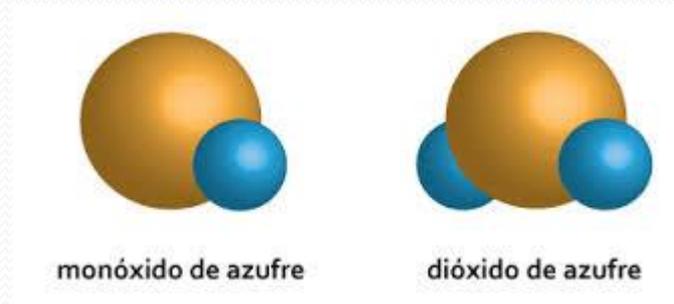


ESTRUCTURA ATÓMICA Y SISTEMA PERIÓDICO:

- ❖ Modelos atómicos: Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr y Mecánica Cuántica
- ❖ Clasificación de los elementos y propiedades periódicas

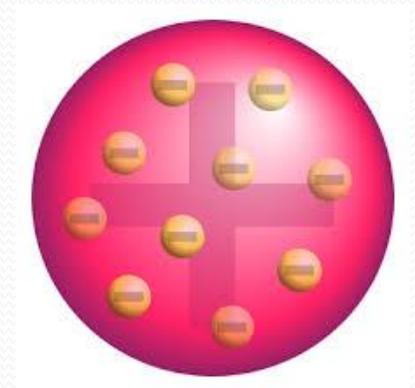
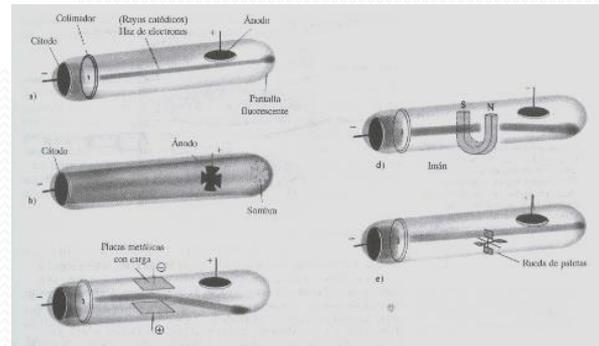
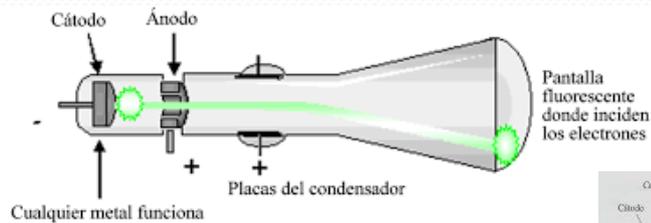
Modelos atómicos: Átomo de Dalton

NOMBRE	EN QUÉ CONSISTE	QUÉ EXPLICA	QUÉ NO EXPLICA
DALTON (1808)	Se imagina el átomo como una esfera pequeña y maciza que no está formada por otras partículas más pequeñas. La palabra átomo significa sin división. Los elementos químicos están formados por átomos iguales (tienen la misma masa y las mismas propiedades). Los átomos de diferentes elementos tienen masas y propiedades diferentes. Cuando dos o más átomos de distintos elementos se combinan para formar un mismo compuesto, lo hacen en una relación de números naturales sencillos. En las reacciones químicas, los átomos ni se crean ni se destruyen, solo cambian su distribución en las sustancias.	La composición de los compuestos químicos, y por tanto, sus fórmulas. Las reacciones químicas como cambios en la distribución de los átomos de unos compuestos a otros.	Los fenómenos eléctricos en la materia.



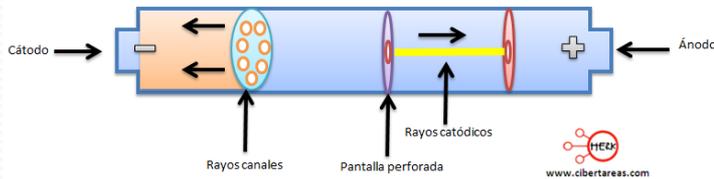
Modelos atómicos: Átomo de Thomson

NOMBRE	EN QUÉ CONSISTE	QUÉ EXPLICA	QUÉ NO EXPLICA
THOMSON (1904)	El átomo sería una esfera maciza de carga positiva que tiene incrustados en su superficie unas partículas de carga negativa llamadas electrones. El número de cargas positivas y de las negativas es el mismo para que los átomos sean neutros. Se le denominó modelo del “pudding de pasas”.	Lo mismo que era capaz de explicar el modelo de Dalton y, además, los fenómenos de electrización de la materia. Explica también los experimentos de producción de rayos beta en los tubos de descarga.	Los fenómenos de interacción de la radiactividad con la materia (experimento de la lámina de oro).

