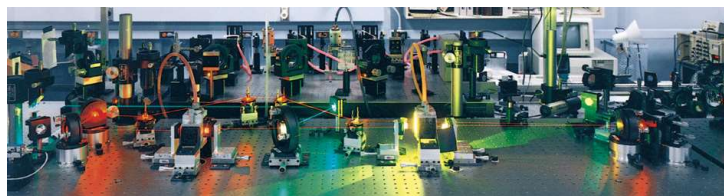


## UNIDAD 2

### ESTRUCTURA ATÓMICA (cap. 2 y 7 del Chang)



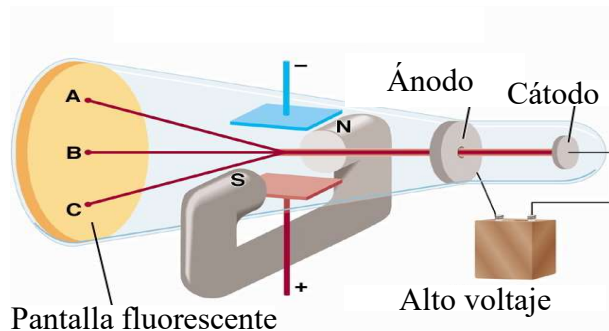
### TABLA PERIODICA (Cap. 8 Chang)

ELEMENTS		
Hydrogen 1	Strontian 40	
Acid 5	Barytes 68	
Carbon 46	Iron 50	
Oxygen 7	Zinc 56	
Phosphorus 9	Copper 56	
Sulphur 16	Lead 90	
Magnesia 20	Silver 190	
Lime 24	Gold 190	
Soda 28	Platina 190	
Potash 42	Mercury 167	



## TUBO DE RAYOS CATÓDICOS

Faraday (1791-1867) - Thomson (1859-1940)



Se conectan dos placas metálicas a una fuente de alto voltaje, la placa negativa llamada cátodo emite un rayo que se dirige a la placa positiva o ánodo y continua su trayectoria hacia una superficie donde produce fluorescencia o luz brillante.

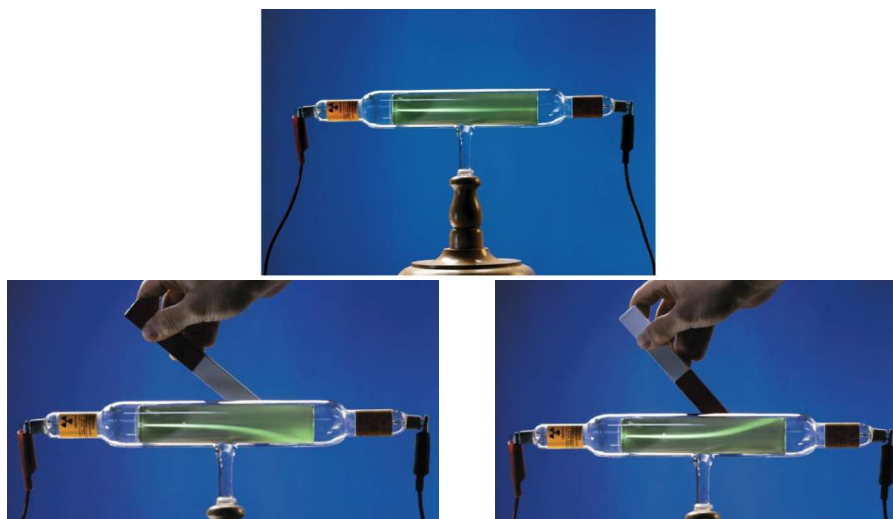
Si colocamos un campo magnético por fuera del tubo los rayos impactan en el punto A, si colocamos un campo eléctrico impactan en C. Si los campos están desconectados o se anulan entre si, los rayos impactan en B.

Debido a que los rayos son atraídos por la placa con carga positiva y repelidos por la placa con carga negativa, podemos decir que son partículas con carga negativa. Actualmente estas partículas se conocen como electrones.

J.J. Thomson, **determinó la carga del  $e^-$  / masa**  
(1906 Premio Nobel de Física)

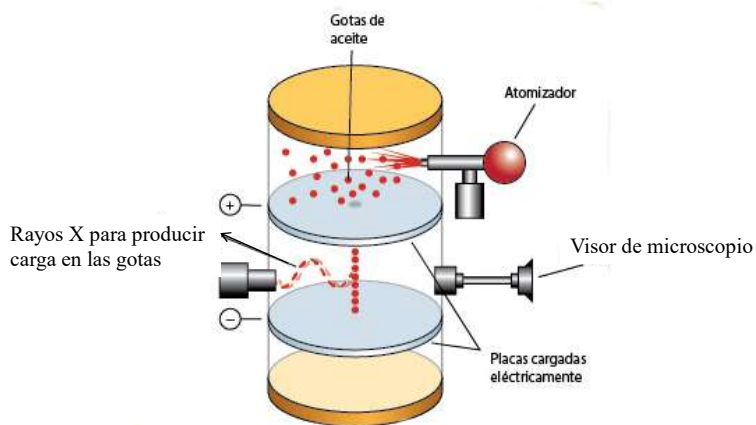
## TUBO DE RAYOS CATÓDICOS

Stoney en 1874 dio el nombre de electrones a los rayos catódicos



## EXPERIENCIA DE MILLIKAN

Determinación de la masa del  $e^-$  (Premio Nobel de Física en 1923)



