cdot 32 = 18e^-$$

$$n_4 = 8e^-$$

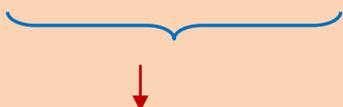
Configuración electrónica:



b) Una variante del método anterior nos permite acortar las **configuraciones electrónicas**. Consiste en conocer la configuración electrónica del gas noble que antecede a nuestro elemento en cuestión y seguir mediante el método a) hasta completar el número de electrones.

Me explicaré:

**Potasio (K)**



Configuración electrónica del Argón (Ar)

Configuración electrónica del Potasio:



Este método implica conocer la configuración electrónica del gas noble que antecede a nuestro elemento en cuestión.

**Estroncio (Sr)**

Configuración del Estroncio:  $[\text{Kr}] 5s^2$

**Cloro (Cl)**

Configuración electrónica:  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$

**NO ME GUSTA EL MÉTDO** por la enorme carga memorística que implica.

c) Método del **Electrón Diferenciador**.- No todas las configuraciones electrónicas determinadas en los métodos anteriores son correctas a pesar de que se acepten según el nivel académico.

Mediante el método a) hemos determinado la configuración electrónica del gas noble Kriptón y hemos obtenido:



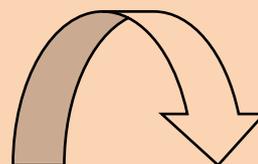
Sin embargo la configuración correcta es:



La última configuración nos dice que energéticamente el orbital atómico 4s se completa antes del 3d.

En las configuraciones reales existen saltos en el llenado de los orbitales atómicos. Estos saltos se contemplan en el método del **electrón diferenciador**.

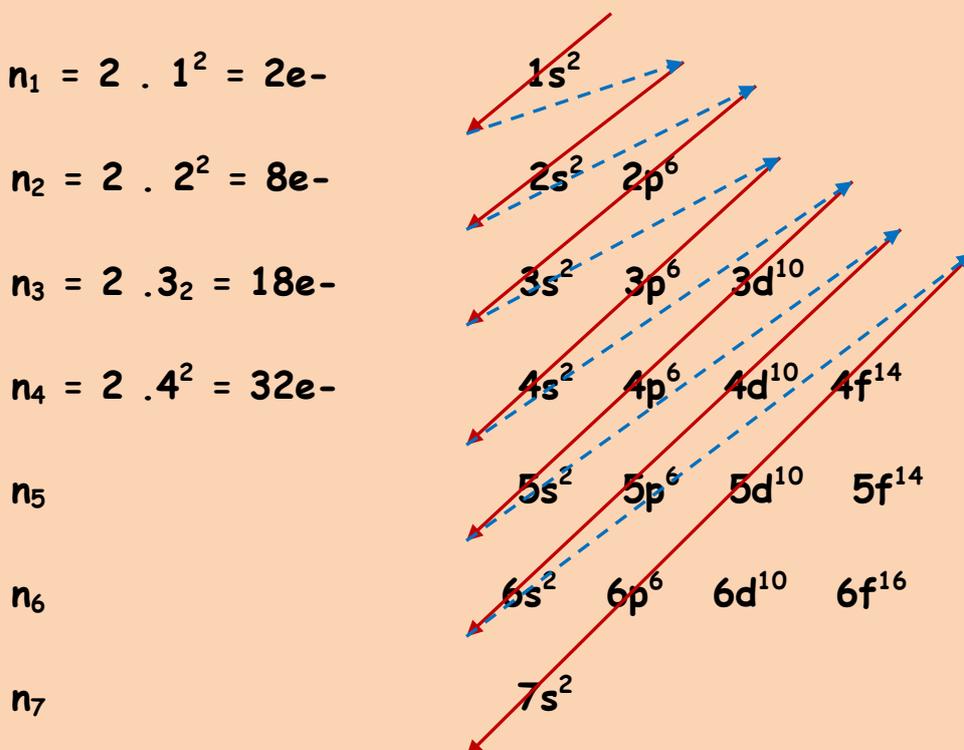
Si observamos el **S.P.** de los elementos químicos veremos que cada elemento químico tiene un electrón **MÁS** que el elemento que se encuentra a su **izquierda** de él en el S.P. A este electrón se le conoce como **Electrón Diferenciador**.



Se cumplen las siguientes condiciones:

- 1.- Si el **Electrón Diferenciador completa** o **está completando** un orbital tipo "s" o "p", el elemento pertenece a los grupos **A** del S.P.
- 2- Si el **Electrón Diferenciador completa** o **está completando** un orbital atómico tipo "d" de la **penúltima capa**, el elemento químico pertenece a los grupos **B** del S.P.
- 3.- Si el **Electrón Diferenciador está completando** o **ha completado** un orbital tipo "f" de la antepenúltima capa, el elemento pertenece a los grupos **B** dentro del grupo del **Lantano** y del **Actinio**.