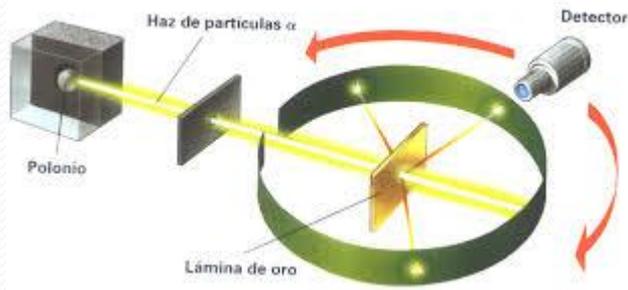
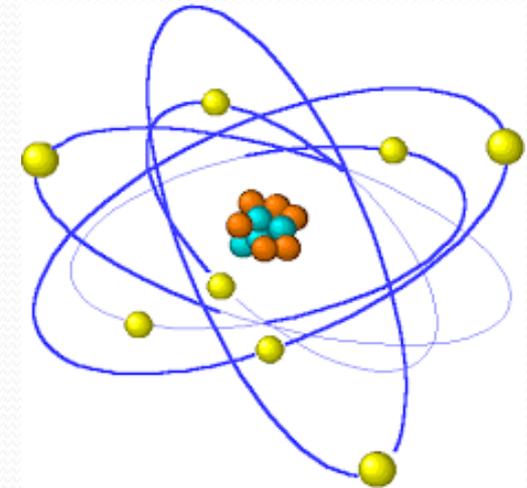
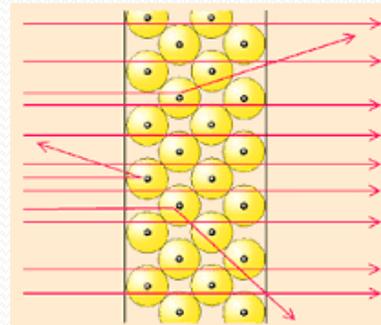


Modelos atómicos: Átomo de Rutherford

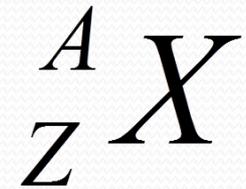
NOMBRE	EN QUÉ CONSISTE	QUÉ EXPLICA	QUÉ NO EXPLICA
RUTHERFORD (1911)	El átomo estaría formado por tres partículas subatómicas: el protón, el neutrón y el electrón. Los protones (con carga positiva) y los neutrones (sin carga eléctrica) estarían en el centro del átomo (llamado núcleo) y los electrones (con carga negativa) estarían girando alrededor del núcleo (se llama corteza a ese lugar). Casi toda la masa del átomo estaría en el núcleo. El átomo tiene mucho espacio vacío entre el núcleo y la corteza.	El experimento de bombardeo de la lámina de oro con rayos alfa.	Por qué los electrones no caen al núcleo (colapso de la materia). La existencia de los espectros atómicos.



Este experimento permitió detectar los protones en el tubo de rayos catódicos



Modelos atómicos: Átomo de Rutherford



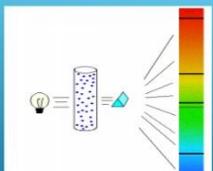
- X: símbolo genérico de un elemento químico
- Z: número atómico (nº de protones). En un átomo neutro coincide el número de protones con el número de electrones, pero esto no ocurre en los iones.
- A: número másico (nº de nucleones, es decir nº de protones más neutrones)
- Todos los átomos de un elemento químico tienen igual número atómico.
- Isótopos: átomos que tienen el mismo número atómico y distinto número másico, es decir, son átomos de un mismo elemento químico que se diferencian en el número de neutrones.
- La masa atómica de un elemento químico se calcula con la media ponderada de las masas de sus isótopos. Para un elemento con tres isótopos sería:

$$m = \frac{m_1 \cdot (\%)_1 + m_2 \cdot (\%)_2 + m_3 \cdot (\%)_3}{100}$$

Modelos atómicos: Átomo de Bohr

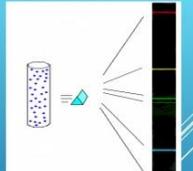
NOMBRE	EN QUÉ CONSISTE	QUÉ EXPLICA	QUÉ NO EXPLICA
BOHR (1913)	El modelo de Bohr sería igual que el de Rutherford pero donde el electrón solo se mueve en unas órbitas circulares permitidas, sin que exista emisión de energía. El electrón, dependiendo de la órbita en la que se encuentre, tiene una determinada energía, que es tanto mayor cuando más alejada esté la órbita del núcleo.	<p>Por qué no ocurre el colapso de la materia.</p> <p>Por qué se producen algunos de los espectros atómicos (la emisión de energía se produce cuando un electrón salta de una órbita inicial de mayor energía a otra de menor energía).</p>	Todos los espectros atómicos.

ESPECTROS DE ABSORCIÓN

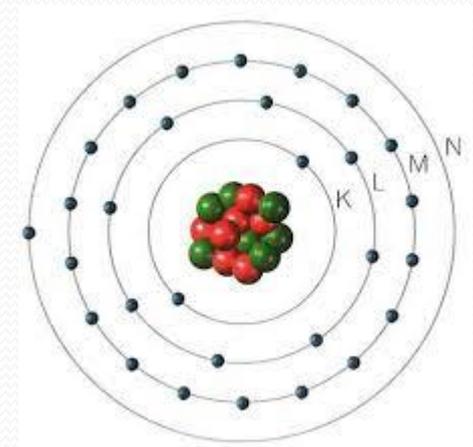
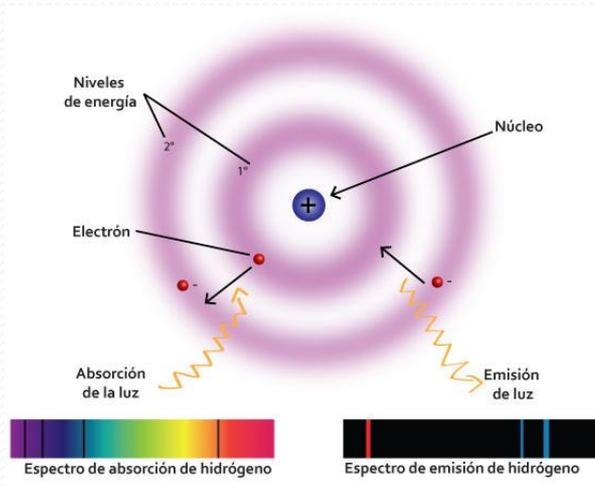
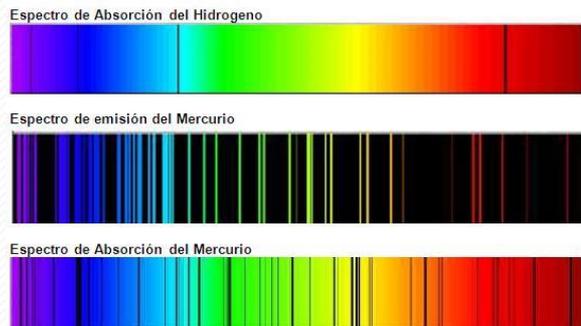


