

MODELOS ATÓMICOS

NOTA: Para acceder a los videos y páginas Webs **PISAR CONTROL** y **PINCHAR** en el video o página Web correspondiente.

Los contenidos subrayados del índice son los archivos teóricos del tema. Para abrirlos proceder como en la nota anterior.

Aparecerán muchas veces **AVISO DE PELIGROSIDAD** para el **SISTEMA** por desconocimiento del origen de los archivos. **NO HACER CASO** y pinchar **ACEPTAR**.



- 1.- Modelo atómico de Rutherford (Estudio de la materia. Modelos atómicos)(pág.nº 2)*
- 2.- Modelo atómico de Bohr(pág. Nº 4)*
- 3.- Correcciones de Sommerfeld (pág. Nº 10)*
- 4.- Configuraciones electrónicas (pág. 13)*
- 5.- Reacciones de Ionización. Tipos de Iones (pág. Nº 40)*

Modelos Atómicos. Con animaciones de los diferentes modelos

<http://rabfis15.uco.es/Modelos%20At%C3%B3micos%20.NET/Modelos/MAtomicos.aspx>

Modelos Atómicos. Teórico

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

Modelos Atómicos. Teórico

http://es.wikipedia.org/wiki/Categor%C3%ADa:Modelos_at%C3%B3micos

Modelos Atómicos. MUY IMPORTANTE. Con animaciones

<http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/atomo/indexB.htm>

Video: Modelo atómico de Thomson

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

1.- Modelo atómico de Rutherford.

Empezaremos haciendo un recordatorio de las **PARTICULAS ELEMENTALES** constitutivas de los átomos:

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

Dentro de este cuadro resumen tenemos, que explicar la columna correspondiente a la **masa de las partículas**. Esta columna nos dice que si suponemos que la masa del **PROTÓN** es de 1 Kg, la masa del **NEUTRÓN** es también de 1 Kg pero la masa del **ELECTRÓN** será:

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

En base a esta ecuación y tomando la cantidad de 1 Kg como masa del **PROTÓN**, nos quedaría:

$$m_{\text{electrón}} = (1 / 1850) \cdot 1 \text{ Kg} = 5,4 \cdot 10^{-4} \text{ Kg} = 0,00054 \text{ Kg}$$

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** y **no tenemos en cuenta la masa del ELECTRÓN**.

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**.

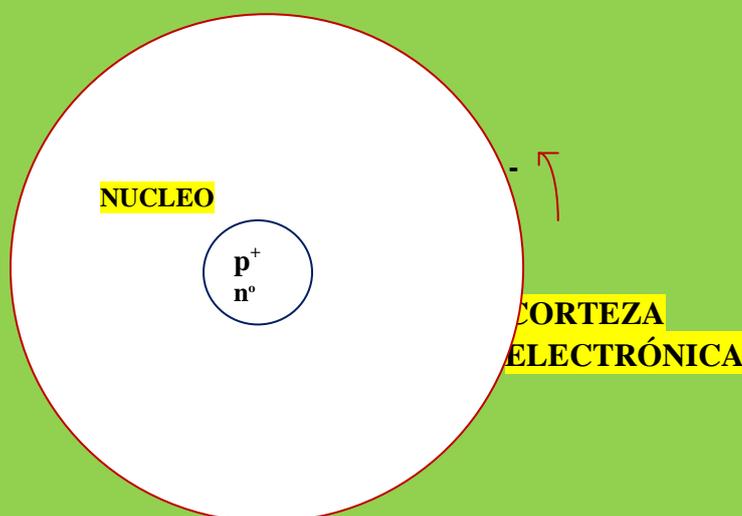
Video: Modelo atómico de Rutherford

<http://www.youtube.com/watch?v=Pc0LWkUWPI8>

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

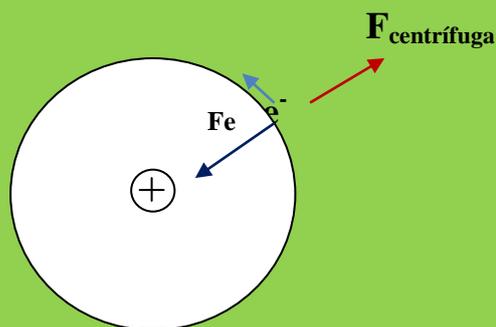
Tras una experiencia conocida por el nombre de su autor, **Experiencia de Rutherford**, este científico dividió al Átomo en dos partes:

- 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.



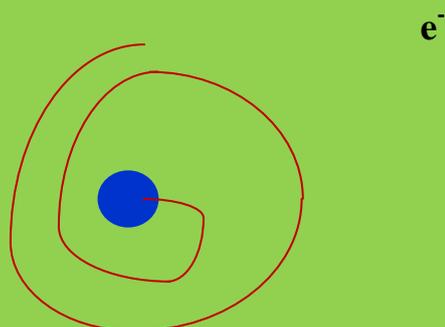
En el mundo de la Ciencia cuando un científico establece una Teoría, el resto de la comunidad científica se pone manos a la obra para establecer la veracidad de dicha teoría. Al modelo atómico de Rutherford le plantearon dos inconvenientes que podían tirar por tierra su modelo, estos fueron:

- 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 y **no pudiera describir órbitas circulares**. Rutherford basándose en la Física clásica se defendió recordando: **Cuando un cuerpo describe orbitas circulares se encuentra bajo la acción de una fuerza llamada CENTRÍFUGA en dirección hacia fuera de la órbita y que anularía la fuerza electrostática.**



Se cumple que $F_e = F_c$, se anularían mutuamente y el electrón podría seguir girando.

- b) La Teoría electromagnética dice: Cuando una carga eléctrica describe órbitas circulares, va PERDIENDO ENERGÍA, 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:

- Estudio de los ESPECTROS de los átomos.
- Teoría Cuántica de PLANCK.

Estos estudios están fuera de nuestro nivel. Los admitiremos para poder seguir con el Tema.

ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

Böhr **acepta** totalmente el **NÚCLEO ATÓMICO** establecido por Rutherford.

Böhr pudo establecer su **MODELO ATÓMICO** resolviendo el problema de la teoría electromagnética.

El Modelo Atómico de Böhr se basa en tres **POSTULADOS**:

PRIMER POSTULADO.- Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas estacionarias, sin emitir energía (sin cumplir los principios electromagnéticos). Resolvió el problema de Rutherford.

SEGUNDO POSTULADO.- Sólo son posibles las órbitas en las que el momento angular sea múltiplo de $h/2\pi$ (**NO HACER CASO DEL POSTULADO**). Es un postulado de alto nivel.

TERCER POSTULADO.- Cuando un electrón pasa de una órbita superior a una inferior la diferencia de energía de las órbitas se emite en forma de radiación electromagnética. Para que un electrón pueda subir a órbitas superiores debe absorber energía.