El método del **electrón diferenciador** se puede desarrollar fácilmente si trabajamos conjuntamente con el diagrama de Moeller:



El **diagrama de flechas** funciona de la siguiente forma:

1.- Tomamos el origen de la Flecha roja superior y vamos anotando los orbitales atómicos que nos encontremos en su descenso

2.- Llegados al extremo de la flecha roja nos iremos con la flecha azul hasta la nueva flecha roja, seguiremos su descenso anotando los orbitales atómicos que nos encontremos. Llegados al extremo de la flecha roja seguiremos el sentido de la flecha azul hasta encontrar la nueva flecha roja y vuelta a empezar

El electrón diferenciador junto al diagrama de Moeller nos permite obtener las configuraciones de todos los elementos químicos, sean representativos o de transición. También tenemos que decir que **NO** todos los elementos químicos cumplen perfectamente este método, es decir, son anomalías del método "electrón diferenciador".

Apliquemos el método para algunos átomos:



Las capas de valencia de los grupos o familias del S.P. tienen las siguientes configuraciones:

**Importante:** **Capa es sinónimo de nivel energético**

**Grupos A:**

$ns^1$  a  $ns^2$

$ns^2np^1$  a  $ns^2np^6$

**Grupos B:**

**Elementos de Transición:**

$ns^2(n-1)d^1$  a  $ns^2(n-1)d^{10}$

**Elementos de Transición Interna:**

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

**Ejercicio resuelto:**

Dados los elementos químicos A, B, C, D y E de números atómicos: 18, 50, 37, 20 y 24 respectivamente. Calcular:

- Su Configuración Electrónica
- Posición en el S.P.
- Identificación del elemento químico

**Resolución**

a)

A:  $Z_A = 18 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

B:  $Z_B = 50 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$

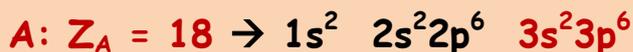
C:  $Z_C = 37 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

D:  $Z_D = 20 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

E:  $Z_E = 24 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$

b) y c)

La localización como la identificación la podemos cononar estudiando la capa de valencia (la más externa de la corteza electrónica y tiene por tanto el coeficiente numérico mayor):



La suma de los exponentes nos determina el número de grupo al cual pertenece el elemento químico:

**$2 + 6 = 8$**

El elemento **A** pertenece al grupo **VIII** y como se ha completado un orbital tipo "p" será de los grupos **A**, es decir, **VIII - A** o **grupo 18**.

El coeficiente de la capa de valencia nos determina el **periodo** al cual pertenece el elemento químico. En nuestro caso el coeficiente es **3** luego el valor del periodo es **n = 3**.

Con el grupo y el periodo podemos localizar e identificar al elemento químico. **A** es un átomo que pertenece al elemento químico llamado **Argón, Ar**.

	1 IA	2 II A	3 I I B	4 IV B	5 VB	6 VI B	7 VI IB	8 VI II B	9 IX B	10 X B	11 I B	12 II B	13 III A	14 IV A	15 VA	16 VIA	17 V II A	18 V II IA	
<b>1</b>	1 H																		2 He
<b>2</b>	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	↓
<b>3</b>	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	→

# ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [WWW.quimiciencia.es](http://WWW.quimiciencia.es)

	Na	Mg														Cl				
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr			25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe		
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uu	113 Uu	114 Uu	115 Uu	116 Uu	117 Uu	118 Uu		



Nuestra capa de valencia:  **$5s^2 4d^{10} 5p^2$**

Podemos observar que en nuestra capa de valencia existe un orbital atómico,  **$4d^{10}$** , que se ha completado totalmente (recordar que en los orbitales "d" solo existen como máximo 10 e-). En la capa de valencia se está completando un orbital atómico "p" circunstancia que nos permite llevar el orbital  $4d^{10}$  a su nivel correspondiente. Nos queda la siguiente Configuración electrónica:

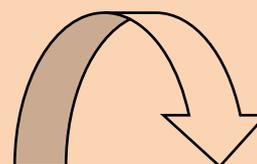


Suma de exponentes:  **$2 + 2 = 4$**

Pertenece al grupo **IV** y como se está completando un orbital atómico "**p**" pertenece a los grupos **A**. Por lo tanto pertenece al grupo **IV - A** o grupo **14**.

El coeficiente de la capa de valencia vale **5** por lo que el periodo al cual pertenece es **n = 5** y por lo tanto nuestro elemento químico es el **Estaño, Sn**.

	1 IA	2 II A	3 I I I B				4 IV B	5 VB	6 VI B	10 X B	11 I B	12 II B	13 III A	14 IV A	15 VA	16 VIA	17 V II A	18 V II IA		
1	1 H																		2 He	
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne		
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar		
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr			25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe		
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh				



# ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [WWW.quimiziencia.es](http://WWW.quimiziencia.es)



**Grupo I.** Como se está completando un orbital atómico "s" se trata de un átomo de un elemento químico perteneciente a los Grupos A, concretamente al grupo **I - A** o **Grupo 1**.

