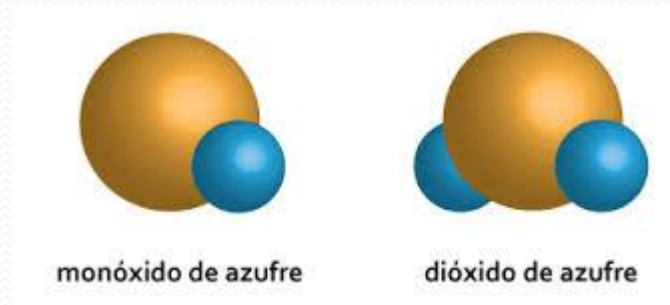


ESTRUCTURA ATÓMICA Y SISTEMA PERIÓDICO:

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

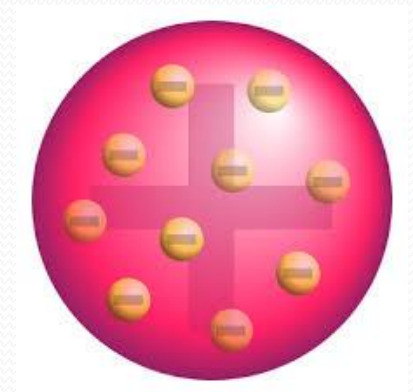
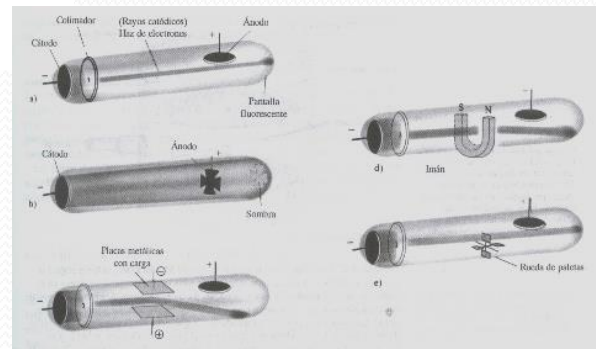
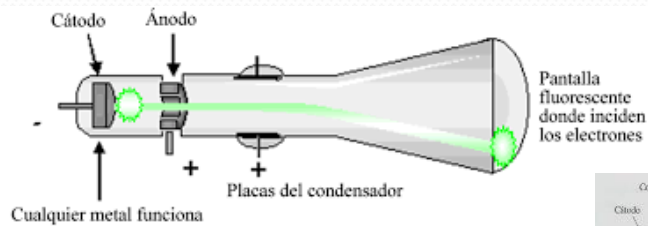
Modelos atómicos: Átomo de Dalton

NOMBRE	EN QUÉ CONSISTE	QUÉ EXPLICA	QUÉ NO EXPLICA
DALTON (1808)	<p>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.</p> <p>Los elementos químicos están formados por átomos iguales (tienen la misma masa y las mismas propiedades).</p> <p>Los átomos de diferentes elementos tienen masas y propiedades diferentes.</p> <p>Cuando dos o más átomos de distintos elementos se combinan para formar un mismo compuesto, lo hacen en una relación de números naturales sencillos.</p> <p>En las reacciones químicas, los átomos ni se crean ni se destruyen, solo cambian su distribución en las sustancias.</p>	<p>La composición de los compuestos químicos, y por tanto, sus fórmulas.</p> <p>Las reacciones químicas como cambios en la distribución de los átomos de unos compuestos a otros.</p>	<p>Los fenómenos eléctricos en la materia.</p>



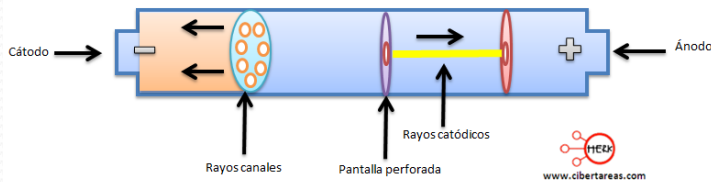
Modelos atómicos: Átomo de Thomson

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).