Dicho en otras palabras: **La corteza electrónica está dividida en varias capas u órbitas siendo el contenido energético de estas tanto mayor cuanto más alejadas se encuentren de núcleo.**



Diagrama del modelo atómico de Bohr.

ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

Böhr necesita de un parámetro que determina el número de capa. 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.

Supongamos, por ejemplo, que un átomo tiene 11 e^- . 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** (en átomos neutros)

Si trabajamos con iones (aniones o cationes) **Z = nº protones**.

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

$\left. \begin{array}{l} \text{nº Neutrones} = N \\ \text{nº Protones} = Z \end{array} \right\}$ Si nos vamos a (1) nos queda:

$$\boxed{A = N + Z}$$

Problema 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:

$$A = N + Z ; 35 = N + 17 ; 35 - 17 = N ; N = 18 \text{ neutrones}$$

La estructura ${}_Z X^A$, puede variar. El exponente y el subíndice pueden estar los dos a la derecha o a la izquierda. También se puede dar el caso ${}^A X_Z$. Pero existe un criterio fijo que establece al número másico en el exponente y al número atómico como subíndice.

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

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

$$\text{N}^\circ \text{ Electrones máximo por capa} = 2 \cdot n^2 \text{ (Se demostrará en su momento)}$$

$$n = \text{valor del número cuántico principal} = \text{n}^\circ \text{ de capa en la corteza electrónica.}$$

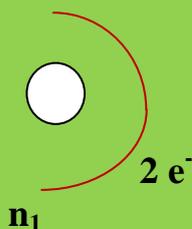
- b) En la última capa de la corteza electrónica EXISTEN COMO MÁXIMO OCHO ELECTRONES. Menos, vale, pero más de 8 nunca.

En este juego veréis que los neutrones NO intervienen.

Veamos:

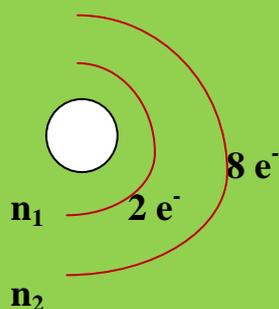
Tenemos un total de 11 e^-

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



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

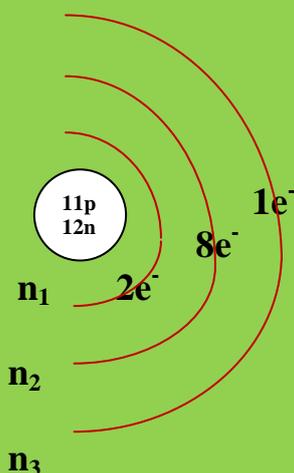
ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS



Ya hemos colocado 10, luego sólo nos queda uno que iría a **una tercera capa** a pesar de que la fórmula nos daría como máximo:

Tercera capa: $2 \cdot n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18 e^-$ (Recordar que esta ecuación nos proporciona el número máximo de electrones por capa).

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



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

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

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

Hasta aquí todo va bien

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

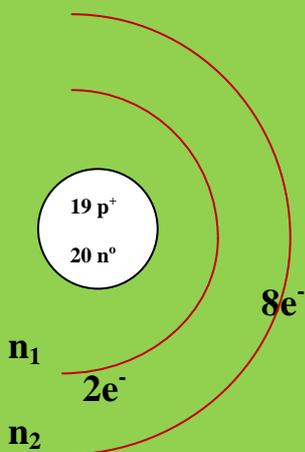
Esto supondría un total de electrones de:

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

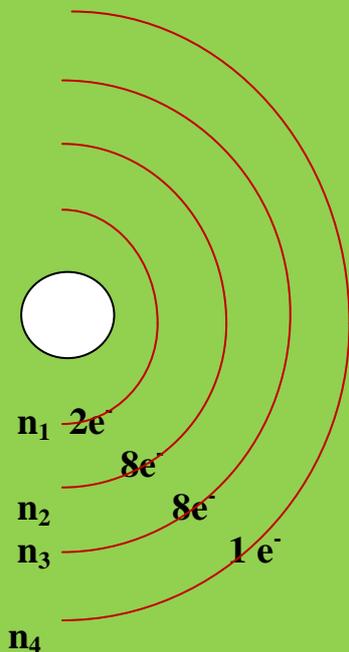


ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

No tenemos tantos electrones. La estructura sería:



Hemos colocado 10 electrones, si es la última no podemos colocarlos (Recordar en la última capa de la corteza electrónica nunca más de $8 e^-$). Pondremos una tercera capa con sólo $8 e^-$ y el electrón que nos falta por colocar iría a una cuarta capa:



Cuando tengamos este problema lo arreglaremos poniendo dos capas en vez de una sola. En la penúltima siempre pondremos $8 e^-$ o 18 según el nº de electrones del átomo y en la última los que nos queden para completar todos los electrones.

Modelo atómico de Sommerfeld

Video: Modelo atómico de Sommerfeld

http://www.youtube.com/watch?v=tp_vcGpt_3Y

Modelos Atómicos

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

Modelos Atómicos

<http://rabfis15.uco.es/Modelos%20At%C3%B3micos%20.NET/Modelos/MAtomicos.aspx>

Modelos Atómicos

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

Modelos Atómicos

http://es.wikipedia.org/wiki/Categor%C3%ADa:Modelos_at%C3%B3micos

Modelos Atómicos

<http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/atomo/indexB.htm>

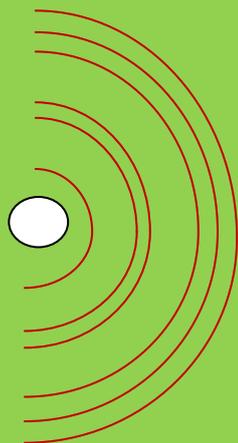
Sommerfeld modificó el modelo de Bohr en los siguientes aspectos:

- a) Las órbitas o capas de la corteza electrónica se conocen como **NIVELES ENERGÉTICOS**.
- b) Las órbitas o niveles energéticos pueden ser **CIRCULARES** o **ELÍPTICAS**.
- c) 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



Sommerfeld, para establecer sus conclusiones, introdujo un nuevo número cuántico llamado **SECUNDARIO** o **AZIMUTAL** (L en minúscula).