El valor del periodo es **n = 5**

	1 IA	2 II A	3 I I I B	4 IV B	5 VB	6 VI B	7 VI IB	8 VI II B	9 IX B	10 X B	11 I B	12 II B	13 III A	14 IV A	15 VA	16 VIA	17 V II A	18 V II IA		
1	1 H																	2 He		
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne		
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar		
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr			25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe		
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uu	113 Uu	114 Uu	115 Uu	116 Uu	117 Uu	118 Uu		



ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS  
 AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [WWW.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Nivel de valencia:  $4s^2$

Periodo  $n = 4$

Grupo II - A o Grupo 2

	1 IA	2 II A	3 I I I B	4 IV B	5 VB	6 VI B	7 VI IB	8 VI II B	9 IX B	10 X B	11 I B	12 II B	13 III A	14 IV A	15 VA	16 VIA	17 V II A	18 V II IA	
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr		25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uu	113 Uu	114 Uu	115 Uu	116 Uu	117 Uu	118 Uu	

E:  $Z_E = 24 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$

Capa de valencia:  $4s^2 3d^4$

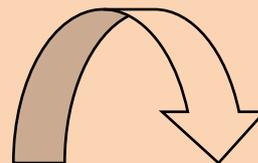
Valor del periodo  $n = 4$

**ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS**  
**AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)**

**Se está completando un orbital atómico del nivel energético  $n = 3$ . Se trata de un elemento de transición con:**

**$n = 4$  y grupo IV - B**

	1 IA	2 II A	3 I I I B	4 IV B	5 VB	6 VI B	7 VI IB	8 VI II B	9 IX B	10 X B	11 I B	12 II B	13 III A	14 IV A	15 VA	16 VIA	17 V II A	18 V II IA		
1	1 H																		2 He	
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne		
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar		
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr			25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe		
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh				



### Ejercicio resuelto:

Localizar y nombrar los elementos químicos A, B, C, D y E de números atómicos: 18, 50, 37, 20 y 24 respectivamente.

### Resolución

**IMPORTANTE:** Recordar que en la última capa de la Corteza Electrónica sólo pueden existir como máximo 8 electrones. Esto implica que en la capa de VALENCIA como máximo pueden existir 8 electrones.

Configuración electrónica:



Estudiamos la capa de VALENCIA:



El coeficiente **3** nos dice que el elemento químico pertenece al periodo  $n = 3$  (horizontalmente). Tiene tres capas en la Corteza Electrónica.

La suma de exponentes nos dice el GRUPO:  $2 + 6 = 8$

Pertenece a un grupo **8**. Como el último orbital atómico es del tipo "p" pertenece a los grupos **A, VIII - A**.

Periodo = **3**

Grupo: **VIII - A**

# ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [WWW.quimiciencia.es](http://www.quimiciencia.es)

	1 IA	2 II A	3 I I I B	4 IV B	5 VB	6 VI B	7 VI IB	8 VI II B	9 IX B	10 X B	11 I B	12 II B	13 III A	14 IV A	15 VA	16 VIA	17 V II A	18 V II IA		
1	1 H																	2 He		
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne		
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar		
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr			25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe		
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh				

**B:**



Capa de VALENCIA:  $5s^2 4d^{10} 5p^2$

El primer problema que nos encontramos es que si sumamos los exponentes:

$$2 + 10 + 2 = 14 e^-$$

Recordemos que en la capa de valencia pueden existir como máximo 8 e-. Para resolverlo haremos lo siguiente:

Pasamos los orbitales 4d<sup>10</sup> y 3d<sup>10</sup> a sus niveles correspondientes:



La nueva configuración electrónica es:



Capa de valencia:  $5s^2 5p^2$

$n = 5 \rightarrow$  Periodo 5

Suma de exponentes:  $2 + 2 = 4$

Grupo 4. Como se completa un orbital atómico tipo "p" el elemento pertenece a los grupos A, es decir, IV - A.

	1 IA	2 II A	3 I I I B	4 IV B	5 VB	6 VI B	7 VI IB	8 VI II B	9 IX B	10 X B	11 I B	12 II B	13 III A	14 IV A	15 VA	16 VIA	17 V II A	18 V II IA		
1	1 H																		2 He	
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne		
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar		
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr			25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr

# ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [WWW.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

	K		Sc							Fe	Cu						Br	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84P Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh		

C:



Capa de VALENCIA:  $5s^1$

Periodo  $n = 5$

Grupo: I - A (se está completando un orbital atómico "s") o Grupo 1

	1 IA	2 II A	3 I I B	4 IV B	5 VB	6 VI B	7 VI IB	8 VI IIB	9 IX B	10 X B	11 I B	12 II B	13 III A	14 IV A	15 VA	16 VIA	17 V II A	18 V II IA	
1	1 H																	2 He	
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr		25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr

# ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [WWW.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

	K		S c							F e	Cu						Br	
5	3 7 R b	38 Sr	3 9 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	5 5 Cs	56 Ba	7 1 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	8 7 Fr	88 Ra	1 0 3 L r	10 4R f	10 5D b	10 6 Sg	10 7B h	10 8 Hs	10 9M t	11 1 0 D s	11 1 Rg	11 2U uB	11 3U ut	11 4U uq	11 5U up	11 6U uh		

D:



Capa de VALENCIA:  $4s^2$

Periodo  $n = 4$

Grupo: II - A (se completa un orbital "s") o Grupo 2

	1 IA	2 II A	3 I I I B	4 IV B	5 VB	6 VI B	7 VI IB	8 VI IIB	9 IX B	10 X B	11 I B	12 II B	13 III A	14 IV A	15 VA	16 VIA	17 V II A	18 V II IA	
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr		25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	

# ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [WWW.quimiziencia.es](http://WWW.quimiziencia.es)

	R b		Y			o				Pd	A g						I e	
6	5 5 Cs	56 Ba	7 1 L u	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 O s	77 Ir	7 8 Pt	7 9 A u	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84P o	8 5 A t	86 Rn
7	8 7 Fr	88 Ra	1 0 3 L r	10 4R f	10 5D b	10 6 Sg	10 7B h	10 8 Hs	10 9M t	1 1 0 D s	1 1 1 Rg	11 2U uB	11 3U ut	11 4U uq	11 5U up	11 6U uh		

E:



Capa de valencia:  $4s^2 3d^4$

Periodo  $n = 4$

Grupo: VI - B (se completa un orbital "d" de la penúltima capa 6 ) o Grupo 4

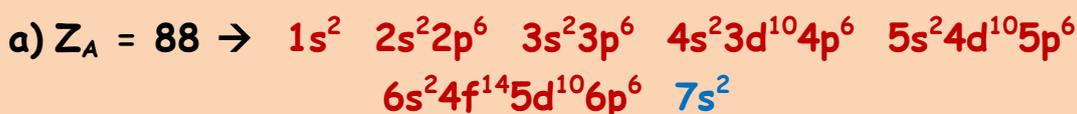
	1 IA	2 II A	3 I I I B	4 IV B	5 VB	6 VI B	7 VI IB	8 VI II B	9 IX B	10 X B	11 I B	12 II B	13 III A	14 IV A	15 VA	16 VIA	17 V II A	18 V II IA	
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	1 1 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	1 9 K	20 Ca	2 1 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr			25 Mn	2 6 Fe	2 9 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	3 7 Rb	38 Sr	3 9 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	4 6 Pd	4 7 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	

6	5 5 Cs	56 Ba	7 1 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	8 7 Fr	88 Ra	1 0 3 Lr	10 4R f	10 5D b	10 6 Sg	10 7B h	10 8 Hs	10 9M t	10 1 0 Ds	11 1 1 Rg	11 2U uB	11 3U ut	11 4U uq	11 5U up	11 6U uh		

### Ejercicio resuelto:

- Escribe la configuración electrónica del A ( $Z_A = 88$ ).  
Localiza el elemento en el S.P e identifícalo.
- Escribe la configuración electrónica de B ( $Z_B = 74$ ).  
Localiza e identifica el elemento químico.
- Escribe la configuración electrónica de C ( $Z_C = 57$ ).  
Localiza e identifica.
- Escribe la configuración electrónica de D ( $Z_D = 52$ ).  
Localiza e identifica.
- Escribe la configuración electrónica de E ( $Z_E = 78$ ).  
Localiza e identifica.

### Resolución

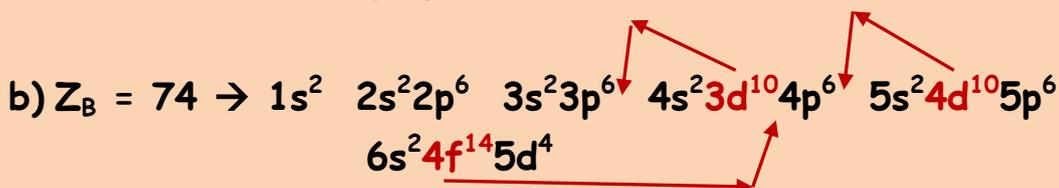


Periodo  $n = 7$

Grupo: **II - A** o Grupo 2

Estructuramos en la cabeza el S.P.:

Elemento: **Radio (Ra)**



Hemos llevado los orbitales  $3d^{10}$ ,  $4d^{10}$  y  $4f^{14}$  a sus niveles correspondiente. La nueva configuración electrónica:

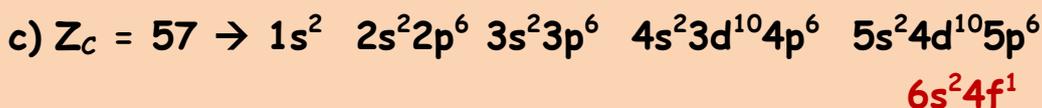


Capa de valencia:  $6s^2 5d^4$

Periodo  $n = 6$

Grupo: VI - B (se está completando un orbital atómico "d" de la penúltima capa) o Grupo 6