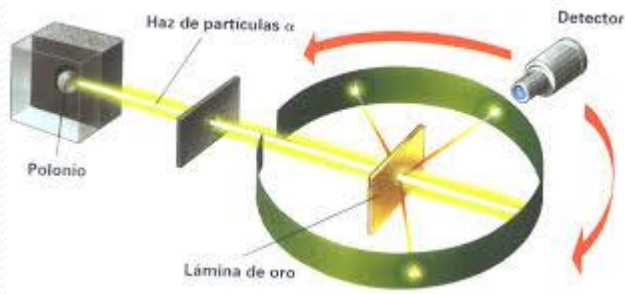
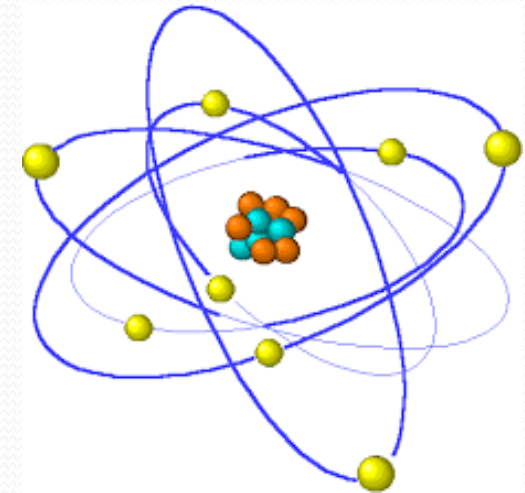
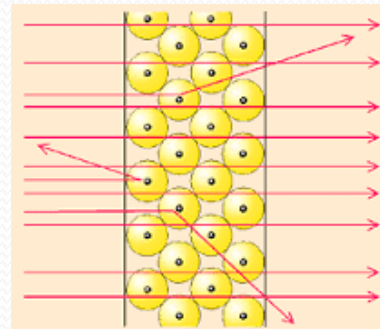


Modelos atómicos: Átomo de Rutherford

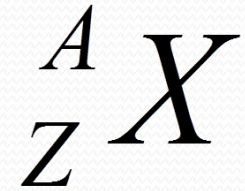
NOMBRE	EN QUÉ CONSISTE	QUÉ EXPLICA	QUÉ NO EXPLICA
RUTHERFORD (1911)	El átomo estaría formado por tres partículas subatómicas: el protón, el neutrón y el electrón. Los protones (con carga positiva) y los neutrones (sin carga eléctrica) estarían en el centro del átomo (llamado núcleo) y los electrones (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



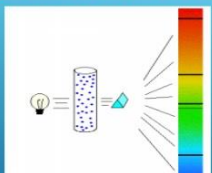
- X: símbolo genérico de un elemento químico
- Z: número atómico (nº de protones). En un átomo neutro coincide el número de protones con el número de electrones, pero esto no ocurre en los iones.
- A: número másico (nº de nucleones, es decir nº de protones más neutrones)
- Todos los átomos de un elemento 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

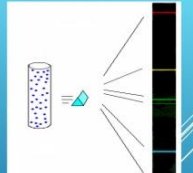
NOMBRE	EN QUÉ CONSISTE	QUÉ EXPLICA	QUÉ NO EXPLICA
BOHR (1913)	El modelo de Bohr sería igual que el de Rutherford pero donde el electrón solo se mueve en unas órbitas circulares permitidas, sin que exista emisión de energía. El electrón, dependiendo de la órbita en la que se encuentre, tiene una determinada 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>	<p>Todos los espectros atómicos.</p>

ESPECTROS DE ABSORCIÓN

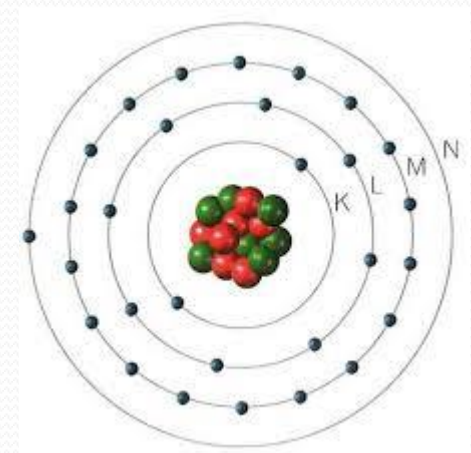
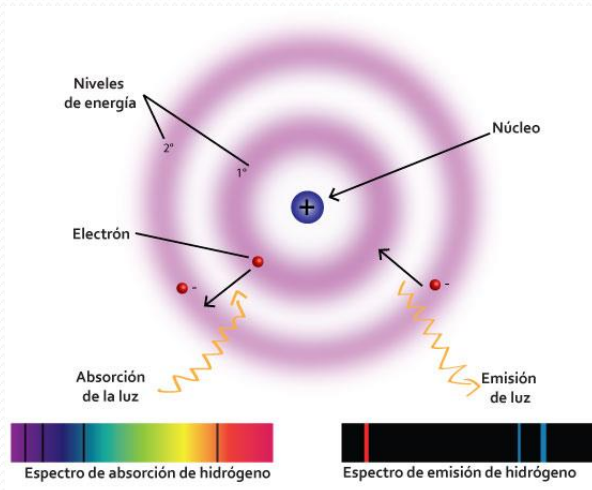
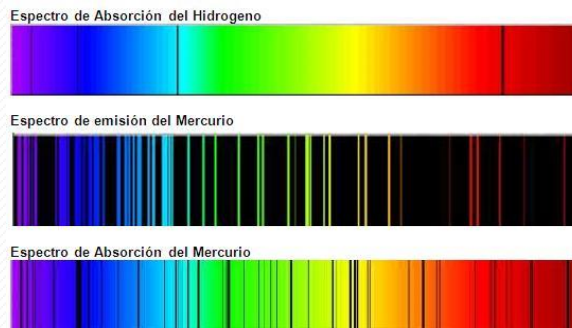


