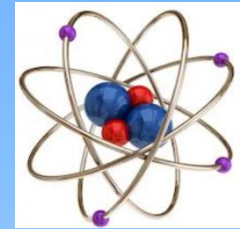
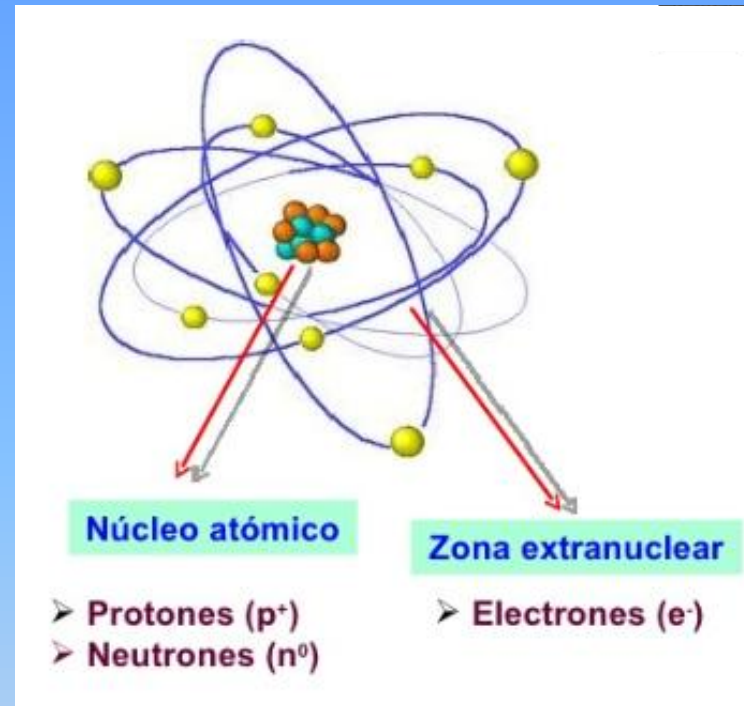
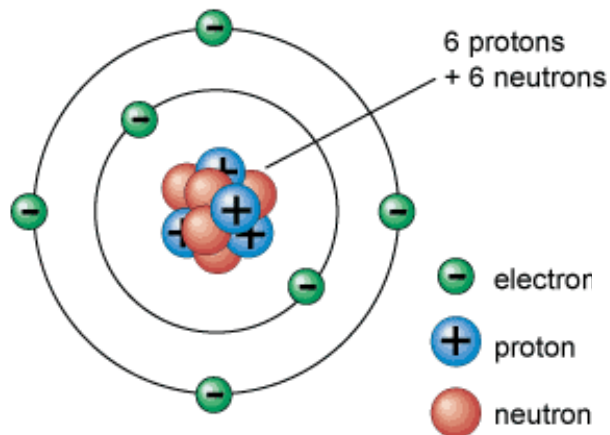


ESTRUCTURA ATÓMICA

4º ESO



Definimos átomo como la partícula más pequeña en que un elemento puede ser dividido sin perder sus propiedades químicas. Aunque el origen de la palabra átomo proviene del griego, que significa indivisible, los átomos están formados por partículas aún más pequeñas, las partículas subatómicas.



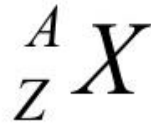
✓ Relación masa partículas subatómicas



Número atómico y número másico

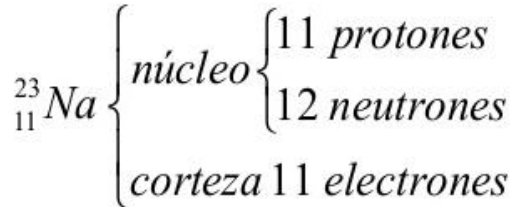
Z = Número atómico

Es el número de protones, determina la identidad del átomo



A = Número másico

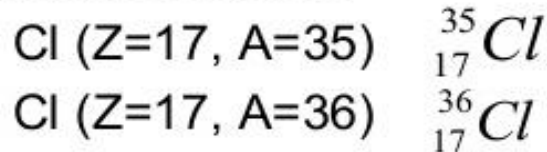
nº de protones + nº de neutrones del núcleo



Otro aspecto importante, es la Masa Atómica expresada en uma (1 uma= 1,66 . 10⁻²⁷ kg)
La Masa atómica de varios isótopos es la media ponderada.