Los valores que toma l están comprendidos entre 0 ----- (n - 1). Es decir:

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

Video: Orbitales atómicos. MUY INTERESANTE

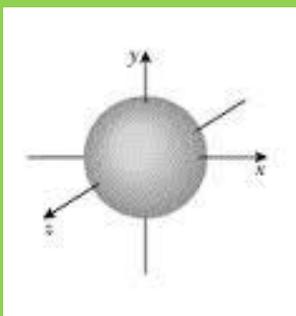
<http://www.youtube.com/watch?v=ErtFZalJJWY>

En función del valor que tenga l así será la forma del Subnivel Energético:

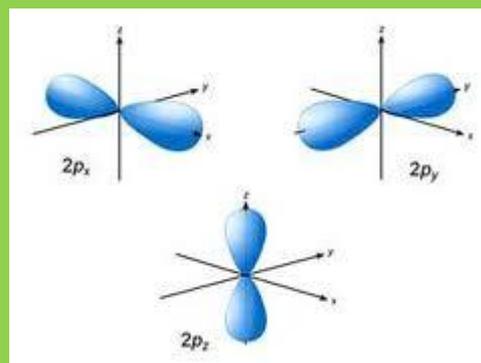
VALOR DE "L"	SIMBOLO	FORMA GEOMÉTR
0	s	ESFÉRICA
1	p	ELÍPTICA
2	d	ELÍP.COMPLEJA
3	f	ELÍP. MUY COMPL.
-	-	-



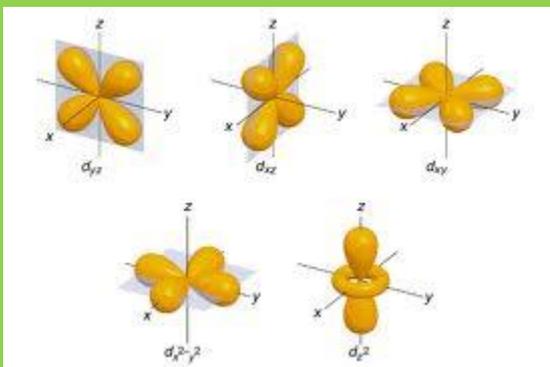
ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS



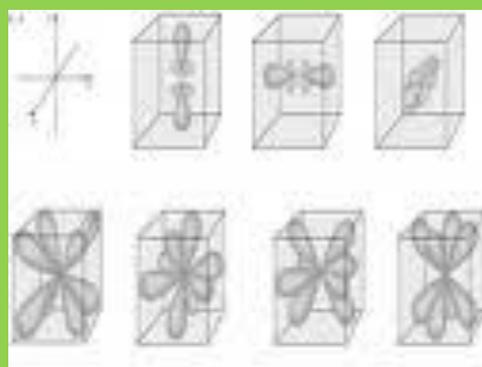
Órbital "S"



Órbitales "p"



Órbitales "d"



Órbitales "d"

Sin meternos en teoría superior a nuestro nivel, el número de electrones en cada uno de los **Subniveles energéticos** pueden existir, **COMO MÁXIMO**, el siguiente número de electrones:

ORBITAL ATÓMICO	NÚMERO DE ELECTRONES
S	2
P	6
D	10
F	14

En cada uno de los niveles energéticos **PUEDEN** existir todos los **Orbitales Atómicos**, dependiendo del número de electrones existentes en el nivel **energético correspondiente**.

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

Niveles energéticos de los orbitales atómicos:

$$s < p < d < f$$

El orden anterior nos dice que el primer Subnivel Energético que se llena es el “s”, después el “p”, después el “d” y por último el “f”.

Todo esto queda reflejado en la tabla:

NIVEL ENER.	Nº ELEC.MAX	SUB. ENERGÉ.	SIMBOLOGÍA
1	2	“s”	1 s ²
2	8	“s” y “p”	2s ² 2p ⁶
3	18	“s” + “p” + “d”	3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰
4	32	“s”+”p”+”d”+”f”	4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴

4.- Configuraciones electrónicas.

La distribución de los electrones de un átomo, en la *corteza electrónica* recibe el nombre de **CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA**.

Modelos Atómicos. **Página Web MUY IMPORTANTE**. En la pantalla inicial tenéis cuatro apartados sobre los modelos atómicos: **HISTORI ESTRUCTURA CONSTRUIR ÁTOMOS CONF. ELECTRÓNICA**. Pinchando cada una de ellas podéis acceder a sus contenidos. En dicha pantalla principal, en el cuadro de los investigadores y sus modelos, si pincháis en los **MODELOS** podréis ver las animaciones de los diferentes modelos atómicos.

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

Problema resuelto y propuesto

Determinar el número de partículas elementales y la configuración electrónica, según Böhr, de los siguientes átomos:



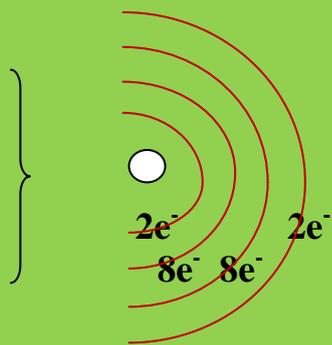
Resolución:



ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

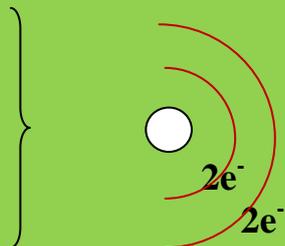
${}_{20}\text{Ca}^{40}$

$20 e^-$
 $20 p^+$
 $20 n^0$



${}_{4}\text{Be}^9$

$4 e^-$
 $4 p^+$
 $5 n^0$

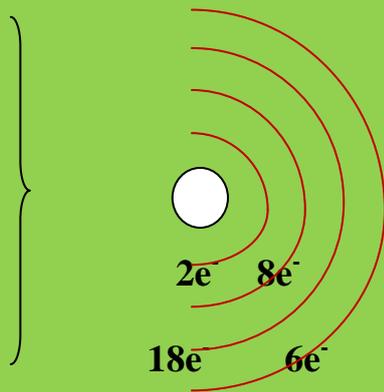


${}_{34}\text{Se}^{79}$

$34 e^-$

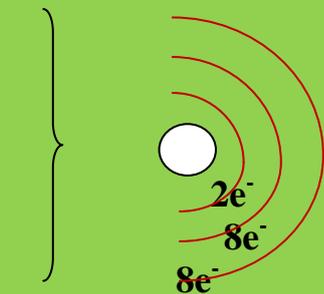
$34 p^+$

$45 n^0$

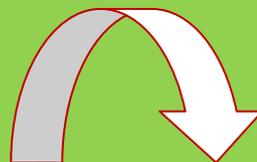


${}_{18}\text{Ar}^{40}$

$18 e^-$
 $18 p^+$
 $22 n^0$



El resto de los átomos los hacéis vosotros.



El modelo atómico de Böhr, al igual que el de Rutherford, tiene sus críticas así como:

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

En este tiempo la técnica había avanzado mucho y los espectrómetro (aparatos para determinar espectros atómicos) eran mucho más precisos y aparecían nuevas rayas con respecto a los espectros atómicos de Böhr.

La configuración electrónica que obtengamos con la incorporación de los **Subniveles Energéticos** será distinta a la que se obtenía con el **modelo de Böhr**.

Modelos Atómicos. *Página Web MUY IMPORTANTE*. En la pantalla inicial tenéis cuatro apartados sobre los modelos atómicos: **HISTORI ESTRUCTURA CONSTRUIR ÁTOMOS CONF. ELECTRÓNICA**. Pinchando cada una de ellas podéis acceder a sus contenidos. En dicha pantalla principal, en el cuadro de los investigadores y sus modelos, si pincháis en los **MODELOS** podréis ver las animaciones de los diferentes modelos atómicos.
http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/modelos.htm

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.