Elemento: Wolframio (W)

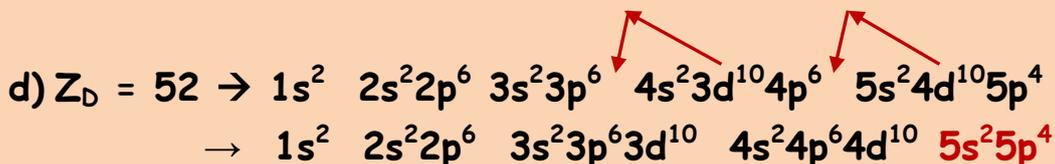


Periodo  $n = 6$

Grupo: III - B (se está completando un orbital "f" de la penúltima capa) o Grupo 3

Es el primer elemento de Transición Interna

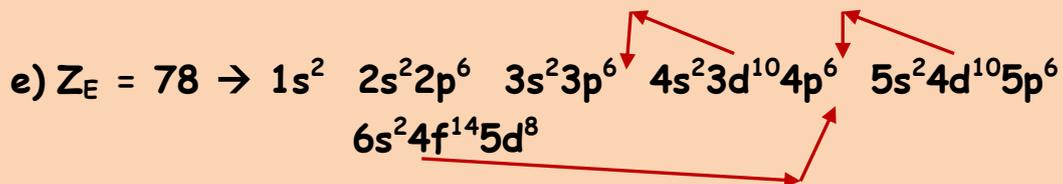
Elemento: Lantano (La)



Periodo  $n = 5$

Grupo: VI - A (se completa un orbital "p") o Grupo 16

Elemento: Teluro (Te)



Recordar que cuando el último orbital de la capa de Valencia es "d", en dicha capa pueden existir más de 8 electrones.

Periodo  $n = 6$

Grupo: I - B (se está completando un orbital "d" de la penúltima capa) o Grupo 10

Elemento: Platino (Pt)

### Ejercicio resuelto:

Dadas las especies químicas siguientes:



C (grupo I - A o Grupo 1, período 4 y  $A = 39$ )

D ( $A = 59$ ,  $Z = 27$ )

a) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee cada una?

b) Localizar cada especie química en El S.P e identifica el elemento

### Resolución:

a)



$$Z = 8 \rightarrow 8 e^{-} \text{ y } 8 p^{+}$$

$$A = 16$$

$$A = N + Z$$

$$N = A - Z$$

$$N = 16 - 8 = 8 n^{\circ}$$

**C**

Grupo: I - A

Periodo = 4

$$A = 39$$

El valor del período nos dice que la Corteza Electrónica tiene **4 capas o niveles energéticos**.

El grupo **I - A** nos dice que en la última capa de la corteza electrónica existe **un solo electrón**, luego su configuración electrónica es:



Al sumar los exponentes obtenemos el número atómico  $\rightarrow$

$$\rightarrow Z = 19$$

Por tanto tendrá **19 e<sup>-</sup>** y **19 p<sup>+</sup>**

Como:

$$A = N + Z$$

$$N = A - Z = 39 - 19 = 20 n^{\circ}$$

D

$$Z = 27 \rightarrow 27 e^- \text{ y } 27 p^+$$

$$A = 59$$

$$N = A - Z = 59 - 27 = 32 n^0$$

b)

Configuraciones electrónicas:

$$Z_A = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$$

Capa de valencia:  $2s^2 2p^4$

Periodo = 2

Grupo VI - A (16) (se está completando un orbital "p")

Elemento:

	1 IA	2 II A	3 I I I B	4 IV B	5 VB	6 VI B	7 VI IB	8 VI II B	9 IX B	10 X B	11 I B	12 II B	13 III A	14 IV A	15 VA	16 VIA	17 V II A	18 V II IA	
1	1 H																	2 He	
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr		25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	

ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS  
 AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [WWW.quimiziencia.es](http://WWW.quimiziencia.es)

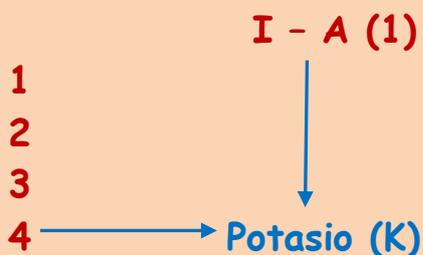
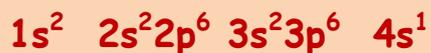
	R b		y			o				Pd	A g						I	e
6	5 5 Cs	56 Ba	7 1 L u	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 O s	77 Ir	7 8 Pt	7 9 A u	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	8 5 At	86 Rn
7	8 7 Fr	88 Ra	1 0 3 L r	10 4R f	10 5D b	10 6 Sg	10 7B h	10 8 Hs	10 9M t	1 1 0 1 D s	1 1 1 Rg	11 2U uB	11 3U ut	11 4U uq	11 5U up	11 6U uh		

C

I - A → 1 e<sup>-</sup> en la capa de valencia

Periodo = 4 → Cuatro capas en la Corteza Electrónica.