Isótopos

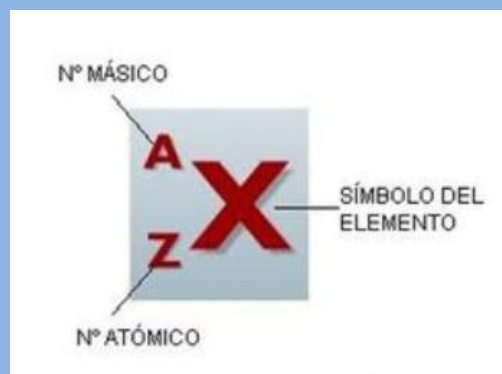
Isótopos: átomos de un mismo elemento con distinto número másico.



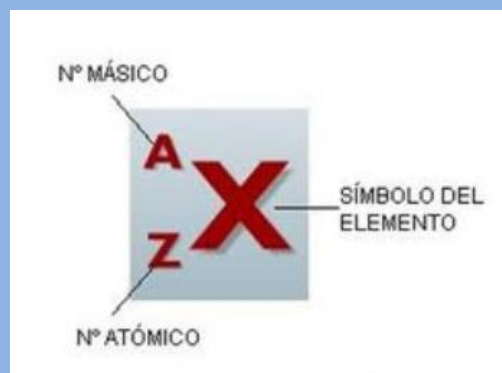
	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones
${}_{17}^{35}\text{Cl}$	17	18	17
${}_{17}^{36}\text{Cl}$	17	19	17



✓ Tabla periódica-Ordenada según el número atómico (número de protones)



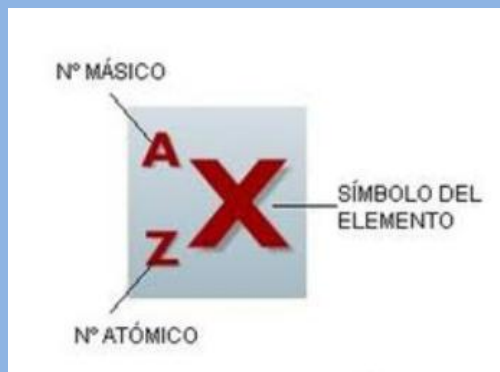
Elemento Químico	Valores a calcular				
	Z	A	PROTONES	ELECTRONES	N=A-Z
$^{11}_5\text{B}$					
Br	35				45
Ca^{2+}	20	40			
Ne		20	10		
	6	12		10	
O^{2-}		16		10	
F^{1-}	9	19			



Ejercicio Resuelto

Elemento químico	Valores a calcular				
	Z	A	PROTONES	ELECTRONES	NEUTRONES
${}^{11}_5\text{B}$	5	11	5	5	6
Br	35	80	35	35	45
Ca^{2+}	20	40	20	18	20
Ne	10	20	10	10	10
C^{4-}	6	12	6	10	6
O^{2-}	8	16	8	10	8
F^{1-}	9	19	9	10	10

Realizar en casa ejercicio número 28



Resolución ejercicio número 28

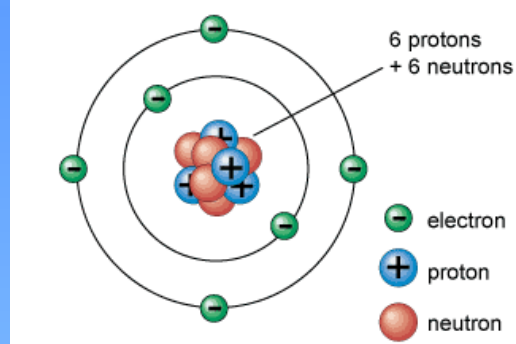
Elemento químico	Valores a calcular			
	Z	NEUTRONES	A	ELECTRONES
Ca	20	21 [*] (1)	41(21 [*])	20
Mg ¹⁻	12	14	26	13
Si	14	14	28	14
Sn	50	69	119	50
²⁰⁷ ₈₂ Pb ²⁺	82	125	207	80