Debemos recordar el S.P 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 los Grupos se clasifican en **18** (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:

GRUPO	GRUPO ANTIGUO
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

*llamadas TRIADAS
y se estudian en horizontal.*

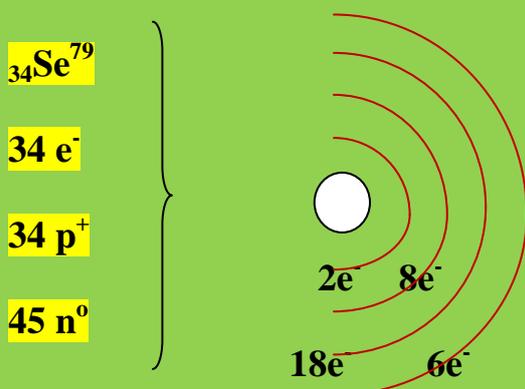
Los elementos químicos pertenecientes a los grupos **A** se llaman **ELEMENTOS REPRESENTATIVOS**. Los elementos pertenecientes a los grupos **B** se llaman **ELEMENTOS DE TRANSICIÓN**. Los elementos que pertenecen a la familia del **Actinio** y **Lantano** llamados **LANTÁIDOS** y **ACTÍNIDOS**, también conocidos como **ELEMENTOS DE TRANSICIÓN INTERNA** o **TIERRAS RARAS**.

En horizontal los elementos químicos forman los **PERIODOS**. Los periodos 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.

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 Bohr:



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.

Para establecer la Configuración Electrónica, según Sommerfeld no hace falta calcular el número de electrones existentes en cada nivel energético. **DEBEMOS SABER QUE EL NÚMERO MÁXIMO DE ELECTRONES EXISTENTE EN LA ÚLTIMA CAPA (Capa de VALENCIA) ES DE 8 ELECTRONES.** El número de electrones de la última capa coincide con el **NÚMERO DE GRUPO AL CUAL PERTENECE EN EL S.P.** Ejemplo: Si un elemento pertenece al Grupo VII – A tendrá en la última capa de la Corteza Electrónica 7 electrones.

Existen dos métodos para establecer la **CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA**:

- 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 la 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 grupo **B** del S.P
- 3.- Si el Electrón Diferenciador está **completando** o ha **completado** un orbital tipo **“f”** de antepenúltima capa, el elemento pertenece a los grupo **B** dentro del grupo del Lantano y del Actinio.

Ejemplo resuelto:

Determinar la configuración electrónica de los elementos químicos:

K , Sr , Cl , Sn , Rb , Ca y Cr

Resolución:

Este método tiene el inconveniente de que debemos **CONOCER PERFECTAMENTE EL S.P.** O que el ejercicio nos aporte datos sobre estos elementos, es decir:

Potasio (K)

Periodo $n = 4$

Grupo: I – A (1)

$Z = 19$

Además debemos calcular el nº de e- existentes en cada capa o nivel energético:

Capa nº 1 \rightarrow nº electrones como máximo = $2 \cdot n^2 = 2 \cdot 1^2 = 2 \text{ e-}$



Capa nº 2 \rightarrow nº e- = $2 \cdot 2^2 = 8 \text{ e-}$ (2 e- para “s” y 6 e- para “p”)



Hemos introducido hasta el momento 10 e-.

ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

Capa nº 3 \rightarrow nº e- = $2 \cdot 3^2 = 18$ e-

Como hay cuatro capas, según los datos y nos hemos pasado de electrones, en la capa nº 3 pondremos 8 e-:



En la 4ª capa pondremos el electrón que nos falta y obtenemos la configuración electrónica del elemento:



Estroncio (Sr)

n = 5

Z = 38

Grupo: II – A (2)



Hemos introducido 28 e- , nos quedan por meter 10 e-.

En la 4ª capa no podemos poner los 18 e-, que sí puede admitirlos (aplicar $2 \cdot n^2$). Como el elemento pertenece al Grupo II – A (2) tendrá en la última capa 2 e-, luego en la 4ª sólo podemos poner 8 e- y los dos restantes en la 5ª Capa:



Cloro (Cl)

n = 3

Grupo: VII – A (17)

Z = 17



El resto de elementos hacerlos vosotros.

Existe una variante de este **Método**, para que la configuración electrónica no se haga tan larga. Consiste en tener en cuenta los electrones del gas noble que antecede al elemento en cuestión y el resto de electrones ponerlos en sus orbitales atómicos correspondientes. Me explicaré:

Potasio (K)



↓
Configuración electrónica del Argón (Ar)

Configuración electrónica del Potasio: $[Ar] 4s^1$

Estroncio (Sr)



↓
Configuración del Criptón (Kr)

Configuración del Estroncio: $[Kr] 5s^2$

Cloro (Cl)



↓
Configuración electrónica del Neón (Ne)

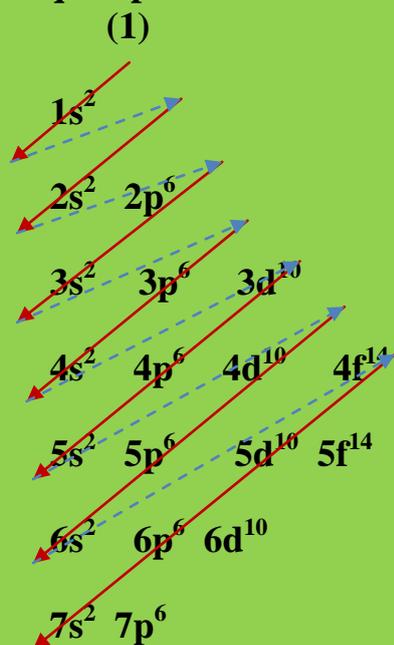
Configuración electrónica del Cloro: $[Ne] 3s^2 3p^5$

Este método, como habéis podido observar consiste en **conocer la configuración del gas noble que antecede a nuestro elemento**, contar los huecos que existen entre ese gas noble y nuestro elemento problema. **Los huecos son los electrones que debemos añadir.**

Completar, por este método, el resto de los elementos químicos.

El 2º método para determinar la **Configuración Electrónica** consiste en basarnos en el **DIAGRAMA DE MOELLER**. Método mucho más sencillo y se adapta casi por completo a la realidad de la Configuración Electrónica, es que **siempre aplicaremos**. En este método también se cumple que el nº de e- en la última capa de la corteza electrónica coincide con el nº de grupo al cual pertenece el elemento en el S.P. Como dato sólo nos deben proporcionar el **número atómico (Z)** del elemento químico. Hay veces que no nos lo proporcionan lo que implica **CONOCER PERFECTAMENTE** el S.P.