(Thompson) Relación carga/masa del  $e^-$   $= -1.76 \times 10^8 \text{ C/g}$

(Millikan) Carga del  $e^-$   $= -1.60 \times 10^{-19} \text{ C}$

Masa del  $e^-$   $= 9.10 \times 10^{-28} \text{ g}$

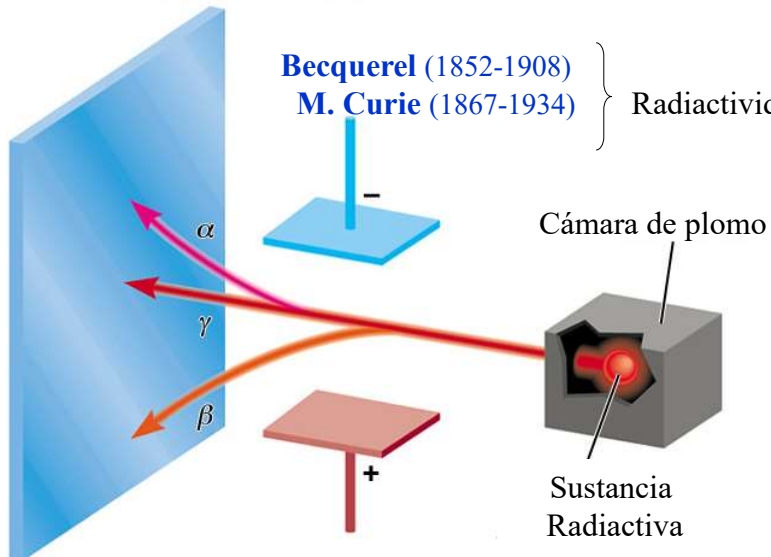
## RADIATIVIDAD

Röntgen (1845-1923) (Rayos X)

Becquerel (1852-1908)

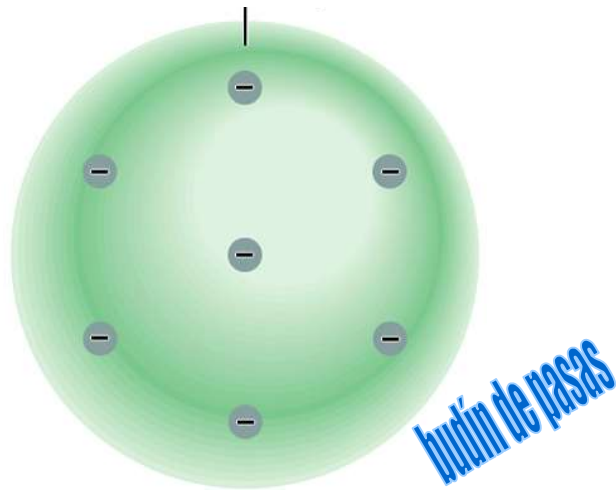
M. Curie (1867-1934)

} Radiactividad



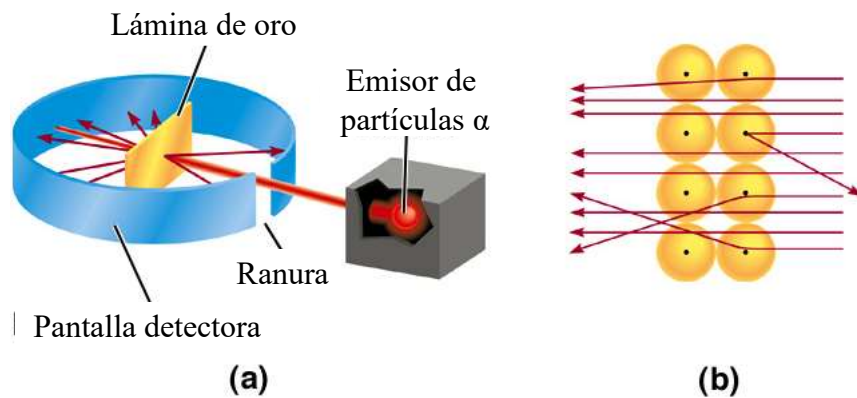
## MODELO DE THOMSON (1900)

La carga positiva dispersa sobre la esfera completa

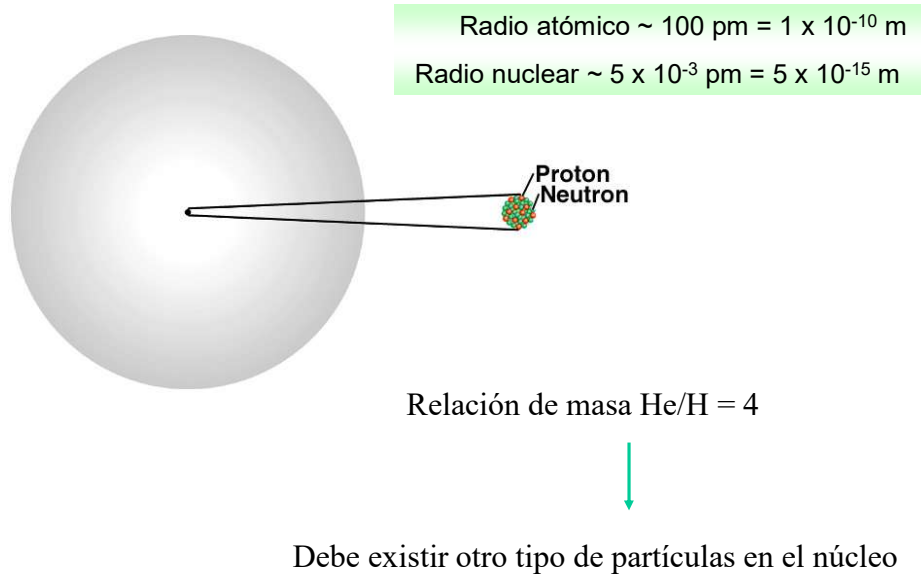


## EXPERIMENTO DE RUTHERFORD (1910)

1. La carga positiva de un átomo está concentrada en su núcleo
2. El protón (p) tiene una carga (+), el electrón tiene carga (-)
3. La masa del (p) es 1840 x masa del  $e^-$  ( $1.67 \times 10^{-24}$  g)