$$A = P + N$$

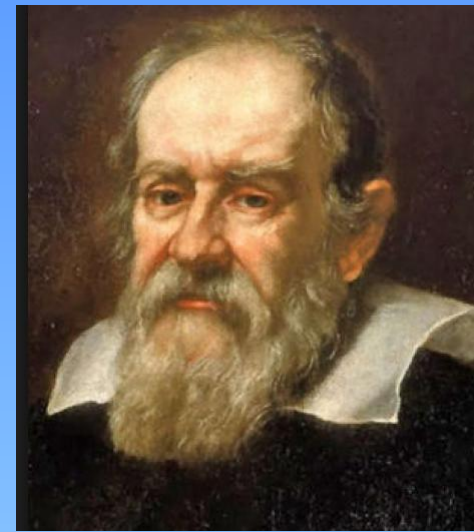
$$N = A - Z$$

(*): Resultado erróneo

RESUMEN- IDEAS CLAVES



- ✓ **A=Número másico= protones + neutrones**
- ✓ **Z= Número atómico= número de protones (característica única de los átomos de cada elemento, si cambia es el átomo de otro elemento)**
- ✓ **Número de protones = Número de electrones \Rightarrow Átomo neutro (sin carga)**
- ✓ **Si un átomo está cargado positivamente (Ca^{2+}), dicho elemento tiene tendencia a ceder electrones para combinarse (formulación), por tanto, se queda cargado positivamente. Cation.**
- ✓ **Si un átomo está cargado negativamente (F^{1-}), dicho elemento tiene tendencia a coger electrones, por tanto, se queda cargado negativamente. Anión.**
- ✓ **El número de protones del átomo de un mismo elemento no puede variar, si puede el número de electrones (cation-anion) y el número de neutrones (Isótopos)**
- ✓ **Los átomos de los diferentes elementos se combinan por intercambio de electrones, unos ceden y otros ganan.**



- **Demócrito** (V a.C.) introduce el término de átomo como la parte más pequeña de la materia.

ÁTOMO



sin

división

<http://www.youtube.com/watch?v=4fQ6Rlf3h3g>

Evolución modelo atómico a lo largo de la historia.

Desde el modelo atómico de dalton hasta el modelo atómico cuántico actual.



Primera teoría con base científica

John Dalton (1808)

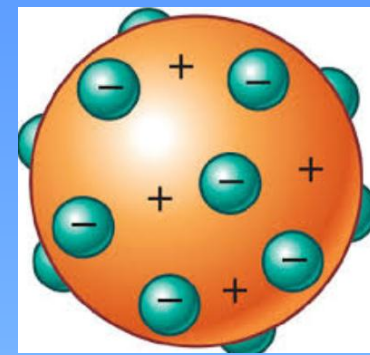
Introduce la idea de la discontinuidad de la materia

Postulados:

1. La materia está dividida en unas partículas indivisibles e inalterables, denominadas átomos
2. No pueden ser creados ó destruidos
3. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí, presentan igual masa e iguales propiedades

Actualmente se sabe que los átomos pueden dividirse y son alterados: Teoría cuántica. Reacciones nucleares

Actualmente concepto de isótopos: Ya que todos los átomos de un mismo elemento no son iguales.



Joseph John Thomson (1897)

Los electrones se distribuyen de una forma uniforme en el átomo

Descubre el electrón antes de que se descubra el neutrón y protón

Modelo del átomo compacto: Esfera positiva con incrustaciones negativas

Carga positiva del átomo=carga negativo del átomo. Átomo neutro

Fallos del modelo:

El átomo no es maciso ni compacto. Es prácticamente hueco y el núcleo es muy pequeño comparado con el tamaño del átomo