Tendremos que aprender el funcionamiento del Diagrama de Moeller:



Las flechas **ROJAS** nos dan el orden de llenado de los **Órbitales Atómicos**, iremos apuntando los Orbitales que encontremos en el camino de estas flechas. Las flechas **AZULES** nos llevan a la siguiente flecha roja. Veamos un ejemplo:

Hallar la Configuración Electrónica del átomo ${}_{19}\text{K}$.

Empezaremos por la flecha roja n° 1, al seguir su camino nos encontramos con $1s^2$. La flecha azul nos lleva a la roja 2 y en su camino nos encontramos $2s^2$. La azul nos lleva a la roja 3 y nos encontramos con $2p^6$ y $3s^2$. La azul a la roja 4 y nos encontramos con $3p^6$ y $4s^2$. Todos los orbitales unidos nos darían la siguiente configuración electrónica:



Observar que no he puesto $4s^2$, ello llevaría consigo poner un electrón de más. Para que esto no ocurra **deberemos ir sumando, empezando por la izquierda, los exponentes**. La suma total debe coincidir con el número de electrones, es decir, con el **número atómico (Z)** que es el que nos determina el número de electrones en la Corteza Electrónica.



Ejercicio resuelto:

Determinar la Configuración Electrónica del átomo $_{38}\text{Sr}$.

Resolución:

38 e⁻ para distribuir.

Siguiendo el diagrama tendremos:



Observar la capa n^o 4. Existe un orbital que pertenece a la capa 3. No es un error, en la corteza electrónica es frecuente estos saltos de nivel por razones energéticas.

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.

Resolución:



El conocimiento de la CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA es fundamental en el mundo de la Química pues su conocimiento nos permite:

- Localización del elemento químico en el S.P y su identificación.
- Determinar el tipo de fuerzas que unen los átomos para formar las moléculas de los compuestos químicos y con estos el conocimiento de la MATERIA que forman.

En lo referente a la localización e identificación del elemento químico:

Para la localización e identificación del elemento químico seguiremos los siguientes pasos:

- Estableceremos la **Configuración Electrónica** del átomo.
- Estudiaremos la última capa de la Configuración Electrónica llamada **CAPA DE VALENCIA**. En la capa de valencia existen “**coeficientes numéricos**” y “**exponentes numéricos**”. El **coeficiente** nos dice en qué **PERIODO** se encuentra el elemento químico. La **SUMA** de los **EXPONENTES** nos determina en **NÚMERO** de grupo del S.P al cual pertenece.
- Sabemos que en el **S.P** existen grupos **A** y grupos **B**. Si la capa de **VALENCIA** termina en un orbital atómico “**s**” o “**p**” el elemento químico pertenece a los grupos **A**. Si la capa de valencia termina en un orbital tipo “**d**” será un elemento de los grupos **B**. Si termina en un orbital “**f**” se trata de un elemento de **Transición Interna**.

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.



Estudiamos la capa de VALENCIA: $3s^2 3p^6$

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**.

Luego el elemento químico A pertenece $\left. \begin{array}{l} \text{Periodo} = 3 \\ \text{Grupo: VIII - A} \end{array} \right\}$

Debemos conocer el S.P. Haremos una especie de ejes de coordenadas:



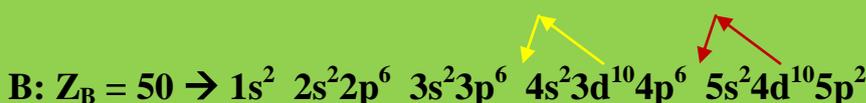
El primer problema que nos encontramos es que si sumamos los exponentes:

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

lo que sabemos es que no puede ser (dijimos que como máximo 8 e-).

Para resolverlo haremos lo siguiente:

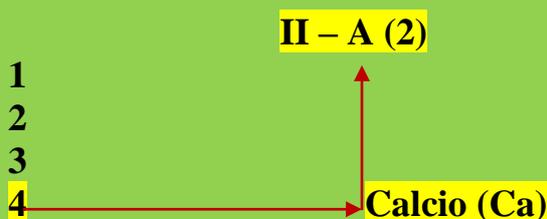
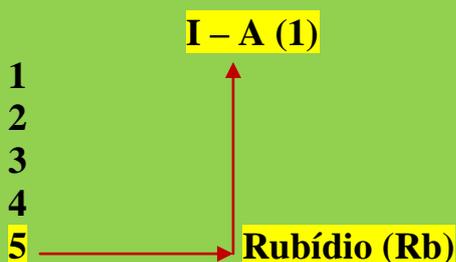
pasar el $4d^{10}$ a su capa correspondiente:



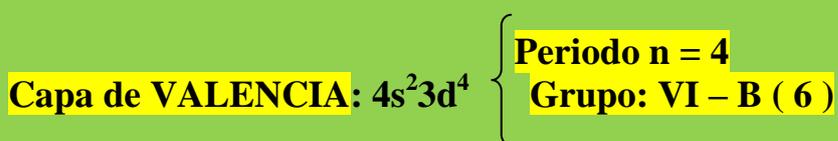
La nueva configuración electrónica es:



ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS



Cuando el último orbital de la capa de VALENCIA es “d” el número de electrones, EN DICHA CAPA, puede llegar A SER 10



Podéis comprobar que para resolver este tipo de ejercicios es **TOTALMENTE NECESARIO CONOCER MUY BIEN EL S.P.** Si os dejan reproducir, de memoria, el S.P, el problema está resuelto.

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.

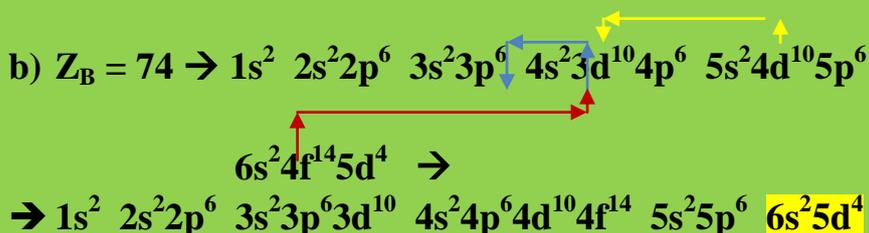
Resolución:

a) $Z_A = 88 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$
 $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2$

Periodo **n = 7**

Grupo: **II – A (2)**

Elemento: **Radio (Ra)**



Periodo **n = 6**

Grupo: **VI – B (6)**

Elemento: **Volframio (W)**

c) $Z_C = 57 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^1$

Periodo **n = 6**

Grupo: **III – B (3)**

Elemento: **Lantano (La)**

Es el primer elemento de Transición Interna.