Interponer la sustancia entre la fuente de luz y el detector

ESPECTROS DE EMISIÓN

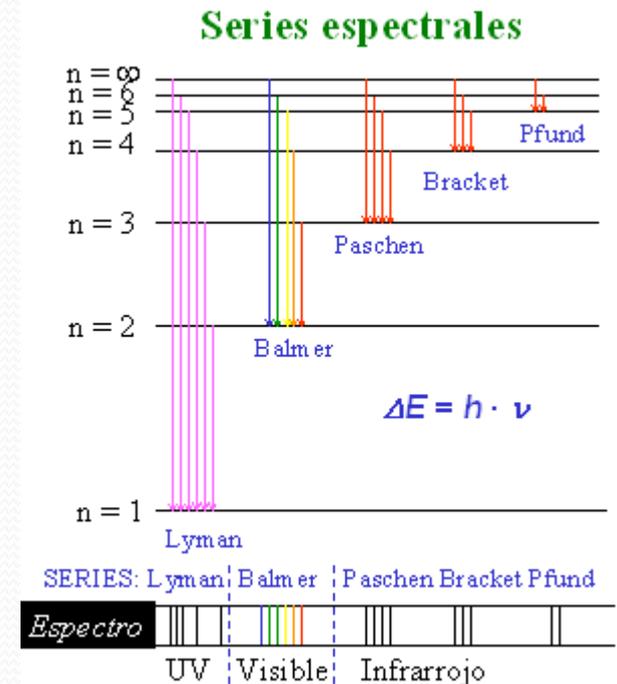


producir una descarga eléctrica en el interior de un gas



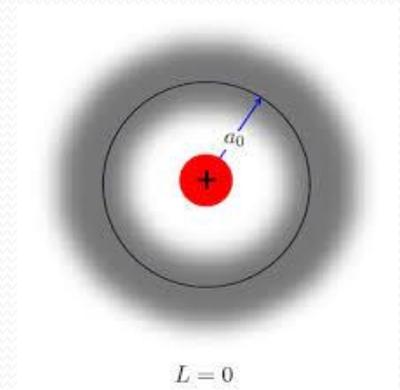
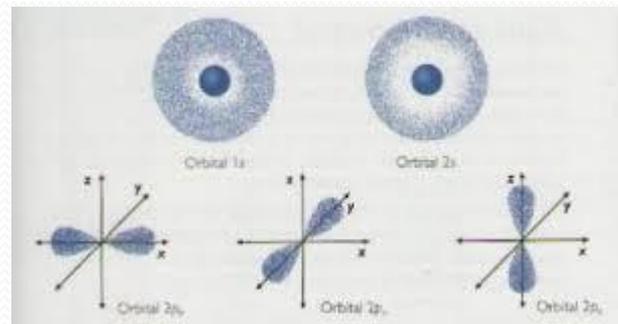
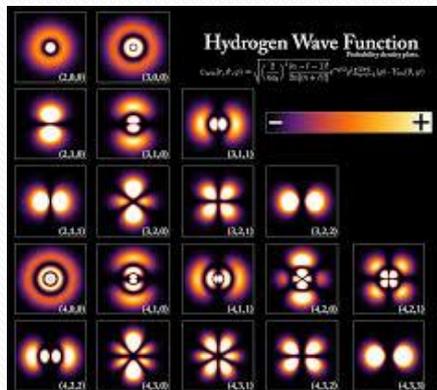
Modelos atómicos: Átomo de Bohr

- El espectro del átomo de hidrógeno se explicaba con el modelo de Bohr. Las diferentes series espectrales tomaron sus nombres de los descubridores.
- El modelo de Bohr explicaba el espectro de los átomos y cationes con un solo electrón: H, He⁺ o Li²⁺.
- A. Sommerfeld propuso que las órbitas de los electrones podían ser circulares o elípticas. Con esta variación se conseguía explicar también los espectros atómicos de los metales alcalinos.