## NEUTRÓN



## EXPERIMENTO DE CHADWICK

(Premio Nobel de Física en 1935)

Bombardeó una delgada lámina de Be con partículas  $\alpha$ , el metal emitió una radiación de muy alta energía, similar a los rayos  $\gamma$ , posteriormente se demostró que eran **neutrones**

Átomos de H (1 p); Átomos de He (2 p y 2 n)

Masa de He/masa de H = 4:1

### Masa y carga de las partículas subatómicas

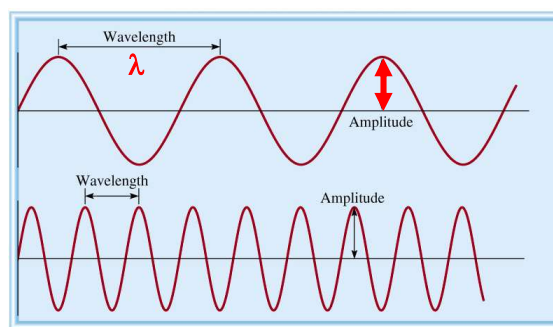
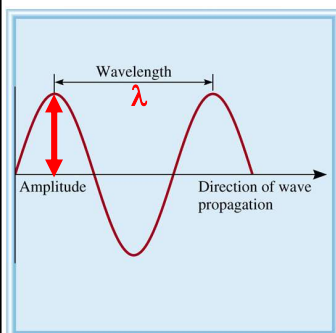
Particle	Mass (g)	Charge	
		Coulomb	Charge Unit
Electron*	$9.10939 \times 10^{-28}$	$-1.6022 \times 10^{-19}$	-1
Proton	$1.67262 \times 10^{-24}$	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutron	$1.67493 \times 10^{-24}$	0	0

Masa de p = masa de n = 1840 x masa de e-

## TEORÍA CUÁNTICA

Cap. 7 Chang

### PROPIEDADES DE LAS ONDAS

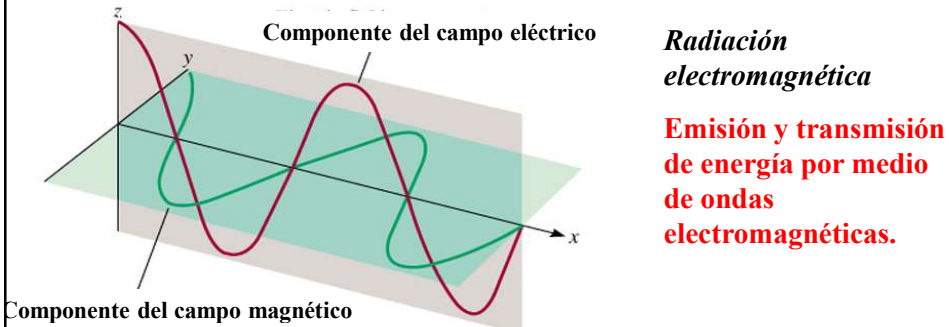


**Longitud de onda ( $\lambda$ )** es la distancia que existe entre dos puntos idénticos en una serie de ondas.

**Amplitud:** Distancia vertical desde el punto medio de la curva hasta una cresta (punto máximo) o un valle (punto mínimo).

## RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA

Maxwell (1873) → la luz está formada por ondas Electromagnéticas



Velocidad de la luz (en el vacío) es =  $3.00 \times 10^8$  m/s

Toda radiación electromagnética

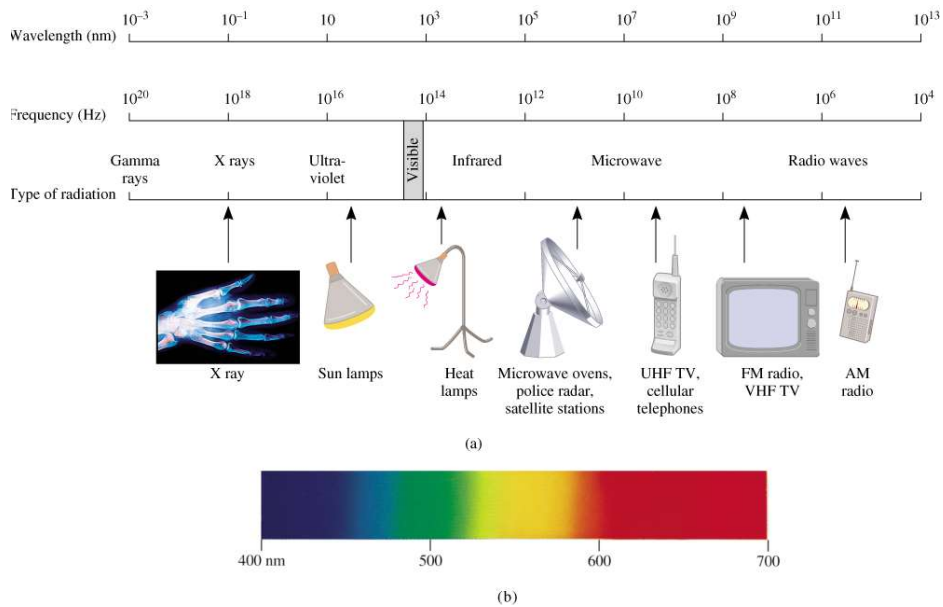
$$\mu = \lambda \times \nu$$

$$c = \frac{m}{s}$$

$$\lambda = m$$

$$\nu = \frac{\text{Ciclos}}{s} = \frac{1}{s} = \text{Hertz}$$

## TIPOS DE RADIACIONES ELECTROMAGNÉTICA



¿Cuál es la longitud de onda (en metros) de una radiación electromagnética que tiene una frecuencia de  $3,64 \times 10^7$  Hz?

$$c = \lambda \cdot \nu$$

$$3 \times 10^8 \text{ m/s} = \lambda \cdot 3,64 \times 10^7 \text{ 1/s}$$

$$\lambda = 8,24 \text{ m}$$

La mayor parte de la luz procedente de una lámpara de sodio tiene una longitud de onda de 589 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación?

$$3 \times 10^8 \text{ m/s} = 589 \text{ nm} \cdot 1 \times 10^{-9} \frac{\text{m}}{\text{nm}} \cdot \nu$$

$$\nu = 5,9 \cdot 10^{14} \text{ 1/s}$$

$$\nu = 5,9 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

## TEORÍA CUÁNTICA - PLANCK

Los sólidos cuando se calientan **emiten** radiación electromagnética que abarca una gama de longitudes de onda.

Planck definió al **cuanto** como la mínima cantidad de energía que podía ser emitida o absorbida en forma de radiación electromagnética.

$$E = h \times \nu$$

$$E = h \times \frac{c}{\lambda}$$

$$h = \text{cte de Planck} = 6.63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

La Energía siempre se emite en múltiplos enteros y positivos de  $h \times \nu$ .

La energía de un fotón es  $5,87 \times 10^{-20} \text{ J}$ . ¿Cuál es su longitud de onda en nanómetros?

$$E = h \times \nu$$

$$c = \lambda \times \nu$$

$$\nu = c/\lambda$$

$$E = h \times \frac{c}{\lambda}$$

$$5,87 \times 10^{-20} \text{ J} = 6.63 \times 10^{-34} \text{ J.s} \times \frac{3 \times 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{\lambda}$$

$$\lambda = 6.63 \times 10^{-34} \text{ J.s} \times \frac{3 \times 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{5,87 \times 10^{-20} \text{ J}}$$

$$\lambda = 3.39 \times 10^{-6} \text{ m}$$

$$\lambda = 3390 \text{ nm}$$

## EFEECTO FOTOELÉCTRICO

Resuelto por Einstein en 1905

**La luz tiene:**

- 1. Naturaleza de onda**
- 2. Naturaleza de partícula**

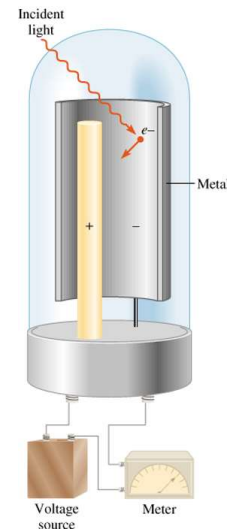
Un **fotón** es una “partícula” de luz

$$E = h\nu = \text{BE} + \text{KE}$$

Energía de enlace      Energía cinética

Mayor frecuencia → mayor energía cinética

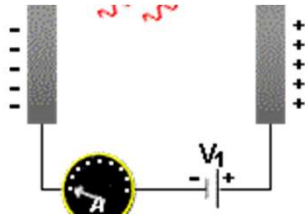
Rayo de luz más intenso → mayor número de electrones emitidos



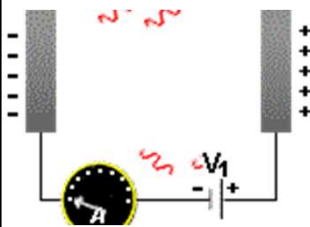


La frecuencia mínima para extraer un electrón de un átomo (efecto fotoeléctrico) se denomina “**frecuencia umbral** “ $\nu_0$ ”.

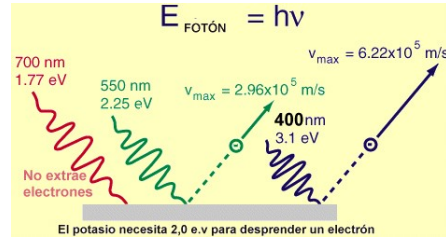
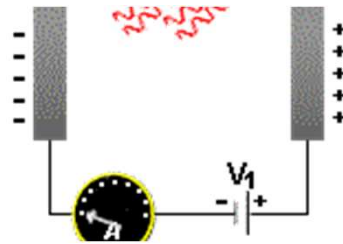
**Fotones con energía suficiente**



**Fotones con energía insuficiente**



A mayor intensidad de luz manteniendo la frecuencia, mayor número de electrones arrancados.



## ESPECTROS ATÓMICOS

Cuando a los elementos en estado gaseoso se les suministra energía (descarga eléctrica, calentamiento...) éstos emiten radiaciones de determinadas longitudes de onda.