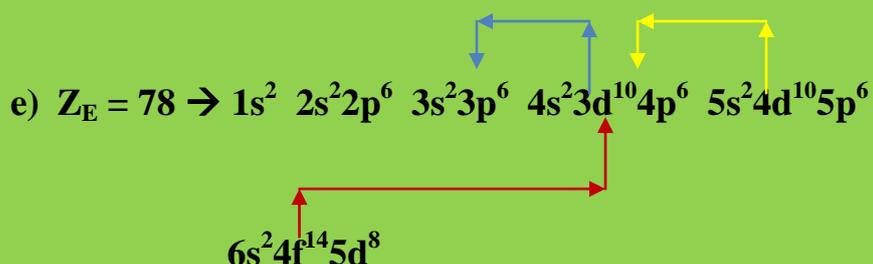
ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS



Periodo **n = 5**

Grupo: **VI – A (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 (10)**

Elemento: **Platino (Pt)**

Ejercicio propuesto

Completar el siguiente cuadro:

Símbolo	Z	A	P	e ⁻	N	Configuración Electrónica
C	6				6	
Fe		56	26			
S		32			16	
K	19				20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
O				8	8	
Mn	25	55				
Ag		108				$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ $5s^2 4d^9$
Rb		85	38			
Zn		65	30		35	

Resolución:

Completar el siguiente cuadro:

Símbolo	Z	A	p	e ⁻	N	Configuración Electrónica
C	6	12	6	6	6	1s ² 2s ² 2p ²
Fe	26	56	26	26	30	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁶
S	16	32	16	16	16	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴
K	19	39	19	19	20	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹
O	8	16	8	8	8	1s ² 2s ² 2p ⁴
Mn	25	55	25	25	30	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁵
Ag	47	108	47	47	61	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ⁹
Rb	37	85	37	37	48	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ¹
Zn	30	65	30	30	35	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰

Ejercicio resuelto:

Dadas las especies químicas siguientes:



C (grupo I – A (1), período 4 y A= 39)

D (A=59, Z= 27)

- ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee cada una?
- Localizar cada especie química en El S.P e identifica el elemento

Resolución:

$${}_8\text{B}^{16} \left\{ \begin{array}{l} Z = 8 \rightarrow 8 e^- \text{ y } 8 p^+ \\ A = 16 ; A = N + Z ; N = A - Z \\ N = 16 - 8 = 8 n^0 \end{array} \right.$$

$$\text{C} \left\{ \begin{array}{l} \text{Grupo: I - A} \\ \text{Periodo} = 4 \\ A = 39 \end{array} \right.$$

El valor del período nos dice que la Corteza Electrónica tiene 4 capas. El grupo I – A nos dice que en la última capa hay un solo electrón, luego su configuración electrónica es:



Al sumar los exponentes obtenemos el número atómico $\rightarrow Z = 19$

ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

Por tanto tendrá $19 e^-$ y $19 p^+$

$$N = A - Z = 39 - 19 = 20 n^0$$

$$D \left\{ \begin{array}{l} Z = 27 \rightarrow 27 e^- \text{ y } 27 p^+ \\ A = 59 \\ N = A - Z = 59 - 27 = 32 n^0 \end{array} \right.$$

b)

Configuraciones electrónicas:

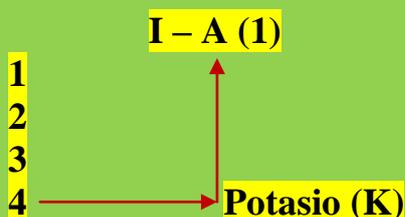
$Z_A = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$ Capa de valencia \rightarrow Periodo = 2
; Grupo VI - A (16)

Elemento:



C $\left\{ \begin{array}{l} I - A \rightarrow 1 e^- \text{ en la capa de valencia} \\ \text{Periodo} = 4 \rightarrow \text{Cuatro capas en la Corteza Electrónica.} \end{array} \right.$

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



D \rightarrow Z = 27

Configuración Electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ C. Valencia

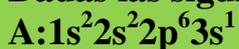
Os recuerdo que cuando el último orbital de la Capa de Valencia es "d", dicha capa puede tener más de 8 electrones.

ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS



Ejercicio resuelto:

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:



Indicar:

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

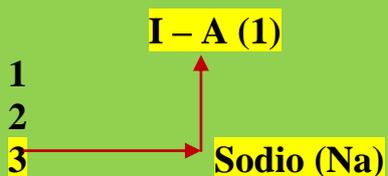
Resolución:

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.

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 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

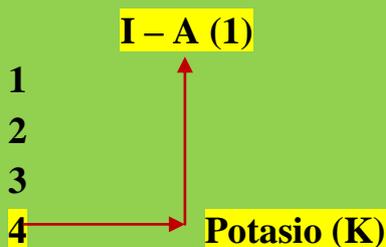
Determinar el nombre de sus elementos químicos.

Resolución:

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

Periodo $n = 4$

Grupo = I – A (1)



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

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.

Problema propuesto

Dados los elementos A ($Z = 17$), B ($Z = 19$) y C ($Z = 20$): a) Escribe sus **configuraciones electrónicas**. b) Determinar el nombre de cada uno de los elementos químicos.

Problema propuesto

Indique la configuración electrónica, periodo, grupo y nombre de los elementos químicos de los elementos de números atómicos: 12, 15, 17, 37.

Problema propuesto

Conteste a las siguientes cuestiones relativas a un elemento con $Z = 7$ y $A = 14$: a) Número de protones neutrones y electrones. b) Configuración electrónica. c) Periodo y grupo en el S.P. d) Nombre de los elementos químicos.

Problema propuesto

Dos elementos A y B presentan números atómicos de 56, y 16, respectivamente. Escriba su configuración electrónica. Determine su periodo y grupo en el S.P e identifique el elemento químico.

Problema propuesto

Indique el nombre, el símbolo y la configuración electrónica de los elementos de números atómicos: 12, 15, 17, 37.

En lo referente a la **segunda** función de la Configuración Electrónica (**determinar el tipo de fuerza que une los átomos para formar moléculas**), lo dejaremos para el siguiente tema.

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

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

Resolución:

En función del diagrama de Moeller:

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

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

Los **iones** también tienen **Configuración Electrónica**. Veamos cómo podemos obtenerla.

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.

${}_{20}\text{Ca}^{+2}$ Cation Calcio (II)

Z = 20 protones

El átomo de Ca cuando era neutro: Z = 20 p⁺ = **20 e⁻**

Pero en el catión Ca (II) hay un exceso de **DOS CARGAS POSITIVAS**. Esto implica que el átomo **HA CEDIDO** dos electrones y por lo tanto el catión Ca^{+2} tendrá **18 e⁻** (20 e⁻ - 2 e⁻ = 18 e⁻). Aplicando el diagrama de Moller:



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

En este caso, el átomo neutro tenía: Z = 15 = 15 p⁺ = **15e⁻**

En el anión el átomo de P ha ganado tres cargas negativas lo que nos indica que ha captado 3 e⁻. El n^o total de electrones en el anión será **18 e⁻** (15 e⁻ + 3 e⁻ = 18 e⁻)

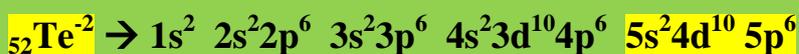


${}_{52}\text{Te}^{-2}$ Anión Teluro

Tomo neutro: Z = 52 = 52 p⁺ = **52 e⁻**

ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

En el anión el átomo tiene un exceso de dos cargas negativas lo que implica que el átomo de Teluro ha ganado dos electrones. El nº total de electrones en el anión será **54 e-** (52 e- + 2 e- = 54 e-)



Si dejamos de esta forma la última capa, podemos decir que **18 e- también dan estabilidad al átomo (estructura de pseudo gas noble)**. Si mandamos los orbitales atómicos a sus capas correspondientes nos quedaría la siguiente configuración electrónica:



${}_{17}\text{Cl}^-$ Anión cloruro

El átomo presenta un exceso de **UNA CARGA NEGATIVA**, lo que implica que **HA GANADO UN ELECTRÓN** y se ha convertido en un anión.