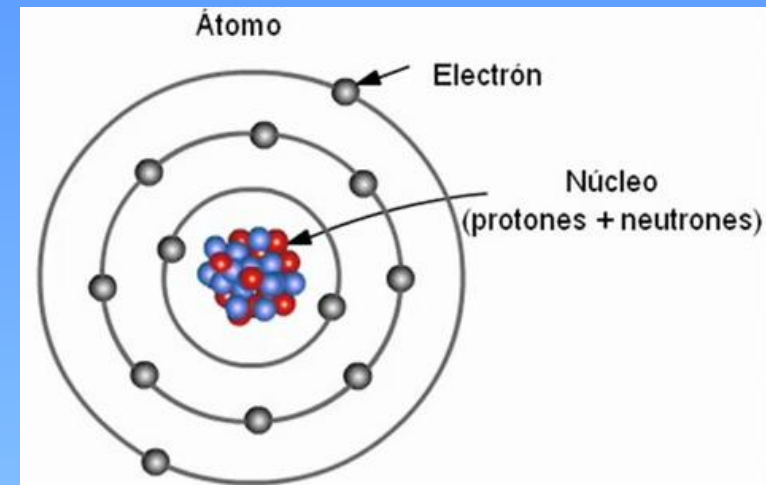
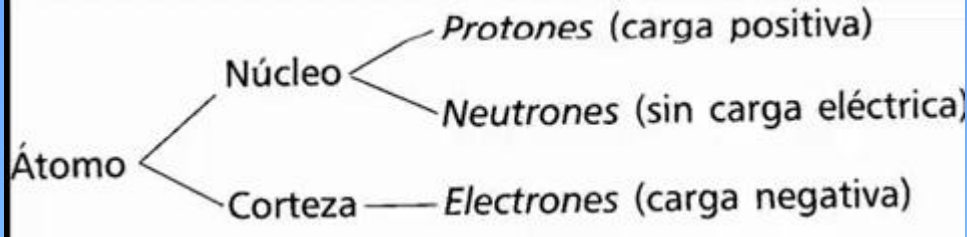
Nobel física en 1906

MODELO DE RUTHERFORD

NÚCLEO



ERNEST RUTHERFORD



Ernest Rutherford (1911)

Corteza donde giran los electrones de carga negativa y ocupa la mayor parte del volumen atómico

En el núcleo los protones de carga positiva igual al número de electrones por eso el átomo es neutro. Tamaño pequeño comparado al resto del átomo.

Átomo hueco. Experimento de Rutherford. Video

Predijo que había unas partículas en el núcleo llamadas neutrones y que eran neutras (Demostrado en 1932 por James Chadwick)

Fallos: No predice lo que aporta Bohr

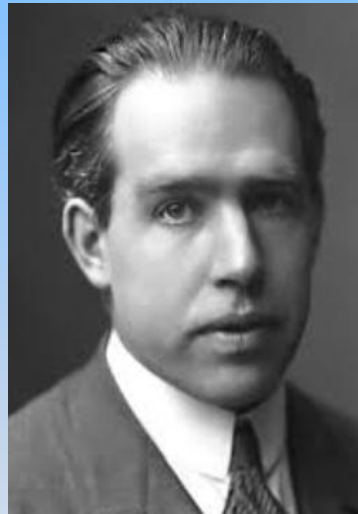
VIDEO: [EXPERIMENTO DE RUTHERFORD](#)

Los electrones solamente pueden estar en órbitas fijas muy determinadas.



En el salto de una órbita a otra, el electrón no pasa por ninguna órbita intermedia.

Se precisa un único parámetro, el número cuántico principal, $n = 1, 2, 3, \dots$



Espectro del átomo de hidrógeno

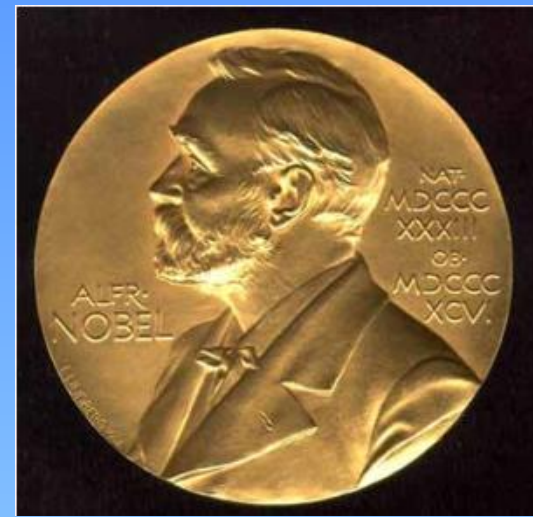
La energía es mayor en las órbitas más externas.

El átomo emite o absorbe energía solamente cuando un electrón salta de una órbita a otra.