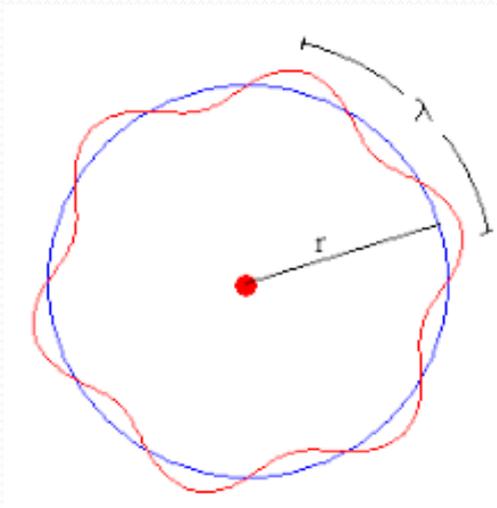
Modelos atómicos: Átomo de la Mecánica Cuántica

NOMBRE	EN QUÉ CONSISTE	QUÉ EXPLICA
<p>Mecánica Cuántica (1920)</p>	<p>*Dualidad onda-corpúsculo de De Broglie: la materia y la radiación tienen propiedades tanto de partículas como de ondas, por tanto esto también afecta al electrón.</p> <p>*Principio de incertidumbre de Heisenberg: es imposible conocer simultáneamente y con precisión la posición y la velocidad de un electrón en el átomo.</p> <p>*Los electrones no se desplazan por una órbita definida como indicaba el modelo atómico de Bohr, sino que se encuentran en una zona de máxima probabilidad a la que se denomina orbital.</p> <p>*Ecuación de Schrödinger:</p> $\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0$ <p>Sirve para conocer la situación de un electrón. En la resolución de esta ecuación aparecen cuatro valores, los llamados números cuánticos (n, l, m, s)</p> <p>*Principio de exclusión de Pauli: en un átomo cualquiera no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.</p> <p>*Principio de máxima multiplicidad de Hund: Los electrones se sitúan dentro de los orbitales con la misma energía (orbitales degenerados o isoenergéticos) de manera que estén desapareados al máximo.</p>	<p>Los espectros de todos los elementos químicos.</p> <p>La situación de cada elemento en la tabla periódica y por tanto las propiedades químicas de los elementos.</p>

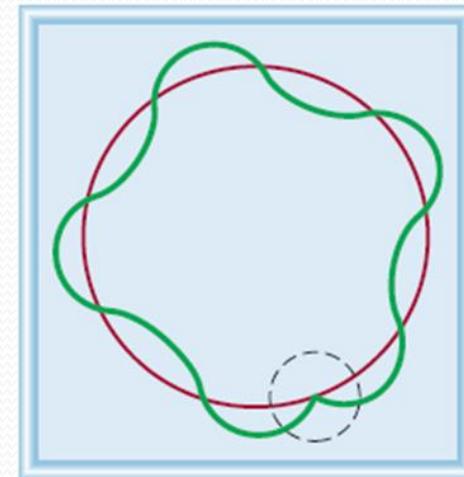


Modelos atómicos: Átomo de la Mecánica Cuántica

- De Broglie indica que el electrón en un átomo se comporta como una onda estacionaria, no hay desplazamiento de materia ni transporte de energía sino que se trata de diferentes estados de vibración. Esta es la razón por la que el electrón no emite energía y por tanto no acaba colapsando contra el núcleo.
- Las órbitas permitidas deben ser un múltiplo exacto de la longitud de onda del electrón. $2 \pi r = n \lambda$



Órbita permitida



Órbita no permitida

Modelos atómicos: Átomo de la Mecánica Cuántica

En la resolución de la ecuación de Schrödinger aparecen cuatro valores, los llamados números cuánticos (**n, l, m, s**).

- **Número cuántico principal, n:** representa el volumen efectivo del orbital e indica, junto con el número cuántico secundario, la energía del orbital. Corresponde a los niveles energéticos de Bohr y toma valores de 1,2,3,4,5... Puede representarse por las letras K, L, M, N, O,...
- **Número cuántico secundario, l:** determina la forma del orbital e indica, junto con el número cuántico principal, la energía del orbital. Posee valores de 0 a (n - 1); por ejemplo, para n = 4: l = 0, 1, 2 y 3.
 - si l=0 el orbital es de tipo s
 - si l=1 el orbital es de tipo p
 - si l=2 el orbital es de tipo d
 - si l=3 el orbital es de tipo f
- **Número cuántico magnético, m:** determina la orientación del orbital según una cierta dirección. Puede tomar valores entre -l y +l. Por ejemplo, para l =2: m = -2, -1, 0, 1 y 2.
- **Número cuántico de espín, s:** el electrón, en su movimiento, gira alrededor de sí mismo comportándose como un pequeño imán. Este comportamiento magnético recibe el nombre de spin. Los valores que puede tomar s es +1/2 y -1/2, cada una representa uno de los dos sentidos de giro posibles.

A tener en cuenta:

- Un orbital queda determinado por tres números cuánticos: **n, l y m**.
- Un electrón queda definido por cuatro números cuánticos: **n, l, m y s**.
- En cada orbital caben como máximo dos electrones

n	l	m	s	estado cuántico
1	0	0	+1/2	(1, 0, 0, +1/2)
1	0	0	-1/2	(1, 0, 0, -1/2)
2	0	0	+1/2	(2, 0, 0, +1/2)
2	0	0	-1/2	(2, 0, 0, -1/2)
2	1	-1	+1/2	(2, 1, -1, +1/2)
2	1	-1	-1/2	(2, 1, -1, -1/2)
2	1	0	+1/2	(2, 1, 0, +1/2)
2	1	0	-1/2	(2, 1, 0, -1/2)
2	1	1	+1/2	(2, 1, 1, +1/2)
2	1	1	-1/2	(2, 1, 1, -1/2)

Modelos atómicos: Átomo de la Mecánica Cuántica

Las letras s , p , d , f identificativas de los tipos de orbitales proceden de los nombres que recibieron los distintos grupos de líneas espectrales relacionadas con cada uno de los orbitales:

**sharp*(s): líneas nítidas pero de poca intensidad

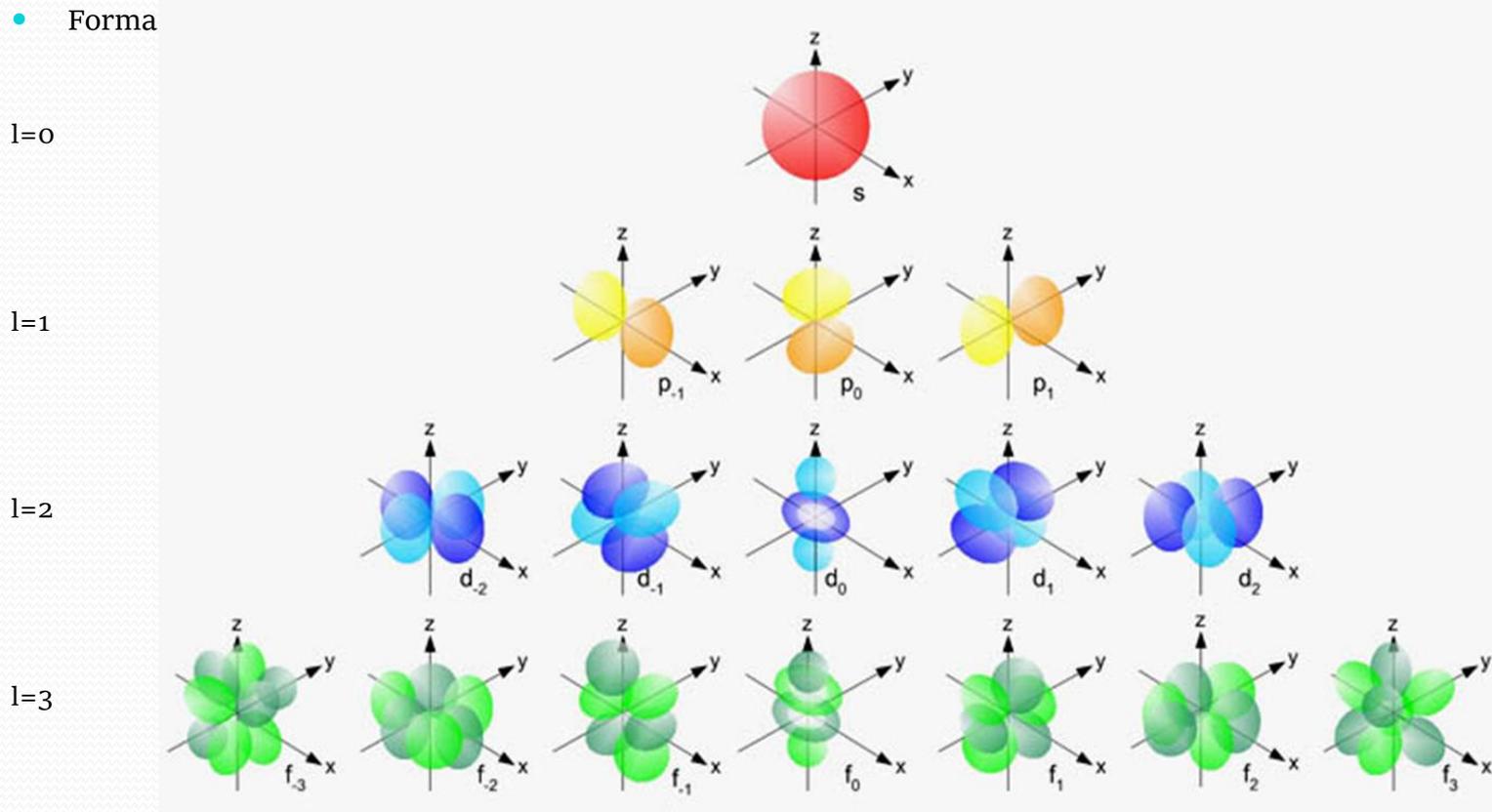
**principal*(p): líneas intensas

**difuse*(d): líneas difusas

**fundamental*(f): líneas frecuentes en muchos espectros

Son posibles otros tipos de orbitales como g , h , ...pero los elementos que conocemos, en sus estado fundamental, no presentan electrones que cumplan las condiciones cuánticas necesarias para que se den estos otros tipos de orbitales.