Interponer la sustancia entre la fuente de luz y el detector

ESPECTROS DE EMISIÓN

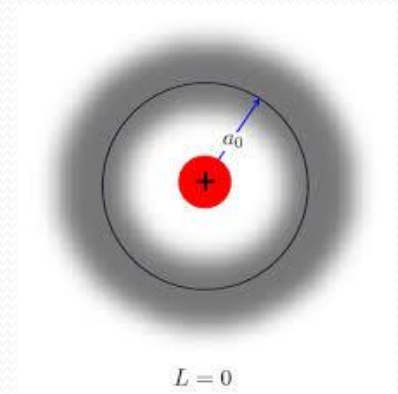
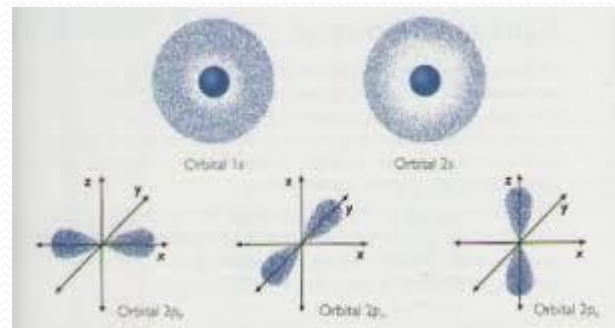
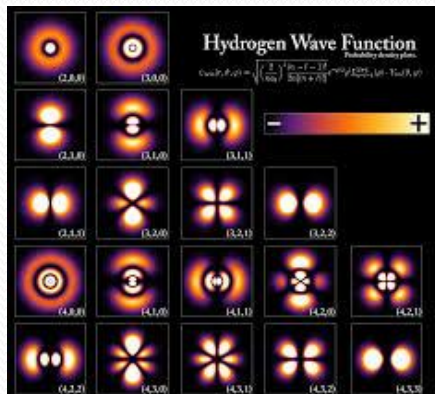


producir una descarga eléctrica en el interior de un gas



Modelos atómicos: Átomo de 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: $\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0$</p> <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 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

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.