N. BOHR
Gran
avance
1913



N. BOHR



- ✓ Persona de nuestro tiempo
- ✓ Aprender a pensar

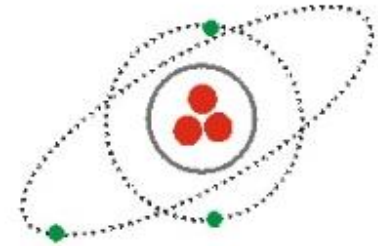
- ✓ El fundidor de medallas

Perseguido por los nazis, el físico danés **Niels Bohr**, antes de abandonar su país natal, se disolvió en su laboratorio y en agua regia (una mezcla de ácido nítrico y clorhídrico) las medallas de oro concedidas con el **Premio Nobel** que le habían confiado sus colegas **Max von Laue** y **James Franck**.

Escondió la botella con el metal fundido en un anaquel de su laboratorio de Copenhague y, al acabar la guerra, Bohr mandó el oro a la Academia Sueca y allí volvieron a refundir las medallas de los físicos.



Modifica Modelo de Bohr



En 1916, Arnold Sommerfeld modifica el modelo atómico de Bohr, en el cual los electrones sólo giraban en órbitas circulares, al decir que también podían girar en ORBITAS ELIPTICAS.

Fallos del modelo de Bohr:

Mala predicción para átomos polielectrónicos.

Sommerfeld, discípulo de Borh, suponía que cada nivel energía estaba subdividido en un conjunto de subniveles próximos en energía. Así cada nivel tenía tanto subniveles como indicaba su número y podía albergar un número máximo de electrones

¿Cómo saber los electrones que tienen los átomos en cada órbita? Pues bien eso es lo que se llama la configuración electrónica de un elemento de la tabla periódica. Nos dice como están ordenados los electrones en los distintos niveles de energía, o lo que es lo mismo como están distribuidos alrededor del núcleo de su átomo.



IMPORTANTE: Los niveles de energía van de $n=1$ a $n=7$, cada nivel tiene subniveles (s, p, d y f).
Depende del número de electrones se quedará en un nivel y subnivel determinado.

Configuración electrónica

1. Niveles de energía → 7 niveles

✓ $n=1, 2, \dots, 7$

✓ Conforme mayor es “n” mas energía tiene el nivel y más inestable es.