- Forma



Modelos atómicos: Átomo de la Mecánica Cuántica

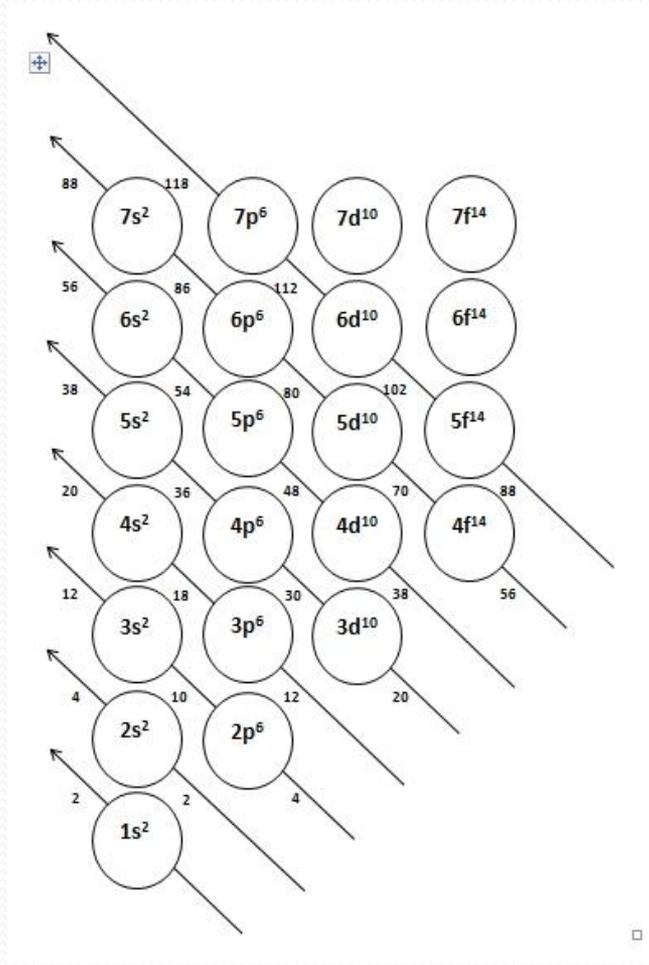
- Se denomina **configuración electrónica** al ordenamiento de los electrones de un átomo en los diferentes niveles y orbitales en el estado de mínima energía (estado fundamental). Para determinar la configuración electrónica de un átomo se sigue el principio de Aufbau (también conocido como **diagrama de Moeller**).
- Por ejemplo:

Átomo	Z	Configuración electrónica	Diagramas de orbital
Li	3	$1s^2 2s^1$	$\uparrow\downarrow$ \uparrow
Be	4	$1s^2 2s^2$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \square \square
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \square
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \uparrow
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$

- Otro modo de representar una configuración electrónica consiste en indicar el gas noble anterior al elemento y especificando, a continuación, la configuración de los electrones situados en la última capa.

Por ejemplo: Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Fe: (Ar) $4s^2 3d^6$



Modelos atómicos: Átomo de la Mecánica Cuántica

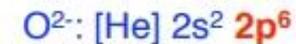
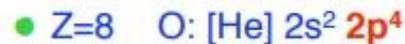
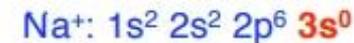
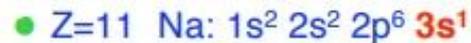
Configuración electrónica de iones

- Átomos neutros y aniones  Regla de aufbau (Diagrama de Möeller)
- Cationes  Regla de abbau
 - 1. Partir de la configuración electrónica del estado fundamental para el átomo neutro
 - 2. Eliminar los electrones del orbital de mayor n, si hay varios, comenzar por el de mayor valor de l.
 - 3. Una vez vaciados los orbitales de mayor valor de n, eliminar los electrones de los niveles d parcialmente llenos y si hiciera falta más, seguir con los f parcialmente llenos
 - 4. Si aún fuera necesario eliminar más electrones volver a la regla 2.

Modelos atómicos: Átomo de la Mecánica Cuántica

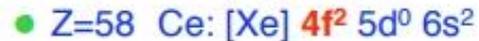
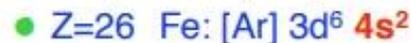
Configuración electrónica de iones

■ Iones de elementos representativos



■ Iones de transición (bloques d y f)

◆ Los electrones **ns** se pierden antes que los **(n-1)d**, y estos antes que los **(n-2)f**



66	Dy: $[Xe] 4f^{10} 6s^2$	Dy^{3+} : $[Xe] 4f^9 6s^0$
71	Lu: $[Xe] 4f^{14} 5d^1 6s^2$	Lu^{3+} : $[Xe] 4f^{14} 5d^0 6s^0$
91	Pa: $[Rn] 5f^2 6d^1 7s^2$	Pa^{3+} : $[Rn] 5f^2 6d^0 7s^0$
94	Pu: $[Rn] 5f^6 6d^1 7s^2$	Pu^{3+} : $[Rn] 5f^6 6d^0 7s$
103	Lr: $[Rn] 5f^{14} 6d^1 7s^2$	Lr^{3+} : $[Rn] 5f^{14} 6d^0 7s^0$

Clasificación de los elementos y propiedades periódicas

Antecedentes de la tabla periódica actual: Triadas de Dobereimer

- * Johann Dobereimer (1780-1849) Jena-Alemania
- * En 1817 Dobereiner observó que el peso atómico del estroncio era aproximadamente la media entre los pesos del calcio y del bario, elementos que poseen propiedades químicas similares. En 1829, tras descubrir otras relaciones similares, propuso que en la naturaleza existían triadas de elementos de forma que el central tenía propiedades que eran un promedio de los otros dos miembros de la triada (Ley de las Triadas).



Las Triadas de Döbereiner

Ejemplos:

Primera Triada	Li	Na	K
Pesos Atómicos	7	23	39

Segunda Triada	Ca	Sr	Ba
Pesos Atómicos	40	87.6	137

Tercera Triada	Cl	Br	I
Pesos Atómicos	35.5	80	127

Clasificación de los elementos y propiedades periódicas

Antecedentes de la tabla periódica actual: Octavas de Newlands

John Newlands (1837-1898) Surrey-Inglaterra.

Newlands en 1865 observó que haciendo grupos de elementos químicos ordenados según su peso atómico el que hacía el número ocho tenía propiedades químicas parecidas al primero (Ley de las octavas).