En el átomo neutro: $Z = 17 = 17 p^+ = 17 e^-$

Los electrones totales del anión serán: **18 e-** (17 e- + 1 e- = 18 e-).



${}_{19}\text{K}^+$ Cation Potasio (I)

El átomo de potasio presenta un **EXCESO DE UNA CARGA POSITIVA**, lo que nos indica que el átomo de “K” **HA CEDIDO UN ELECTRÓN**.

El número de electrones totales en el anión es de **18 e-** (19 e- - 1 e- = 18 e-).



${}_{13}\text{Al}^{+3}$ Cation Aluminio (III)

El átomo de Aluminio presenta un **EXCESO DE TRES CARGAS POSITIVAS** → el átomo de “Al” **HA CEDIDO TRES ELECTRONES**.

Electrones totales en el cation **10 e-** (13 e- - 3e- = 10 e-).



${}_{35}\text{Br}^-$ Anión Bromuro

Exceso DE UNA CARGA NEGATIVA → el átomo de “Br” **HA GANADO UN ELECTRÓN**.

El número de electrones en el anión será de **36 e-** (35 e- + 1 e- = 36 e-)

ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

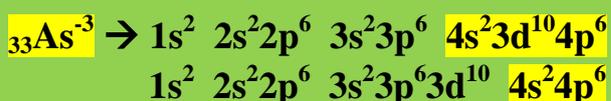
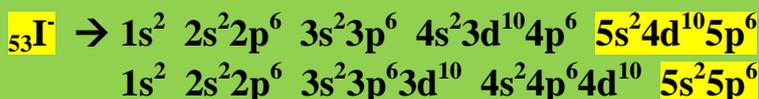
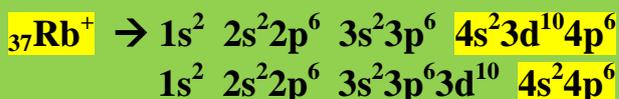
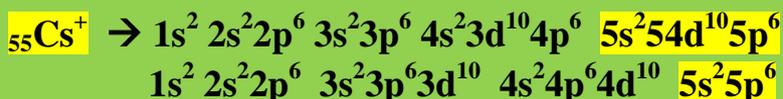
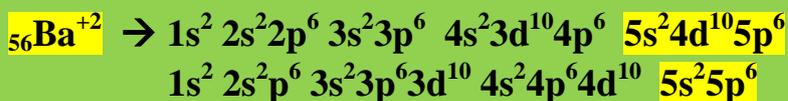
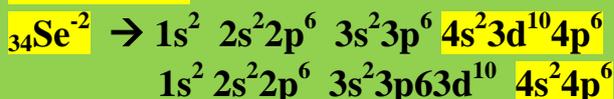


Problema propuesto:

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



Soluciones:



Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: IES MIRALBUENO)

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

Resolución:

Según el diagrama de Moeller:



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



Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: IES MIRALBUENO)

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

Resolución

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

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

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: IES MIRALBUENO)

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

- $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^4$
- $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$
- $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 3p^1 4s^1 2p^6$

Resolución:

- $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1 \rightarrow$ Estado excitado, se han promocionado electrones del orbital tipo "2p" al orbital "3s".
- $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow$ Estado fundamental ,no hay promociones a niveles energéticos más elevados.
- $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 \rightarrow$ Imposible. En un orbital "s" no pueden existir más de 2 e-.

- d) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 3p^1 4s^1 2p^6 \rightarrow$ *Imposible. Estamos en las mismas circunstancias del caso anterior.*

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

Especifica el símbolo de todos los elementos que:

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

Resolución:

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

Ejercicio resuelto

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

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

Resolución:

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

1.- Todos sabemos que en la **capa de valencia no pueden existir más de ocho electrones**. Esta condición se cumple para los elementos representativos (Grupos: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18 \rightarrow antiguos grupos grupos A). En dicha capa aparecerán **orbitales tipo "s" o tipo "s" y tipo "p"**.

2.- En los elementos de **transición** y **transición interna**, el número de electrones puede ser superior, **hasta 12 en los de transición** y **16 en los de transición interna**. La capa de valencia en los elementos de **transición aparecerán orbitales tipo "s" y "d"** y en los de **transición interna orbitales tipo "s" y tipo "f"**.

3.- Podría ocurrir que en un elemento representativo apareciera en la capa de valencia orbitales tipo “d”, pero estarían completos (10 electrones) entonces no serán tenidos en cuenta para la capa de 3valencia, además se identifican porque su *coeficiente numérico* es *una unidad inferior* al de la capa de valencia. Podrían aparecer orbitales “d” y “f” (14 electrones) pero estarían totalmente ocupados, con coeficientes numéricos inferiores a los de la capa de valencia y por tanto no se contarían para identificar al elemento químico. Veamos estas indicaciones con el ejercicio propuesto:

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

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

- a) Escriba las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes:
 Al ($Z = 13$) , Na^+ ($Z = 11$) , O^{2-} ($Z = 8$)
 b) ¿Cuáles son isoelectrónicos?

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*.



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



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

$\text{O}^{2-} \rightarrow$ 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-: $\text{O} + 2 e^- \rightarrow \text{O}^{2-}$

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



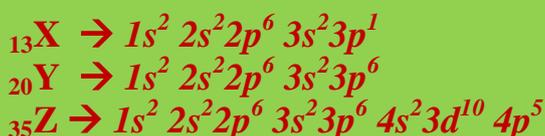
- b) El término **ISOELECTRÓNICO** significa **igual número de electrones**. Por lo tanto las especies isoelectrónicas serán: Na^+ y O^{2-} .

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

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 CAGAS POSITIVAS**, indica que el átomo X ha perdido dos electrones:



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



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

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



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

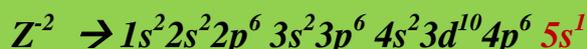


En su última capa tiene 8 e- (estructura de gas noble) y por lo tanto es un **cación ES ESTABLE**.