2. Cada nivel de energía esta dividido en subniveles: s, p, d y f

Niveles y Subniveles de energía de los electrones

nivel 1 — Subnivel s

nivel 2 — Subniveles s y p

nivel 3 — Subniveles s, p y d

nivel 4 — Subniveles s, p, d y f

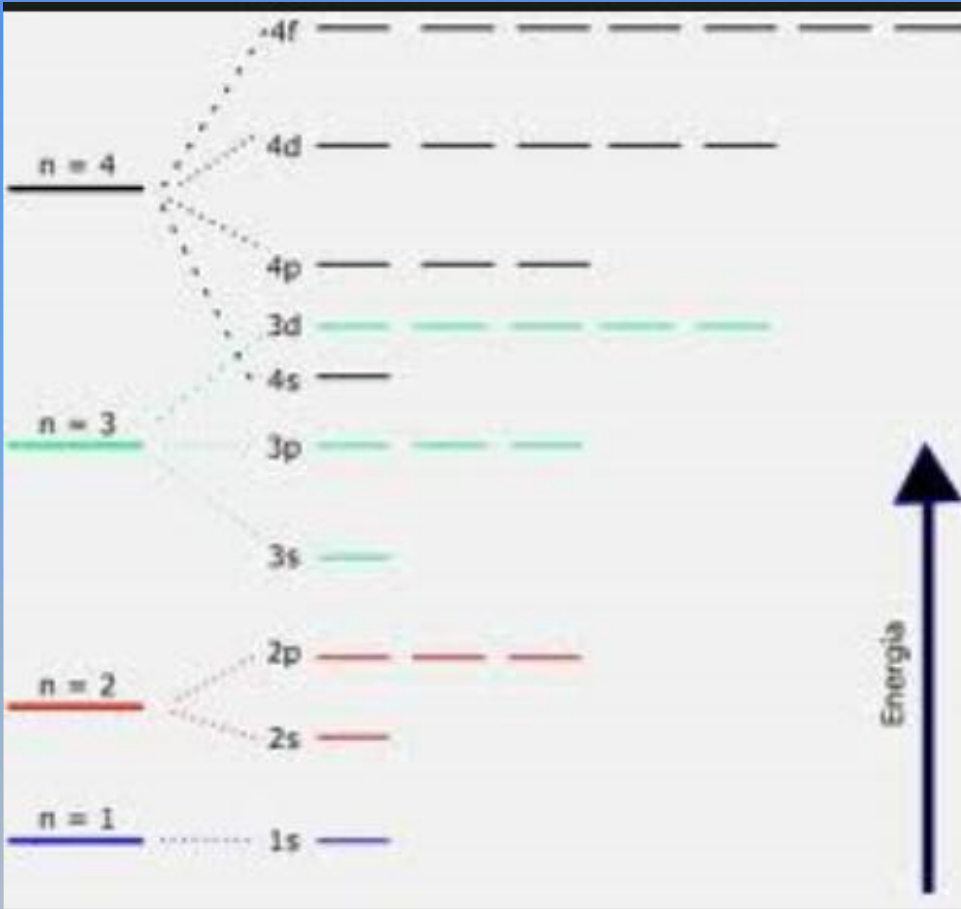
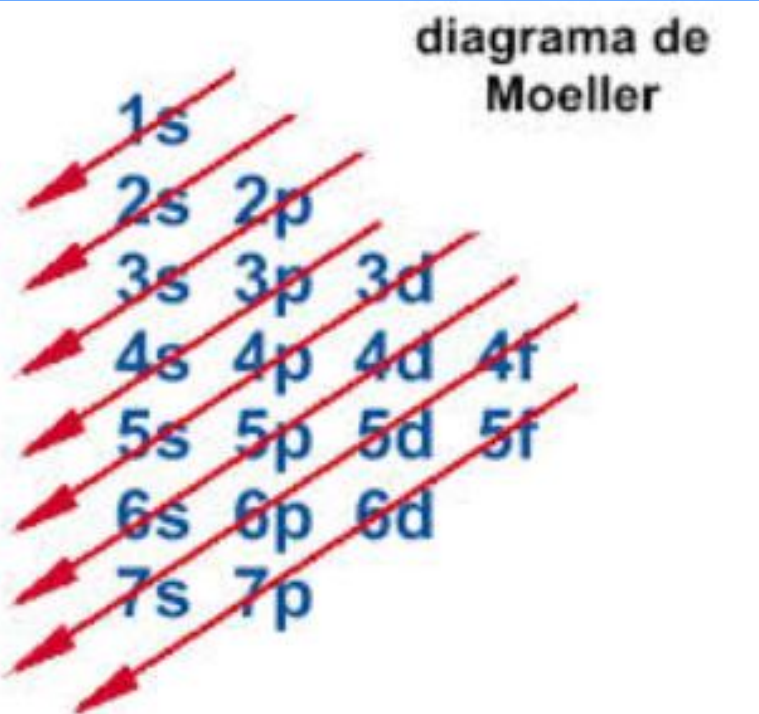
nivel 5 — Subniveles s, p, d y f

nivel 6 — Subniveles s, p y d

nivel 7 — Subniveles s y p

nivel s = 2 electrones máximo
nivel p = 6 electrones máximo
nivel d = 10 electrones máximo
nivel f = 14 electrones maximo

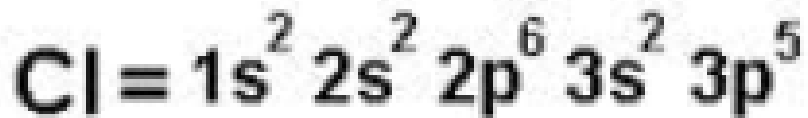
El llenado de los electrones se realizará de forma que irán ocupando los orbitales atómicos de menor a mayor energía hasta llenarlos. Orden creciente de energía



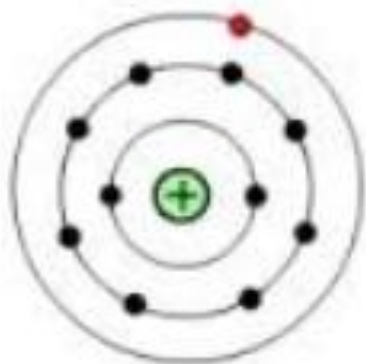
Calcular configuración electrónica y dibujo de su distribución del átomo de Cloro y Sodio. Consultar tabla periódica.