Estas radiaciones dispersadas en un prisma de un espectroscopio se ven como una serie de rayas, y el conjunto de las mismas es lo que se conoce como **espectro de emisión**.

Igualmente, si una luz continua atraviesa una sustancia, ésta absorbe unas determinadas radiaciones que aparecen como rayas negras en el fondo continuo (**espectro de absorción**).



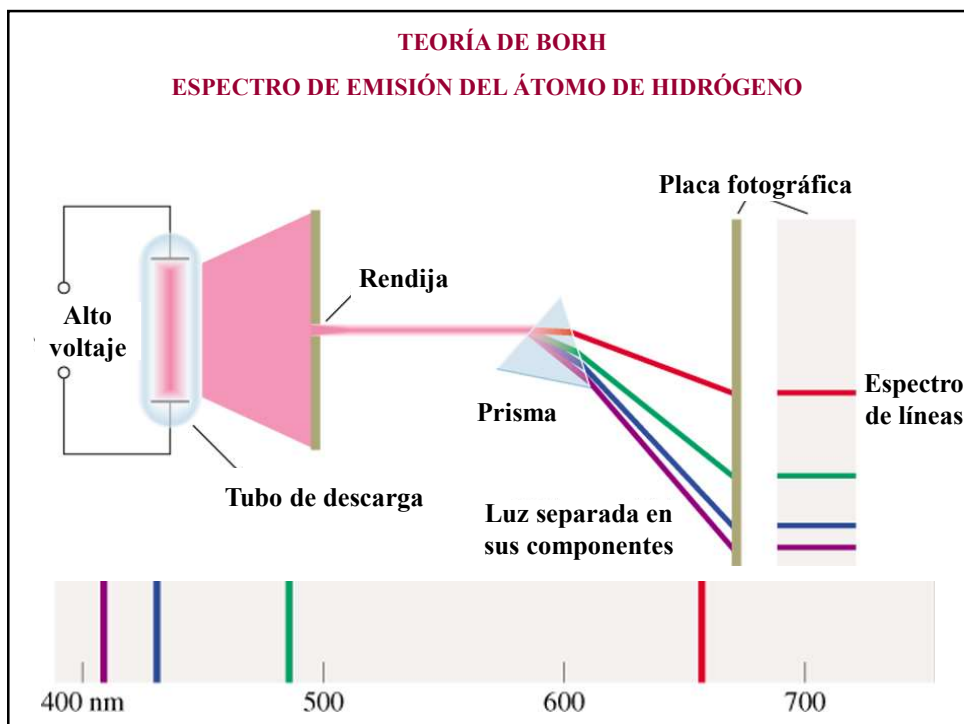
Potasio



Sodio



Litio



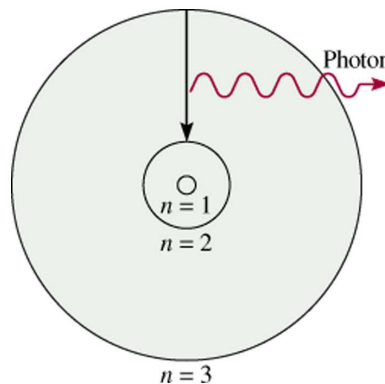
## MODELO ATÓMICO DE BOHR (1913)

1. Los electrones ( $e^-$ ) se mueven en órbitas de energías específicas.
2. Las energías del electrón están cuantizadas.
3. Cuando existe una emisión de luz, los electrones se mueven de un nivel de energía mayor a otro menor (emiten).

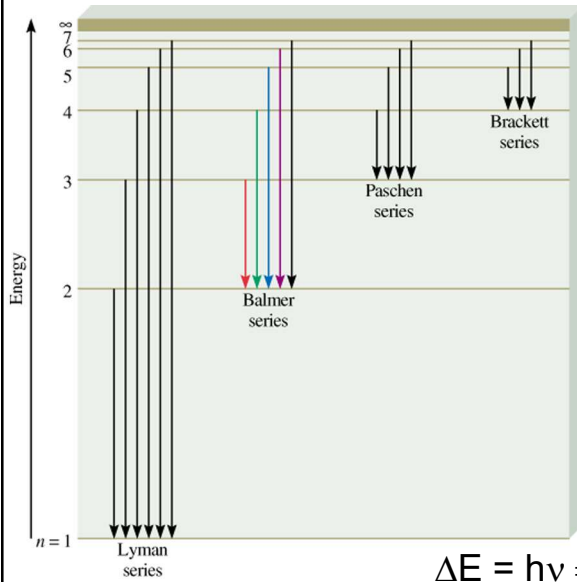
$$E_n = -R_H \left( \frac{1}{n^2} \right)$$

$n$  (Número cuántico principal) = 1,2,3,... (nivel energético)

$R_H$  (Constante de Rydberg para el H) =  $2.18 \times 10^{-18} \text{ J}$



### Niveles de Energía para el átomo de hidrógeno



$$E_{\text{fotón}} = \Delta E = E_f - E_i$$

$$E_f = -R_H \left( \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$$E_i = -R_H \left( \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\Delta E = R_H \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