Newlands' Octaves 

 J. A. R. Newlands (in 1865)

Increasing atomic masses 

H 1	Li 7	Be 9	B 11	C 12	N 14	O 16
F 19	Na 23	Mg 24	Al 27	Si 28	P 31	S 32
Cl 35.5	K 39	Ca 40	Cr 52	Ti 48	Mn 55	Fe 56



Clasificación de los elementos y propiedades periódicas

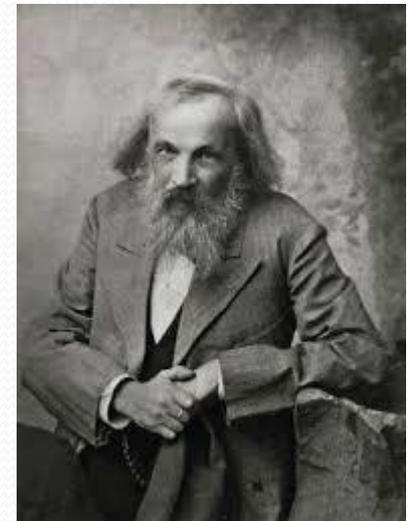
Antecedentes de la tabla periódica actual: Tabla Periódica de Mendeleiev

Dimitri Mendeleiev (1834-1907) Tobolsk-Rusia

Tabla de Mendeleiev

En 1869 Dmitri Ivánovich Mendeleiev publicó su primera Tabla Periódica en la cual clasifico los 63 elementos conocidos hasta esa fecha según: el orden creciente de sus masas atómicas y las similitudes en sus propiedades químicas (familias).

Grupo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Fórmula del óxido	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄
H								
Li	Be	B	C	N	O	F		
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl		
K	Ca	eka-	Ti	V	Cr	Mn	Fe, Co	
Cu	Zn	eka-	eka-	As	Se	Br	Ni	
Rb	Sr	Yt	Zr	Nb	Mo	—	Ru, Rh	
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Pd	
Cs	Ba	Di	Ce	—	—	—		
—	—	—	—	—	—	—		
—	—	Er	La	Ta	W	—	Os, Ir	
Au	Hg	Tl	Pb	Bi	—	—	Pt	
—	—	—	Th	—	U	—		



Clasificación de los elementos y propiedades periódicas

- El sistema periódico actual clasifica los 118 elementos químicos conocidos en siete filas (periodos) y dieciocho columnas (grupos) **en base a su número atómico** (número de protones).
- Hay una clara relación entre la configuración electrónica de un elemento químico y la posición de este elemento en la tabla periódica:

*Los elementos que están en el mismo grupo tienen similar configuración electrónica respecto a los electrones de valencia (electrones de su última capa) y por esto presentan propiedades químicas similares.

*Los elementos que están en el mismo periodo tienen el mismo número de niveles energéticos en su configuración electrónica y el número del mayor nivel coincide con el número del periodo donde se encuentra cada elemento.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Periodo																			
1	H 1s ¹																		He 1s ²
2	Li 2s ¹	Be 2s ²											B 2p ¹	C 2p ²	N 2p ³	O 2p ⁴	F 2p ⁵	Ne 2p ⁶	
3	Na 3s ¹	Mg 3s ²											Al 3p ¹	Si 3p ²	P 3p ³	S 3p ⁴	Cl 3p ⁵	Ar 3p ⁶	
4	K 4s ¹	Ca 4s ²	Sc 3d ¹	Ti 3d ²	V 3d ³	Cr 3d ⁴	Mn 3d ⁵	Fe 3d ⁶	Co 3d ⁷	Ni 3d ⁸	Cu 3d ⁹	Zn 3d ¹⁰	Ga 4p ¹	Ge 4p ²	As 4p ³	Se 4p ⁴	Br 4p ⁵	Kr 4p ⁶	
5	Rb 5s ¹	Sr 5s ²	Y 4d ¹	Zr 4d ²	Nb 4d ³	Mo 4d ⁴	Tc 4d ⁵	Ru 4d ⁶	Rh 4d ⁷	Pd 4d ⁸	Ag 4d ⁹	Cd 4d ¹⁰	In 5p ¹	Sn 5p ²	Sb 5p ³	Te 5p ⁴	I 5p ⁵	Xe 5p ⁶	
6	Cs 6s ¹	Ba 6s ²	*	Hf 5d ²	Ta 5d ³	W 5d ⁴	Re 5d ⁵	Os 5d ⁶	Ir 5d ⁷	Pt 5d ⁸	Au 5d ⁹	Hg 5d ¹⁰	Tl 6p ¹	Pb 6p ²	Bi 6p ³	Po 6p ⁴	At 6p ⁵	Rn 6p ⁶	
7	Fr 7s ¹	Ra 7s ²	**	Rf 6d ²	Db 6d ³	Sg 6d ⁴	Bh 6d ⁵	Hs 6d ⁶	Mt 6d ⁷	Ds 6d ⁸	Rg 6d ⁹	Cn 6d ¹⁰	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo	
Lantánidos	*	La 5d ¹	Ce 4f ¹	Pr 4f ²	Nd 4f ³	Pm 4f ⁴	Sm 4f ⁵	Eu 4f ⁶	Gd 4f ⁷	Tb 4f ⁸	Dy 4f ⁹	Ho 4f ¹⁰	Er 4f ¹¹	Tm 4f ¹²	Yb 4f ¹³	Lu 4f ¹⁴			
Actínidos	**	Ac 6d ¹	Th 5f ¹	Pa 5f ²	U 5f ³	Np 5f ⁴	Pu 5f ⁵	Am 5f ⁶	Cm 5f ⁷	Bk 5f ⁸	Cf 5f ⁹	Es 5f ¹⁰	Fm 5f ¹¹	Md 5f ¹²	No 5f ¹³	Lr 5f ¹⁴			
		subnivel ns		subnivel np									subnivel (n-1)d						subnivel (n-2)f

