



## EL ÁTOMO

### Hipótesis de Planck

$$E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

### Hipótesis de Louis de Broglie

Principio de dualidad onda-corpúsculo:  
Toda partícula que se mueve lleva asociada una onda cuya  $\lambda$  es:

$$\lambda = \frac{h}{m \nu}$$

### Espectros atómicos:

Ecuación de Rydberg

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

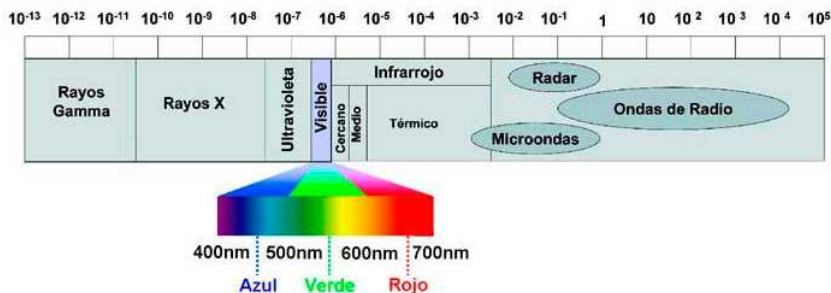
$n_1, n_2 = n^\circ$  enteros y  $n_1 < n_2$

$$R = 1,09 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$\lambda$  = longitud de onda de cada línea

### Espectro electromagnético.

Longitud de onda ( $\lambda$ ) en metros.



### Modelo de Bohr:

Las órbitas que describen los electrones al girar en torno al núcleo, están cuantizadas, es decir solo están permitidas determinadas distancias radiales. En cada órbita la energía del electrón depende del número cuántico principal de ésta, también está cuantizada. Los electrones emiten/absorben energía en forma de radiación electromagnética, sólo cuando efectúan tránsitos interniveles, siendo la energía de los fotones emitidos igual a la diferencia de energía ( $\Delta E$ ) entre dichos niveles.

$$E_{\text{fotón}} = E_{\text{estado final}} - E_{\text{estado inicial}} = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

$$\Delta E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda} = R_H \cdot \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$\Delta E > 0 \Rightarrow$  absorción de energía

$$R_H = 2,19 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$\Delta E < 0 \Rightarrow$  emisión de energía

$n_i$  = nivel inicial;  $n_f$  = nivel final

Explicación de los espectros: al absorber un fotón, un electrón que inicialmente estaba en su estado fundamental, pasa a una órbita más externa, se dice que entonces está en un estado excitado y posteriormente regresa a la órbita original emitiendo dicho fotón, lo que da lugar a una línea del espectro de emisión.

**Números cuánticos**, que caracterizan un orbital (**n, l, m**), pero los que caracterizan a un electrón son cuatro (**n, l, m, s**)

- n**= especifica el nivel energético que tiene el orbital y el tamaño o volumen del mismo. Coincide con el  $n^\circ$  cuántico introducido por Bohr. Valores: **n = 1, 2, ...**
- l**= indica los subniveles de energía (tipos de orbitales) que puede haber en cada capa y el tipo (forma/geometría) de cada orbital indicado con una letra minúscula. **l = 0 ... (n-1)** Si  $l = 0$  (s), si  $l = 1$  (p), si  $l = 2$  (d) y si  $l = 3$  (f)
- m**= indica el número de orbitales de cada tipo que hay en cada nivel y determina la orientación espacial del orbital en presencia de un campo magnético externo. **m = - l ... 0 ... +l**
- s**= informa del sentido de rotación del  $e^-$  en torno a su eje imaginario, al moverse en el orbital. Puede adoptar los valores **s =  $\pm \frac{1}{2}$**

### Efecto fotoeléctrico

Emisión de electrones por un metal cuando se irradia con luz de determinada frecuencia.

$$E_{\text{radiación incidente}} = E_0 \text{ umbral} + E_{\text{cinética}}$$

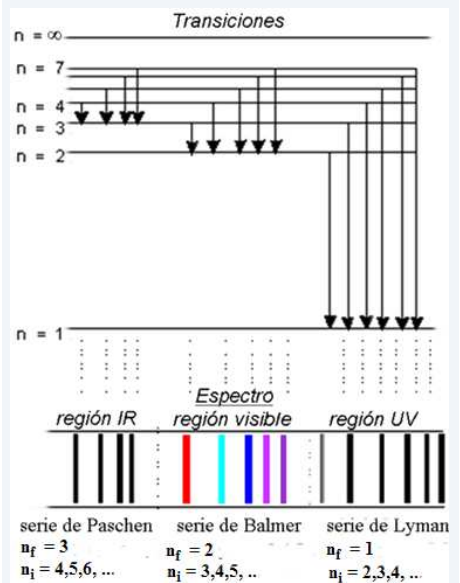
$$h \cdot \nu = h \cdot \nu_0 + \frac{1}{2} m v^2$$