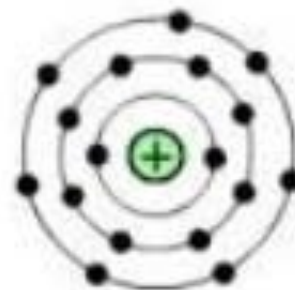
Z=11



Z=17



Na



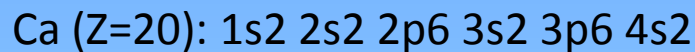
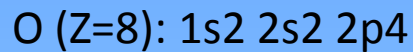
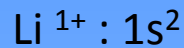
Cl

Calcular configuración electrónica del Li^{1+} , Ti, O, Ca, I, P, K, Sr, Co, C, C^{2+} , C^{2-} , S y Br. ¿Está relacionado con su ubicación en la tabla periódica?

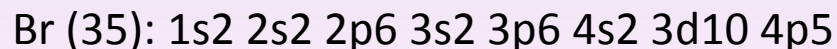
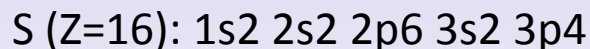
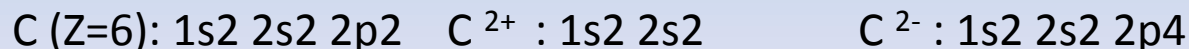
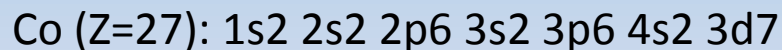
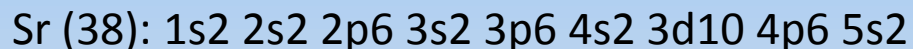
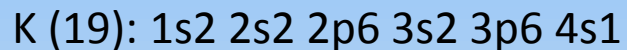
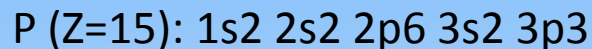
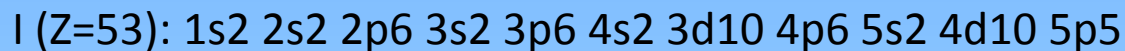
Realizar en casa ejercicios 3 y 4.

Anomalías en los grupos 6 y 11

Ejercicio Resuelto



} Electrones de valencia: Los electrones de la última capa. O=6 y Ca=2
} Valencia: Electrones que faltan ó sobran para completar la última capa. O=-2 y Ca= +2



SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS



J. Berzelius
1813



División de los elementos en dos grupos: metales y no metales



J.A. Newlands
1865



Ley de las octavas.
Consiguió ordenar algunas filas.



L. Meyer
1869



Cierta periodicidad en el volumen atómico



D. Mendeléeiev



Clasificación según masa atómicas crecientes



H. Moseley
1911

Clasificación según número atómico creciente

A. Werner y F. Paneth, propusieron en 1952 el sistema periódico actual, denominado sistema periódico largo

SISTEMA PERIÓDICO Y ESTRUCTURA ELECTRÓNICA

The diagram illustrates the periodic table with electron sublevels. The vertical axis represents periods (1 to 7). The horizontal axis represents groups (1 to 18). The sublevels are color-coded: s (orange), p (pink), d (red), and f (yellow-green). The s-block is in groups 1 and 2. The p-block is in groups 13 to 18. The d-block is in groups 3 to 10. The f-block is in groups 14 to 17. The diagram shows the following sublevel configurations for each period:

Periodo	Subniveles
1	s ¹ , s ²
2	s ² , p ¹ , p ² , p ³ , p ⁴ , p ⁵ , p ⁶
3	s ² , p ⁶ , d ¹ , d ² , d ³ , d ⁴ , d ⁵ , d ⁶ , d ⁷ , d ⁸ , d ⁹ , d ¹⁰
4	s ² , p ⁶ , d ¹⁰ , f ¹ , f ² , f ³ , f ⁴ , f ⁵ , f ⁶ , f ⁷ , f ⁸ , f ⁹ , f ¹⁰ , f ¹¹ , f ¹² , f ¹³ , f ¹⁴
5	s ² , p ⁶ , d ¹⁰ , f ¹⁴
6	s ² , p ⁶ , d ¹⁰ , f ¹⁴
7	s ² , p ⁶ , d ¹⁰ , f ¹⁴

Período=Filas=7

Bloque = Subnivel

Grupo=Columnas=18

Bloque s: Formado por los elementos de los grupos 1 y 2. Configuración ns^1 ó ns^2

Bloque p: Formado por los elementos de los grupos del 13 al 18. Configuración desde np^1 a np^6

Bloque d: Metales de transición . Desde grupo 3 al 12

Bloque f: Denominados metales de transición interna

¿Está relacionada la configuración de un elemento con su ubicación en la tabla periódica?