Clasificación de los elementos y propiedades periódicas

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	bloque "s" (ns^1 y ns^2)												bloque "p" (ns^2p^{1-6})						
1	█																		█
2	█	█											█	█	█	█	█	█	█
3	█	█											█	█	█	█	█	█	█
4	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█
5	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█
6	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█
7	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█
	bloque "d" ($(n-1)d^{1-10} ns^2$)												bloque "f" ($(n-2)f^{1-14} ns^2$)						
6			█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█
7			█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█	█

Clasificación de los elementos y propiedades periódicas

Distribuciones electrónicas especialmente estables

- Los gases nobles se llaman así porque tienen una estructura muy estable, lo que hace difícil que se combinen con otros átomos. Al hacer la configuración electrónica, vimos que esto se debe a que los gases nobles disponen de ocho electrones en su capa de valencia (configuración ns^2p^6), a excepción del He, que solo tiene dos electrones (configuración $1s^2$). Se dice que un átomo tiene **estructura de capa cerrada** si tiene configuración de gas noble. Además de estas distribuciones, también son especialmente estables aquellas estructuras en las que todos los orbitales de un tipo están semillenos, ya que esto permite un gran desapareamiento en los electrones; se denominan **estructuras de semicapa cerrada** y están presentes en elementos con np^3 , nd^5 o nf^7 .
- Los átomos tienen tendencia a ganar o perder un número de electrones tal que les permita adquirir una configuración de capa cerrada o de semicapa cerrada. De este modo se justifican las valencias de ciertos elementos, así como el hecho de que algunos de ellos alteren la configuración electrónica que cabría esperar al aplicar directamente el principio Aufbau.

Las distribuciones electrónicas de los gases nobles ($1s^2$ y ns^2p^6) son muy estables y se denominan estructuras de capa cerrada. Otras distribuciones de gran estabilidad son s^2 , p^3 , d^5 , d^{10} , f^7 y f^{14} .

Clasificación de los elementos y propiedades periódicas

La observación de la tabla periódica pone de manifiesto que en cada período el número de electrones de la última capa de los átomos varía entre uno y ocho, y al pasar de un período al siguiente esta configuración vuelve a repetirse.

Como gran parte de las propiedades físicas y químicas de los elementos dependen de la ordenación electrónica de su último nivel, es lógico que dichas propiedades varíen periódicamente en función del número atómico.

FACTORES DE LOS QUE DEPENDEN LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS

- **Carga nuclear.** Se trata de la carga positiva del núcleo del átomo, es decir, del número de protones o número atómico.
- **Efecto pantalla.** Las propiedades periódicas dependen de las características de la capa más externa en la que el átomo tiene electrones, denominada capa de valencia. Las capas electrónicas internas del átomo, situadas entre el núcleo y la capa de valencia, provocan una repulsión sobre los electrones más exteriores que hace disminuir el efecto de la carga nuclear. Esto es lo que se denomina efecto pantalla.
- **Carga nuclear efectiva.** En muchas ocasiones se debe valorar conjuntamente la carga nuclear y el efecto pantalla. Se habla entonces de una carga nuclear efectiva, puesto que parte de la carga nuclear del núcleo se ve compensada por las repulsiones entre los electrones.

PROPIEDADES PERIÓDICAS

- **Radio atómico**
- **Radio iónico**
- **Energía de ionización**
- **Afinidad electrónica**
- **Electronegatividad**
- **Carácter metálico**

Clasificación de los elementos y propiedades periódicas

La atracción del núcleo a un electrón de la última capa viene determinada por la Ley de Coulomb:

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

donde K es una constante, q_1 es la carga nuclear efectiva, q_2 es la carga del electrón y d es la distancia entre el núcleo y el electrón.

- Todas las propiedades periódicas dependen del valor de la fuerza atractiva que ejerce el núcleo sobre un electrón de la última capa. Esta fuerza atractiva, de naturaleza eléctrica, depende de dos factores:
 - De la **carga nuclear efectiva (Z^*)**: $Z^* = Z - a$
siendo “Z” la carga nuclear y “a” el apantallamiento (que a efectos prácticos vamos a asignar como el número de electrones que están en capas inferiores al electrón de la última capa). A mayor carga nuclear efectiva, mayor fuerza de atracción.
 - De la **distancia al núcleo (d)**. A mayor distancia al núcleo, menor fuerza de atracción.
- ❖ Si avanzamos a lo largo de un periodo, hacia la derecha, la carga nuclear aumenta y el apantallamiento no cambia, por lo que la carga nuclear efectiva aumentará. Como los electrones de valencia pertenecen a la misma capa, esto supone que al desplazarnos a la derecha en un periodo, la fuerza de atracción del núcleo aumenta.
- ❖ Si avanzamos a lo largo de un grupo, hacia abajo, la carga nuclear y el apantallamiento aumentan en la misma proporción, por lo que la carga nuclear efectiva no cambia. Sin embargo al bajar a lo largo de un grupo, los electrones de la última capa están cada vez más lejos, por lo que la fuerza de atracción del núcleo se reduce.