$\nu_0$  = frecuencia umbral

$\nu$  = frecuencia de radiación incidente

m, v = masa y velocidad del  $e^-$

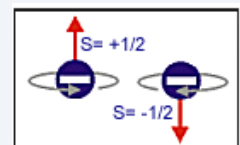
h = cte de Planck =  $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

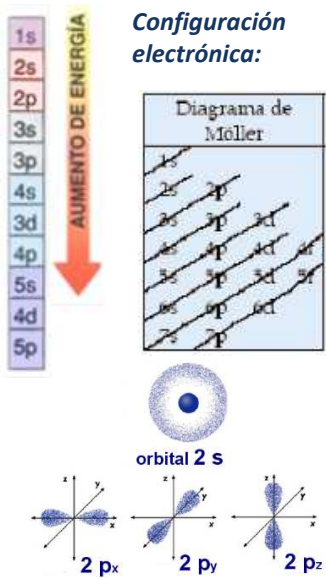


### Modelo mecanocuántico:

Basado en el ppio. de dualidad onda corpúsculo, el ppio. de incertidumbre de Heisenberg (hay un límite en la precisión con la que se pueden determinar simultáneamente, la posición y la cantidad de movimiento de una partícula) y la introducción de una función de onda que da cuenta del comportamiento de los electrones en la periferia de los átomos.

Átomo nucleado con protones y neutrones. En torno al núcleo están los electrones en diferentes estados energéticos. **ORBITAL**: región del espacio en la que hay una determinada probabilidad de encontrar un  $e^-$ . No es un lugar concreto, representa un estado energético en vez de una órbita bien definida.





- Principio de **mínima energía**: los electrones se colocan en el orbital de menor energía que esté disponible (diagrama de llenado de los orbitales: Møller)
- Principio de **exclusión de Pauli**: en un átomo no puede haber dos e<sup>-</sup> con los 4 n<sup>os</sup> cuánticos iguales; en cada orbital caben 2 electrones con spins opuestos.
- Principio de máxima multiplicidad de **Hund**: cuando los electrones llenan orbitales degenerados (de igual energía) permanecen desapareados al máximo.



Tipo de orbital	Valor l	Nº de orbitales	Nº electrones
s	0	1	2
p	1	3	6
d	2	5	10
f	3	7	14

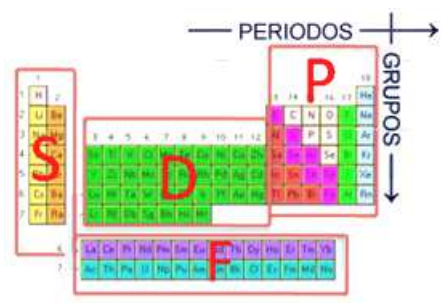
**Modos de representar la configuración electrónica**

<b>Clásica</b> 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	<b>Diagrama de orbital</b> 	<b>Con corazón de gas noble</b> [He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>
---	--------------------------------	---

Los **GASES NOBLES** tienen una estructura muy estable, lo que hace difícil que se combinen con otros átomos (8 e<sup>-</sup> en su capa de valencia ns<sup>2</sup> np<sup>6</sup> salvo el He que solo tiene 2 e<sup>-</sup>). Una especie con configuración de gas noble, tiene estructura de capa cerrada. Además de estas distribuciones también son especialmente estables aquellas en las que todos los orbitales de un mismo tipo están semilenos (p<sup>3</sup>, d<sup>5</sup>, f<sup>7</sup>) por permitir un gran desapareamiento de e<sup>-</sup> (estructura de semicapa cerrada)

## SISTEMA PERIÓDICO

Los elementos están ordenados según números atómicos crecientes, en 18 columnas (GRUPOS) y 7 filas (PERÍODOS). Los elementos de un mismo grupo tienen la misma conf. electrónica en su capa de valencia y presentan propiedades similares. Grupos representativos: el 1, el 2, y los que van del 13 al 18. Grupos de los metales de transición: los numerados del 3 al 12.