Configuración Electrónica:



D → Z = 27

Configuración Electrónica:



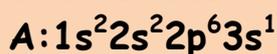
C. Valencia:  $4s^2 3d^7$

Os recuerdo que cuando el último orbital atómico de la Capa de Valencia es "d", dicha capa puede tener más de 8 electrones.



### Ejercicio resuelto:

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:



Indicar:

- Grupo y período al que pertenecen los elementos e identificarlos
- Número de protones

### Resolución

a)



Periodo  $n = 3$

Grupo = I - A (1)





Periodo  $n = 2$

Grupo = VI - A (16)



b)

$$Z_A = 11 \rightarrow 11 p^+$$

$$Z_B = 8 \rightarrow 8 p^+$$

### Ejercicio propuesto:

Dada la especie



Indique a) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee?,

b) escriba la configuración electrónica correspondiente, c)

Indique periodo, grupo y nombre de la especie química.

Resultado:

a) 26 p<sup>+</sup> , 26 e<sup>-</sup> y 30 n<sup>o</sup>

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

c) n = 4 , VIII - B (8) , Hierro (Fe)

### Ejercicio resuelto:

Los elementos con símbolos genéricos A y B responden a las siguientes configuraciones electrónicas:

A: Configuración Electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

B: Configuración Electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

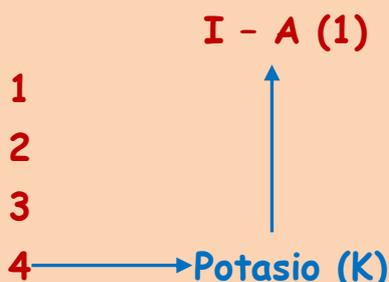
Determinar el nombre de sus elementos químicos.

### Resolución



Periodo  $n = 4$

Grupo = I - A (1)



Periodo  $n = 3$

Grupo: VII - A (17)



### Problema propuesto

Los números atómicos de los elementos A, B y C son 11, 17 y 20. Escribe la configuración electrónica de cada uno. Establece su periodo, grupo en el S.P e identifica al elemento químico.

Resultados: a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  ;  $n = 3$  ; I - A (1) ; Sodio Na

b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  ;  $n = 3$  ; VII - A (17) ; Cloro Cl

c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$  ;  $n = 4$  ; II - A (2) ; Calcio Ca

## 5.- Reacciones de ionización

Los átomos de los elementos químicos se **deben estabilizar** para más tarde **unirse** entre ellos mismos o con **otros átomos** para formar **moléculas** o **cristales moleculares**. Obtendremos así los compuestos químicos que más tarde constituirán la **Materia**.

Sabiendo que los **Gases Nobles** son altamente **ESTABLES** (Tienen muy poca reactividad química) se considera que un átomo **se estabilizará** cuando consiga que en su capa de **Valencia** existan el **mismo número de electrones** que poseen los **Gases Nobles** en su capa de **Valencia**. Los Gases Nobles pertenecen al grupo **VIII - A (18)** lo que nos indica que poseen **8 electrones** en dicho nivel energético todos excepto el He que tiene **2**. Los átomos buscarán el medio de conseguir este número de electrones para estabilizarse.

Para conseguir este número de electrones, los átomos **ceden** o **captan electrones** dando lugar a las **Reacciones de Ionización**.

Reacciones de Ionización. Teórico

[http://www.educa.madrid.org/web/ies.josesaramago.arganda/Departamento/web\\_fisica/bto%20fisquim%201/enlace%20quimico.htm](http://www.educa.madrid.org/web/ies.josesaramago.arganda/Departamento/web_fisica/bto%20fisquim%201/enlace%20quimico.htm)

Reacciones de Ionización. Teórico

[http://fresno.pntic.mec.es/~fgutie6/quimica2/ArchivosHTML/Teo\\_8\\_princ.htm](http://fresno.pntic.mec.es/~fgutie6/quimica2/ArchivosHTML/Teo_8_princ.htm)

Las **Reacciones de Ionización** nos proporcionan unas **especies químicas** con propiedades muy diferentes con respecto a su elemento de referencia. Se obtiene la especie química llamada **ION**.

**Reacciones de ionización**

<http://gcd14.blogspot.com/2011/11/reaccion-de-ionizacion.html>

**Reacciones de ionización**

<https://www.lifeder.com/ionizacion/>

## 5.1.- Tipos de iones

**Tipos de Iones**

<https://concepto.de/ion/>

**Aniones y cationes**

<https://www.diferenciador.com/cationes-y-aniones/>

**Tipos de iones**

<https://www.youtube.com/watch?v=oKzRhOt6Oo0>

Los **iones** se clasifican en:

- a) **Cationes**.- **Átomo o grupo de átomos con exceso de carga positiva**. Se obtienen cuando el átomo **Cede electrones** buscando el **número de 8 electrones** en su **última capa**. Se consiguen **tantas cargas positivas como electrones se hayan cedido**. Ejemplo:

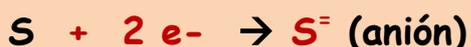


### Ejemplo resuelto:

Completar las siguientes reacciones de ionización, indicando si la especie química obtenida es un anión o un catión.