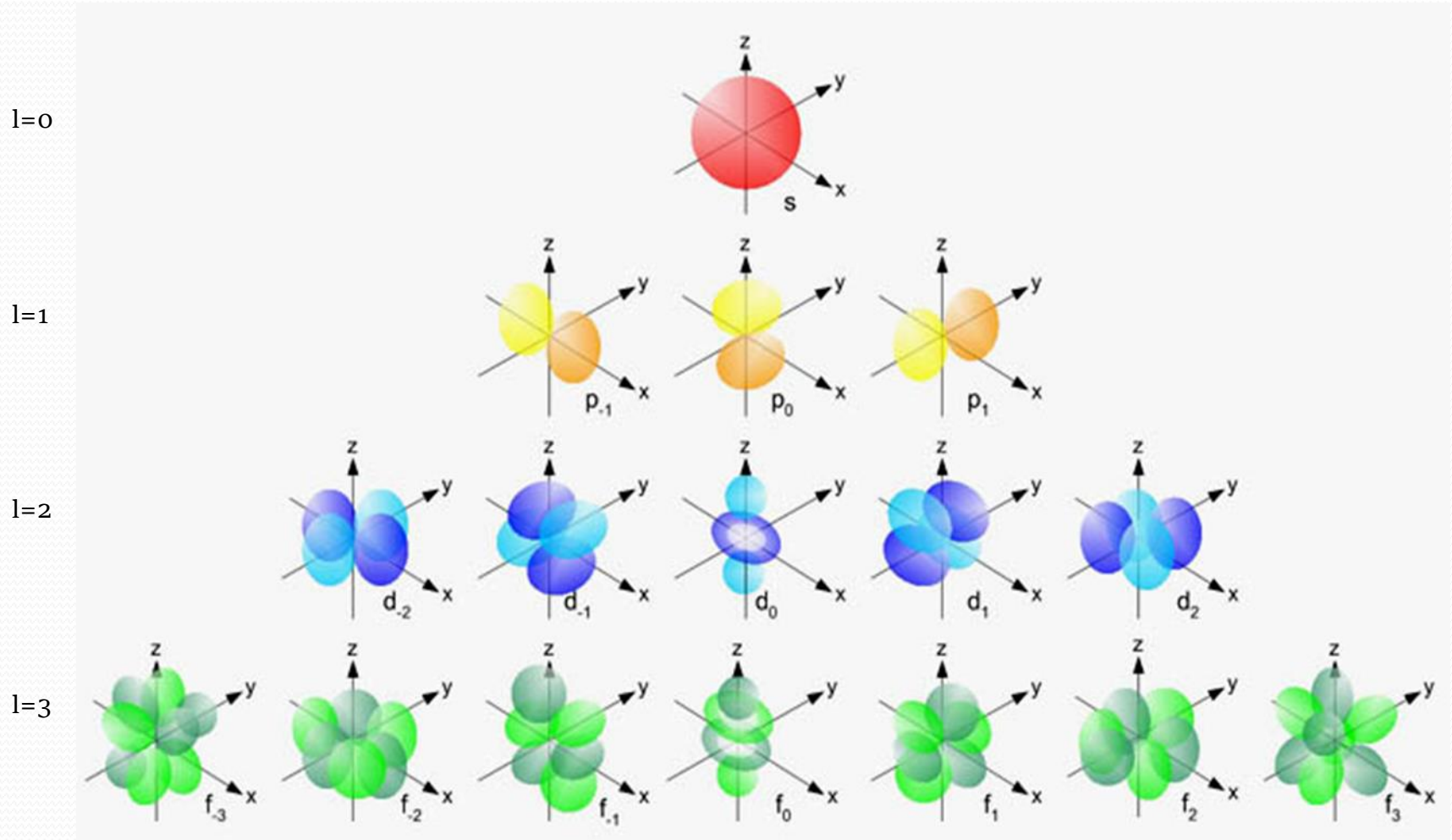
A tener en cuenta:

- 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

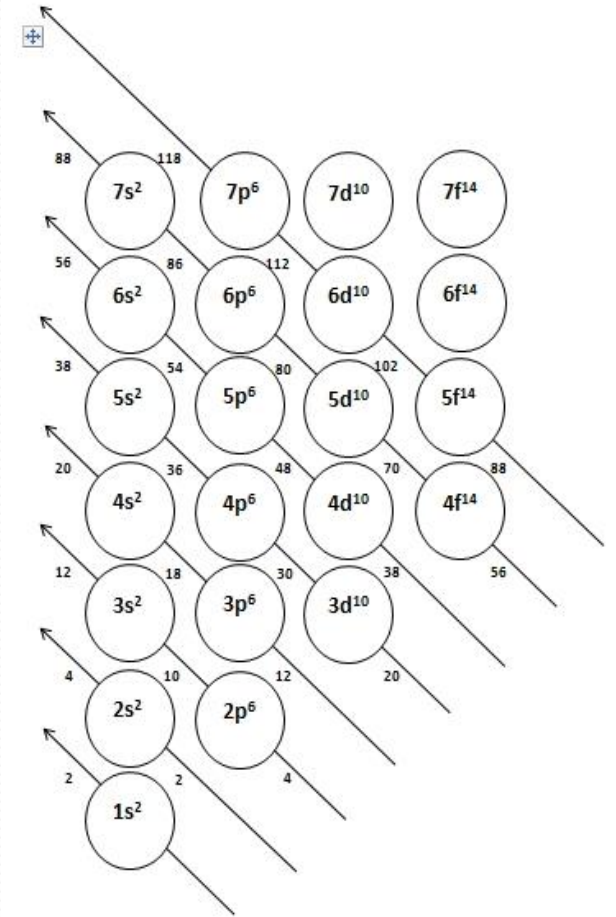
- Forma de los orbitales **s**, **p**, **d** y **f**:



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 **diagrama de Moeller**:
- Por ejemplo:

Átomo	Z	Configuración electrónica	
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	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$



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

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----

1	H																		
2	Li	Be										B	C	N	O	F			
3	Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl			
4	K	Ca	Elementos de transición (o metales de transición)									Ga	Ge	As	Se	Br			
5	Rb	Sr										In	Sn	Sb	Te	I			
6	Cs	Ba										Tl	Pb	Bi	Po	At			
7	Fr	Ra																	

Elementos representativos

Elementos denominados Gases Nobles

6
7

Elementos de transición interna (o metales de transición interna).
Los del periodo 6º se denominan Lantánidos y los del 7º Actínidos