TABLA PERIÓDICA

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H Hidrógeno 1,008	Atómico Sim Nombre Peso	C Sólido															2 He Helio 4,002602
2	Li Litio 6,94	Be Berilio 9,0121...	Hg Líquido															
3	Na Sodio 22,989...	Mg Magnesio 24,305	H Gaseoso															
4	K Potasio 39,0983	Ca Calcio 40,078	Rf Desconocido															
5	Rb Rubidio 85,4678	Sr Estroncio 87,62																
6	Cs Cesio 132,90...	Ba Bario 137,327	57-71															
7	Fr Francio (223)	Ra Radio (226)	89-103															

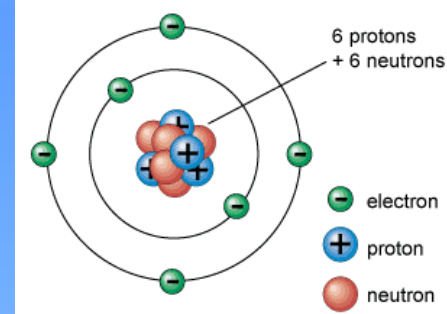
Grupo (Columna): Características similares, relacionados con el número de electrones de la última capa. Electrones de valencia-valencia (Hacer ejemplo Ca y O). Ej. Grupo halógenos, s^2p^5

Elementos s y d: número de electrones en última capa = número de grupo

Elementos p: Número de electrones de la capa de valencia se obtiene restando 10 al nº grupo

Periodo (Fila): Ordenada según número creciente de número atómico (Z). Propiedades diferentes pero masas atómicas parecidas. Cada período es un nivel energético.

RESUMEN- IDEAS CLAVES



- ✓ Los metales tienen a ceder electrones y los no metales a cogerlos
- ✓ Para ser estables tienen que tener ocho electrones en su última capa (gas noble), excepto algunos casos como el Hidrógeno ó el Helio.
- ✓ La configuración electrónica nos ayuda a determinar la distribución de los electrones en el átomo y saber el número de electrones en su última capa, que dependiendo del elemento tendrá tendencia a cederlo (cargado positivamente, metal) ó cogerlos (cargado negativamente, no metal)
- ✓ Relación electrones de valencia-valencia-configuración electrónica. Los electrones de valencia son los electrones de la último nivel de energía y valencia los electrones que le falta para ser estable el átomo
- ✓ Según la configuración electrónica, podemos saber la ubicación del elemento en la tabla periódica.

<http://contenidos.educarex.es/mci/2010/06/configuracionestabla.html>

EJERCICIO PARA REALIZAR EN PAREJAS

1. $1s^2 2s^2$

2. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ (*)

3. $1s^2 2s^2 2p^3$

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

5. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$

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

7. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

8. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

9. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ (*)

10. $1s^2 2s^2 2p^1$

11. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

12. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

13. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$ (*)

14. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ (*)

✓ Ubicar en la tabla periódica, indicando el grupo y período que se encuentra.

✓ Posteriormente se consulta la tabla y se anota los elementos.

✓ Explicar al resto cuales han sido los pasos para situarlos, razonando que información nos da el período y que información nos da el grupo.

(*) Cuidado con los elementos del subnivel "d". El nd tiene más energía que el (n+1)s.

TABLA PERIÓDICA

EJERCICIO PARA REALIZAR EN PAREJAS

	1. Be								10. B		3. N			
									6. Al			11. S		
7. K	4. Ca		2. V			9. Fe			14. Zn				12. Br	
8. Rb			13. Zr									5. Te		

Realizar ejercicios de la programación: 24, 25, 26 y 27

ENLACE QUÍMICO

- PRESENTACIÓN ENLACE QUÍMICO , 4º ESO:
- <http://slideplayer.es/slide/20352/>

ENLACE QUÍMICO



ENLACE QUÍMICO