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



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



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

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

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

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

Resolución:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow$ **Posible en estado fundamental** puesto que sigue los pasos indicados en el diagrama de Moeller (diagrama de las diagonales).
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \rightarrow$ **Posible en estado fundamental**. Las razones son las mismas que en el caso anterior.
- $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2 \rightarrow$ **No es posible en ningún estado**. Esta configuración es imposible puesto que en el nivel $n = 2$ **NO PUEDEN EXISTIR ORBITALES "d"**.

5.- Reacciones de ionización. Tipos de iones

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 tenga 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 dicha capa, todos excepto el He que tiene 2. Los átomos buscarán el medio de conseguir este número de electrones para estabilizarse.

El mecanismo 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

Reacciones de Ionización. Teórico

http://fresno.pntic.mec.es/~fgutie6/quimica2/ArchivosHTML/Teo_8_princ.htm

Reacciones de Ionización. Teórico

http://www.cienciamatematica.com/descarga/quimica/enlace_quimico.pdf

Anión. Teórico

<http://es.wikipedia.org/wiki/Ani%C3%B3n>

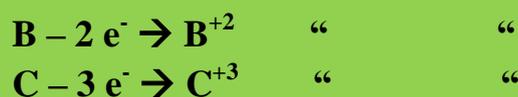
Estas reacciones nos proporcionan unas especies químicas con propiedades muy diferentes con respecto a su elemento de referencia. Se obtiene la especie química llamada ION.

Los iones se clasifican en:

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



ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS



- b) **Aniones.-** Átomo o grupo de átomos con un exceso de carga negativa. Se obtienen cuando el átomo CAPTA electrones (buscando 8e-). Se adquieren tantas cargas negativas o disminuyen las positivas como electrones capte el átomo.
Ejemplo:



Podemos realizar una tabla resumen para la transferencia de electrones

Nº DE ELECTRONES CEDIDOS	CARGAS (+) GANADAS
1	+ 1
2	+ 2
3	+ 3
Nº DE ELECTRON. CAPTADOS	CARGAS (-) GANADAS
1	- 1
2	- 2
3	- 3

Ejemplo resuelto:

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



Resolución:



ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS



Ejercicio resuelto:

Completar las siguientes reacciones de ionización:



Resolución:



Los iones también tienen **Configuración Electrónica**. Veamos cómo podemos obtenerla.

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

ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

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.

${}_{20}\text{Ca}^{+2}$ Cation Calcio (II)

Z = 20 protones

El átomo de Ca cuando era neutro: $Z = 20 \text{ p}^+ = 20 \text{ e}^-$

Pero en el catión Ca (II) hay un exceso de **DOS CARGAS POSITIVAS**. Esto implica que el átomo **HA CEDIDO** dos electrones y por lo tanto el catión Ca^{+2} tendrá **18 e-** ($20 \text{ e}^- - 2 \text{ e}^- = 18 \text{ e}^-$). Aplicando el diagrama de Moller:



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

${}_{15}\text{P}^{-3}$ Anión fósforo

En este caso, el átomo neutro tenía: $Z = 15 = 15 \text{ p}^+ = 15 \text{ e}^-$

En el anión el átomo de P ha ganado tres cargas negativas lo que nos indica que ha captado 3 e-. El n° total de electrones en el anión será **18 e-** ($15 \text{ e}^- + 3 \text{ e}^- = 18 \text{ e}^-$)



${}_{52}\text{Te}^{-2}$ Anión Teluro

Tomo neutro: $Z = 52 = 52 \text{ p}^+ = 52 \text{ e}^-$

En el anión el átomo tiene un exceso de dos cargas negativas lo que implica que el átomo de Teluro ha ganado dos electrones. El n° total de electrones en el anión será **54 e-** ($52 \text{ e}^- + 2 \text{ e}^- = 54 \text{ e}^-$)



Si dejamos de esta forma la última capa, podemos decir que **18 e- también dan estabilidad al átomo (estructura de pseudo gas noble)**. Si mandamos los orbitales atómicos a sus capas correspondientes nos quedaría la siguiente configuración electrónica:



${}_{17}\text{Cl}^-$ Anión cloruro

ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS

El átomo presenta un exceso de **UNA CARGA NEGATIVA**, lo que implica que **HA GANADO UN ELECTRÓN** y se ha convertido en un anión.

En el átomo neutro: $Z = 17 = 17 p^+ = 17 e^-$

Los electrones totales del anión serán: **18 e⁻** ($17 e^- + 1 e^- = 18 e^-$).



${}_{19}\text{K}^+$ Cation Potasio (I)

El átomo de potasio presenta un **EXCESO DE UNA CARGA POSITIVA**, lo que nos indica que el átomo de “K” **HA CEDIDO UN ELECTRÓN**.

El número de electrones totales en el anión es de **18 e⁻** ($19 e^- - 1 e^- = 18 e^-$).



${}_{13}\text{Al}^{+3}$ Cation Aluminio (III)

El átomo de Aluminio presenta un **EXCESO DE TRES CARGAS POSITIVAS** → el átomo de “Al” **HA CEDIDO TRES ELECTRONES**.

Electrones totales en el cation **10 e⁻** ($13 e^- - 3e^- = 10 e^-$).



${}_{35}\text{Br}^-$ Anion Bromuro

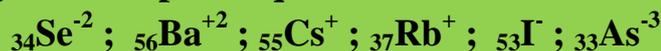
Exceso **DE UNA CARGA NEGATIVA** → el átomo de “Br” **HA GANADO UN ELECTRÓN**.

El número de electrones en el anión será de **36 e⁻** ($35 e^- + 1 e^- = 36 e^-$)

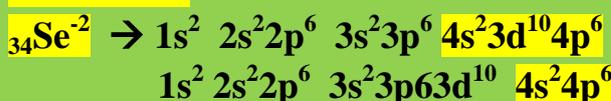


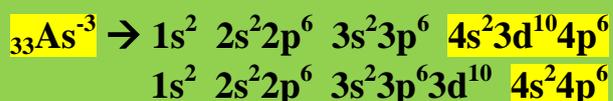
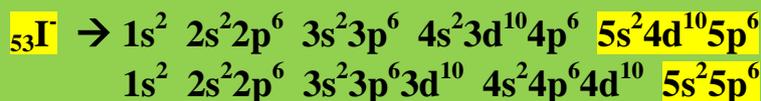
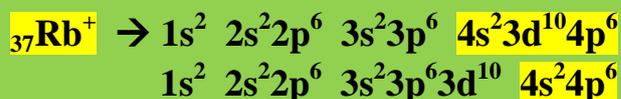
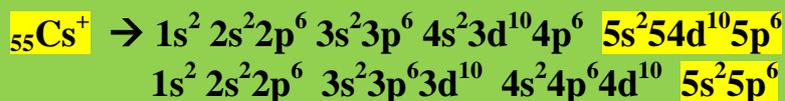
Problema propuesto:

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



Soluciones:





----- O -----

Se terminó

Antonio Zaragoza López