### Resolución

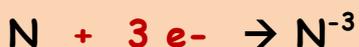


### Ejercicio resuelto:

Completar las siguientes reacciones de ionización:



## Resolución

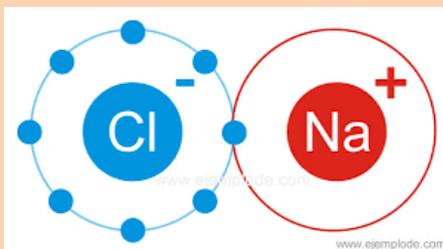


## 5.2.- Propiedades Químicas de los Iones

a) Se trata de especies químicas con exceso o defectos de cargas positivas o negativas.



b) Son químicamente estables y predispuestas para la formación de enlaces químicos con la consiguiente constitución de materia.



c) En su formación no intervienen los protones y neutrones del átomo por lo que el número atómico y másico del ión es igual al del átomo del cual proceden



$$Z = 20$$

$$A = 40$$

$$\text{N}^\circ \text{ protones} = 20 \text{ p}^+$$

$$\text{N}^\circ \text{ de electrones} = 20 \text{ e}^-$$

$$N = A - Z = 40 - 20 = 20 \text{ n}^\circ$$

El átomo de calcio es neutro:

$$\text{N}^\circ \text{ protones} = \text{N}^\circ \text{ de electrones}$$

$$\text{N}^\circ \text{ protones} - \text{N}^\circ \text{ electrones} = \text{exceso o defecto de carga eléctrica}$$

En la especie química  ${}_{20}\text{Ca}^{+2}$ :

$$\text{N}^\circ \text{ protones} - \text{N}^\circ \text{ electrones} = +2$$

$$\text{N}^\circ \text{ protones} = 20$$

$$20 - \text{N}^\circ \text{ electrones} = +2$$

$$- \text{N}^\circ \text{ electrones} = +2 - 20$$

$$- \text{N}^\circ \text{ electrones} = -18$$

Multiplicando ambos miembros de la ecuación por (-1):

**Nº electrones = 18**

En lo que respecta al nº de neutrones:

$$N = A - Z = 40 - 20 = 20 \text{ n}^\circ$$

La especie química  ${}_{20}\text{Ca}^{+2}$  está compuesta de:

**20 p<sup>+</sup>**

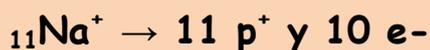
**18 e<sup>-</sup>**

**20 n<sup>º</sup>**

Para no hacer el proceso tan largo podemos utilizar las reglas:

- Si se trata de un **catión** el **número de electrones disminuye** en una cantidad igual al **número de cargas positivas**
- Si se trata de un **anión** el **número de electrones aumenta** en tantas unidades como **cargas negativas existan**

Ejemplos:



### Ejercicio resuelto

Establecer la Configuración electrónica de los siguientes iones:



### Resolución

Como podéis observar se trata de especies químicas con exceso o defecto de electrones (iones), NO SON ÁTOMOS NEUTROS. En este caso el subíndice sigue siendo el número atómico (Z) pero en este caso nos determina únicamente el número de protones los cuales no intervienen en la configuración electrónica.



Z = 20 protones

Nº protones - Nº electrones = +2

20 - Nº electrones = +2

-Nº electrones = +2 - 20

-N electrones = -18 → Nº electrones = 18

Los 18 electrones se distribuyen por el diagrama de Moeller:



Observar como en la última capa hay **8 e-**, que es el objetivo del átomo de **Ca** para estabilizarse.

**$_{15}\text{P}^{-3}$  Anión fósforo**

**$\text{N}^{\circ} \text{ protones} - \text{N}^{\circ} \text{ electrones} = -3$**

**$15 - \text{N}^{\circ} \text{ electrones} = -3$**

**$-\text{N}^{\circ} \text{ electrones} = -3 - 15$**

**$-\text{N}^{\circ} \text{ electrones} = -18$**

**$\text{N}^{\circ} \text{ electrones} = 18$**

**$_{15}\text{P}^{-3} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$**

Como en el caso anterior el  $n^{\circ}$  de electrones de la capa más externa de la configuración electrónica es de **8**.

**$_{52}\text{Te}^{-2}$  Anión Teluro**

**$_{52}\text{Te}^{-2} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$**

**$\text{Protones} - \text{Electrones} = -2$**

**$-\text{Electrones} = -2 - 52$**

**$-\text{Electrones} = -54$**

**Electrones = 54**



Si llevamos los saltos producidos entre capas observaremos algo muy curioso e importante:



En la capa de valencia vuelven a existir 8 electrones. Este fenómeno se cumple para todos los iones monoatómicos (un solo átomo).