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

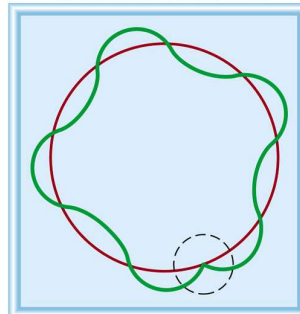
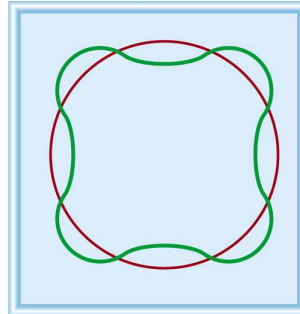
### NATURALEZA DUAL DEL ELECTRÓN

De Broglie (1924) razonó que si las ondas luminosas se pueden comportar como corriente de partículas (fotones), entonces la partícula como los electrones pueden tener propiedades ondulatorias.

$$2\pi r = n\lambda \quad \lambda = \frac{h}{mu}$$

$u$  = velocidad de  $e^-$

$m$  = masa de  $e^-$



## PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE

(Heisenberg).

- “Es imposible conocer simultáneamente la posición y el momento  $p$  (*masa por su rapidez*) de una partícula”

- Así: 
$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

siendo  $\Delta x$  la incertidumbre en la posición y  $\Delta p$  la incertidumbre del momento de la partícula.

## ECUACIÓN DE ONDA DE SCHRÖDINGER

En 1926, Schrödinger formuló una ecuación que describía el comportamiento y la energía de las partículas subatómicas. Se considera la masa ( $m$ ) y las propiedades de onda de un electrón dada por la función de onda ( $\psi$ ).

- El cuadrado de la función de onda ( $\psi$ )<sup>2</sup> es proporcional a la probabilidad de encontrar el electrón en cierta región.
- La resolución matemática de la ecuación de Schrodinger para el átomo de H da los tres números cuánticos que describen la distribución de los electrones en el H y átomos polielectrónicos.
- Se sustituye la idea de órbita por la de orbital, como zona en donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima.

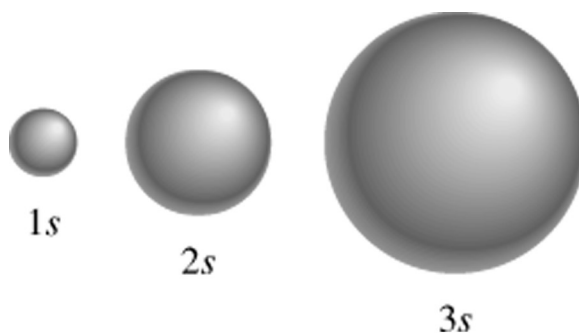
## NÚMEROS CUÁNTICOS

- Cada electrón está determinado por 4 números cuánticos:  $n$  (Principal),  $l$  (Momento Angular),  $m_l$  (Magnético) y  $s$  (Spin). Los tres primeros determinan cada orbital, y el cuarto “s” sirve para diferenciar a cada uno de los dos  $e^-$  que ocupan un orbital.

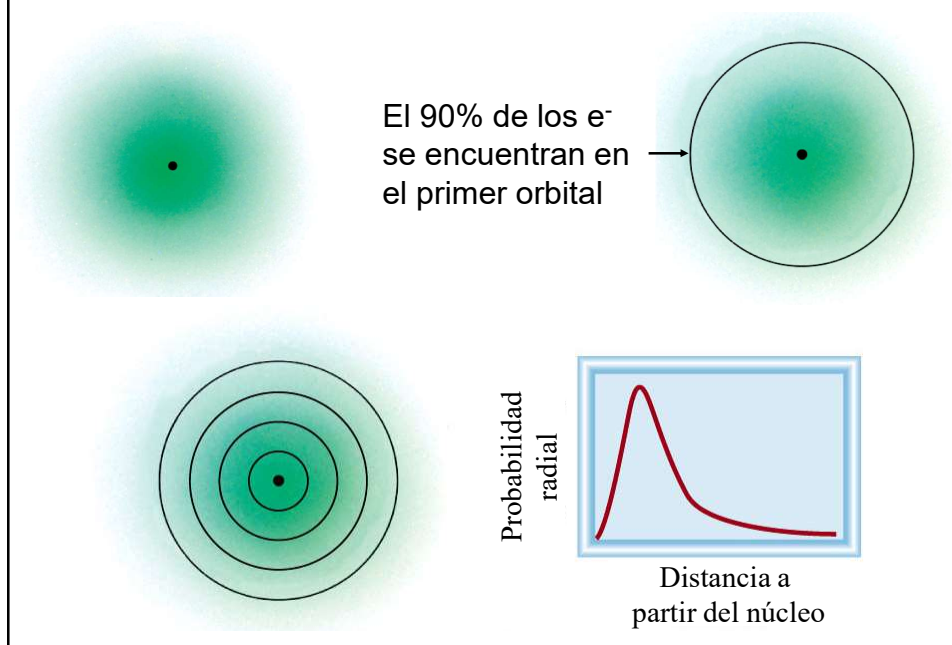
### Número Cuántico Principal ( $n$ )

$n = 1, 2, 3, 4, \dots$  (nº de capa energética)

Distancia desde  $e^-$  hasta el núcleo



## Número Cuántico Principal (n)



## Número Cuántico de Momento Angular (l)

(l) Indica la forma de los orbitales

Los valores de (l) dependen del número cuántico principal (n). Los valores que puede adoptar (l) son:

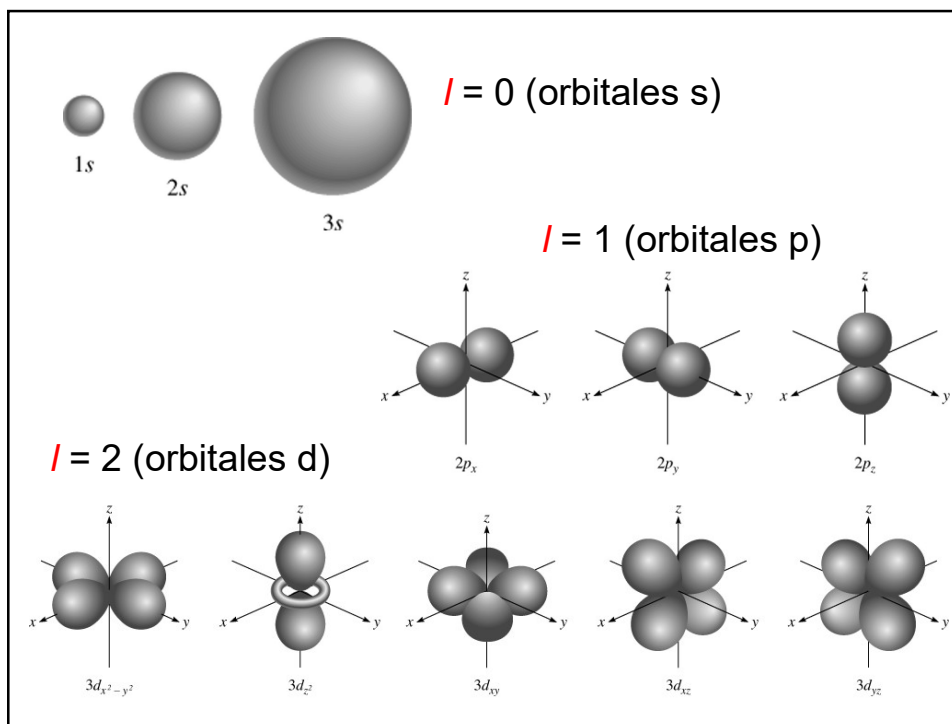
$$l = 0, 1, 2, 3, \dots n-1$$

$n = 1,$	$l = 0$	$l = 0$	orbital s
$n = 2,$	$l = 0, 1$	$l = 1$	orbital p
$n = 3,$	$l = 0, 1, 2$	$l = 2$	orbital d
		$l = 3$	orbital f

$(2l + 1)$  indica el número de orbitales en el subnivel.

Ej: Para el subnivel p ( $l=1$ ):

$$(2 \cdot 1 + 1) = 3, \text{ existen 3 orbitales p (px, py, pz)}$$



## Número Cuántico Magnético ( $m_l$ )

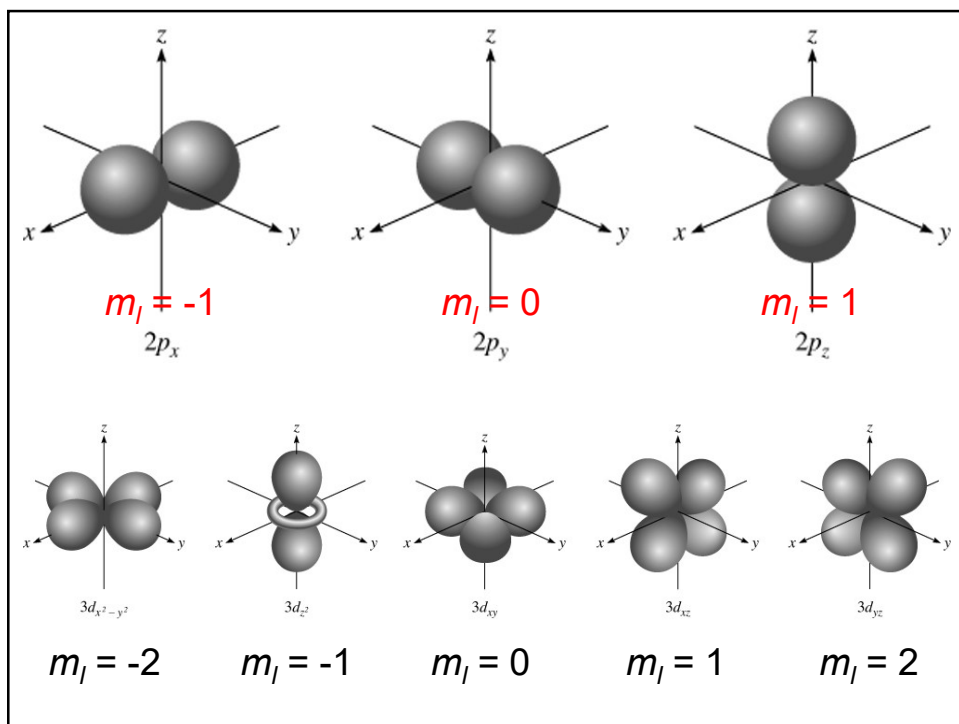
Número cuántico magnético  $m_l$  describe la orientación del orbital en el espacio. Dentro de un subnivel, el valor de  $m_l$  depende del momento angular  $l$ .