### PROPIEDADES PERIÓDICAS

Son aquellas cuyo valor cualitativo (si es grande o pequeño, si es mayor o menor) se puede prever a la vista de la posición de los elementos en la tabla periódica.

**RADIO ATÓMICO:** distancia que separa el núcleo del átomo de su electrón más externo. Se define como el radio covalente: mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales unidos por un enlace covalente sencillo. El radio **AUMENTA** en un GRUPO hacia abajo pq aumenta el efecto pantalla de los e<sup>-</sup> internos, y la distancia de los e<sup>-</sup> más externos al núcleo y en un PERÍODO al desplazarnos hacia la izquierda pq el efecto pantalla y la capa de valencia no varían apenas pero disminuye la carga nuclear. Radio iónico: Los cationes tienen menor tamaño y los aniones mayor tamaño que los correspondientes átomos neutros.

**Resumen**

**ENERGÍA DE IONIZACIÓN:** X (g) + E<sub>I</sub> → X<sup>+</sup> (g) + e<sup>-</sup>; Se mide en KJ/mol, J/átomo o eV/átomo. Mínima energía que hay que proporcionar a un átomo neutro gaseoso en su estado electrónico fundamental para arrancar un electrón de su capa de valencia. La E<sub>I</sub> > 0 y **AUMENTA** al subir en un GRUPO (pq disminuyen tanto la distancia de los electrones más externos al núcleo como el efecto pantalla) y al desplazarnos a la derecha en un PERÍODO (pq el efecto pantalla y la capa de valencia no varían apenas pero aumenta la carga nuclear). Para las sucesivas E<sub>I</sub> se cumple que: E<sub>I1</sub> < E<sub>I2</sub> < E<sub>I3</sub> < ... y se producen saltos muy llamativos en base a las distribuciones electrónicas conseguidas (estructura de gas noble).

**AFINIDAD ELECTRÓNICA:** X (g) + e<sup>-</sup> → X<sup>-</sup> (g) + A.E; Se mide en KJ/mol, J/átomo o eV/átomo. Mínima energía que desprende un átomo neutro gaseoso en su estado electrónico fundamental cuando capta un electrón. La **A.E AUMENTA** al subir en un GRUPO (pq disminuye la carga nuclear, la distancia de los electrones más externos al núcleo y el efecto pantalla) y al desplazarnos hacia la derecha en un PERÍODO (pq el efecto pantalla y la capa de valencia no varían apenas pero sí aumenta la carga nuclear), con excepción de los gases nobles. La AE<sub>2</sub>, AE<sub>3</sub>, ... > 0.

**ELECTRONEGATIVIDAD (EN):** mide la tendencia de un átomo a atraer hacia sí el par de electrones de un enlace químico. Se suele expresar en una escala adimensional de valores que dan una idea cualitativa de esa tendencia (escala de electronegatividades de Pauling). La Electronegatividad **AUMENTA** al subir en un GRUPO y al desplazarse a la derecha en un período, con excepción de los gases nobles. Es mayor cuanto más arriba y a la derecha se encuentra un elemento.

<b>Grupo 1</b>	Alcalinos (ns <sup>1</sup> )	<b>Grupo 15</b>	Nitrogenoideos (ns <sup>2</sup> np <sup>3</sup> )
<b>Grupo 2</b>	Alcalinotérreos (ns <sup>2</sup> )	<b>Grupo 16</b>	Anfígenos (ns <sup>2</sup> np <sup>4</sup> )
<b>Grupo 13</b>	Térreos (ns <sup>2</sup> np <sup>1</sup> )	<b>Grupo 17</b>	Halógenos (ns <sup>2</sup> np <sup>5</sup> )
<b>Grupo 14</b>	Carbonoideos (ns <sup>2</sup> np <sup>2</sup> )	<b>Grupo 18</b>	Gases nobles (ns <sup>2</sup> np <sup>6</sup> ) salvo el He
Elementos de transición (Grupos 3 al 12)		(n-1) d <sup>x</sup> ns <sup>2</sup> (x= 1,2,...10)	
" de transición interna (lantánidos y actínidos)		(n-2) f <sup>x</sup> (n-1) d <sup>1</sup> ns <sup>2</sup> (x= 1,2,...14)	

**Escala de electronegatividad de PAULING**

II							
2.2	Li	Be	B	C	N	O	F
1.0	1.6	1.8	2.5	3.0	3.4	4.0	
K	Ca	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.3	1.6	1.9	2.2	2.6	3.2	
K							Br
0.8							3.0
							I
							2.7