**${}_{17}\text{Cl}^{-}$  Anión cloruro**

**Nº Electrones = 18**



**${}_{19}\text{K}^{+}$  Cation Potasio**

**Nº electrones = 18**



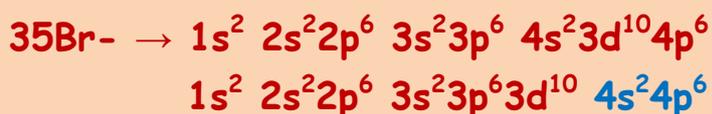
**${}_{13}\text{Al}^{+3}$  Cation Aluminio**

**Electrones 10:**



**${}_{35}\text{Br}^-$  Anión Bromuro**

**Electrones 36:**

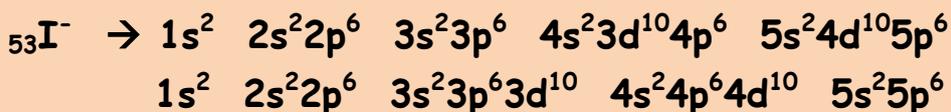
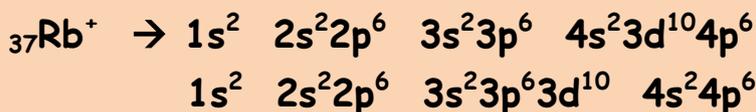
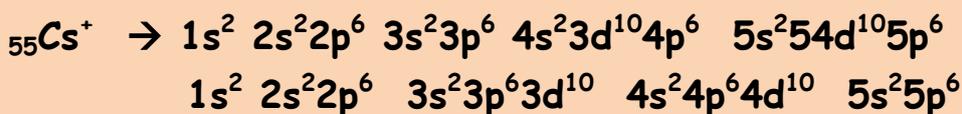
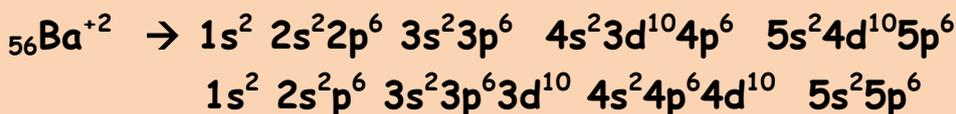
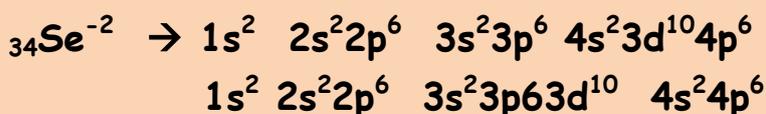


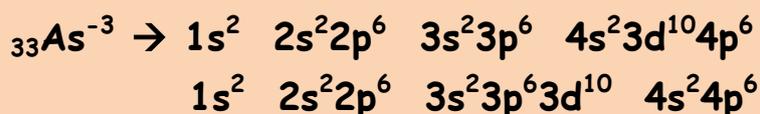
**Problema propuesto:**

Establecer la Configuración Electrónica( por diagrama de Moller ) de las siguientes especies químicas:



**Soluciones:**





### 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

**Estado fundamental.-** Coincide con la configuración electrónica normal

**Estado Excitado.-** Existe algún electrón en un nivel energético superior al que le corresponde

**Estado No válido.-** Cuando un subnivel energético contiene más electrones que sus correspondientes

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

### Ejercicio resuelto

Especifica el símbolo de todos los elementos que:

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

### Resolución

a) N, P, As, Sb y Bi

b) Todos los gases nobles: He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn

### Ejercicio resuelto

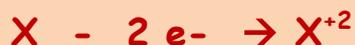
Los elementos X, Y, Z, tienen números atómicos 13, 20 y 35, respectivamente. ¿Serán estables los iones  $X^{2+}$ ,  $Y^{2+}$ ,  $Z^{2-}$ ?

### Resolución

Obtengamos las configuraciones de los átomos neutros:



El catión  $X^{+2}$  tiene un exceso de **DOS CARGAS POSITIVAS**, indica que 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 de gas Noble). Excepto el protón  $H^+$  que no tiene electrones en su última capa.  **$X^{+2}$  NO ES ESTABLE.**

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

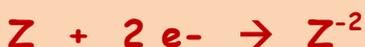


El número de electrones de  $Y^{+2}$  será de  $20 - 2 = 18$  **electrones**. Y su configuración electrónica es:

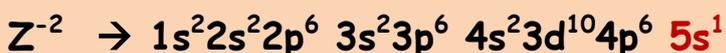


En su última capa **tiene 8 e-** (estructura de gas noble) y por lo tanto es un **catión ES ESTABLE**.

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



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



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

### Ejercicio resuelto

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

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

### Resolución:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow$  Posible en estado fundamental  
b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \rightarrow$  Posible en estado fundamental  
c)  $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2 \rightarrow$  No es posible en ningún estado

Esta configuración es imposible puesto que en el nivel  $n = 2$  NO PUEDEN EXISTIR ORBITALES "d".

----- O -----