Dado un valor de  $l$  existen  $(2l+1)$  valores de  $m_l$

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

Si  $l = 1$  (orbital p),  $m_l = -1, 0, 1$

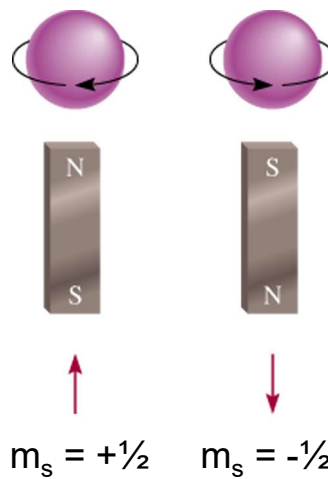
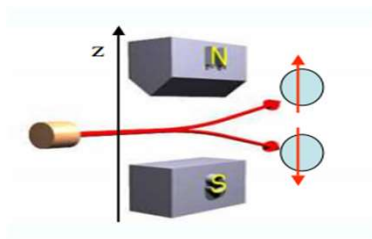
Si  $l = 2$  (orbital d),  $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$



## Número Cuántico de Espin (s)

número cuántico de giro (spin)  $m_s$

$$m_s = +\frac{1}{2} \text{ o } -\frac{1}{2}$$





	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m<sub>l</sub></i>	<i>s</i>
<i>1s</i>	1	0	0	$\pm 1/2$
<i>2s</i>	2	0	0	$\pm 1/2$
<i>2p</i>	2	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
<i>3s</i>	3	0	0	$\pm 1/2$
<i>3p</i>	3	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
<i>3d</i>	3	2	-2,-1,0,1,2	$\pm 1/2$
<i>4s</i>	4	0	0	$\pm 1/2$
<i>4p</i>	4	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
<i>4d</i>	4	2	-2,-1,0,1,2	$\pm 1/2$
<i>4f</i>	4	3	-3,-2,-1,0,1,2,3	$\pm 1/2$

### ELECTRONES EN UN DIAGRAMA DE ENERGÍA.

#### Principio de exclusión de Pauli.

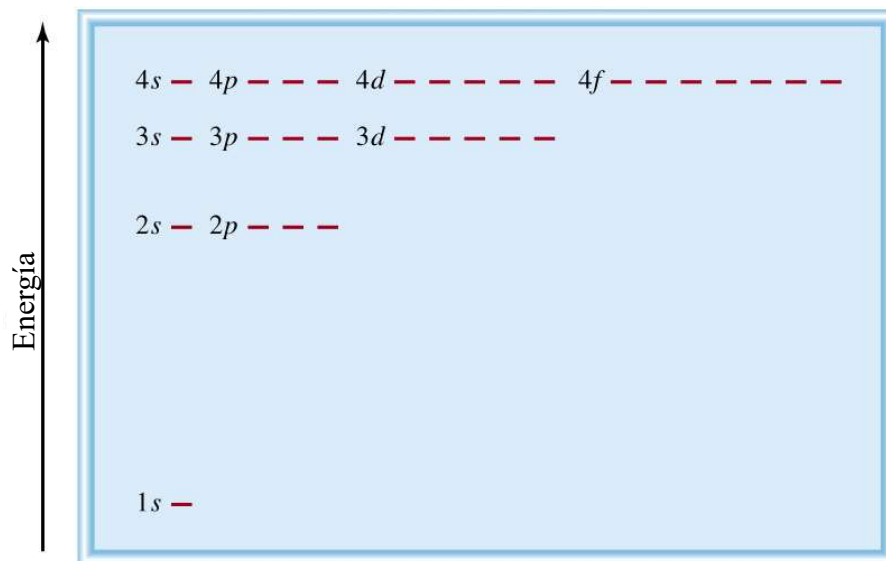
- No es posible que dos electrones tengan los 4 números cuánticos iguales en un átomo.

#### Principio de máxima multiplicidad (regla de Hund)

- Cuando un nivel electrónico tiene varios orbitales con la misma energía, los electrones se van colocando desapareados en ese nivel electrónico.
- No se coloca un segundo electrón en uno de dichos orbitales hasta que todos los orbitales de dicho subnivel isoenergético están semicupados.

## Energía en los orbitales con un solo electrón

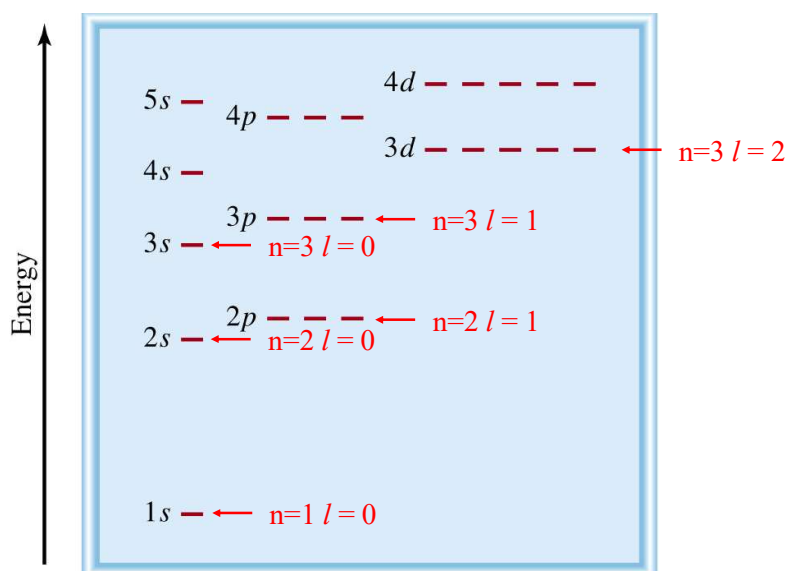
La energía de un electrón es proporcional al número cuántico  $n$

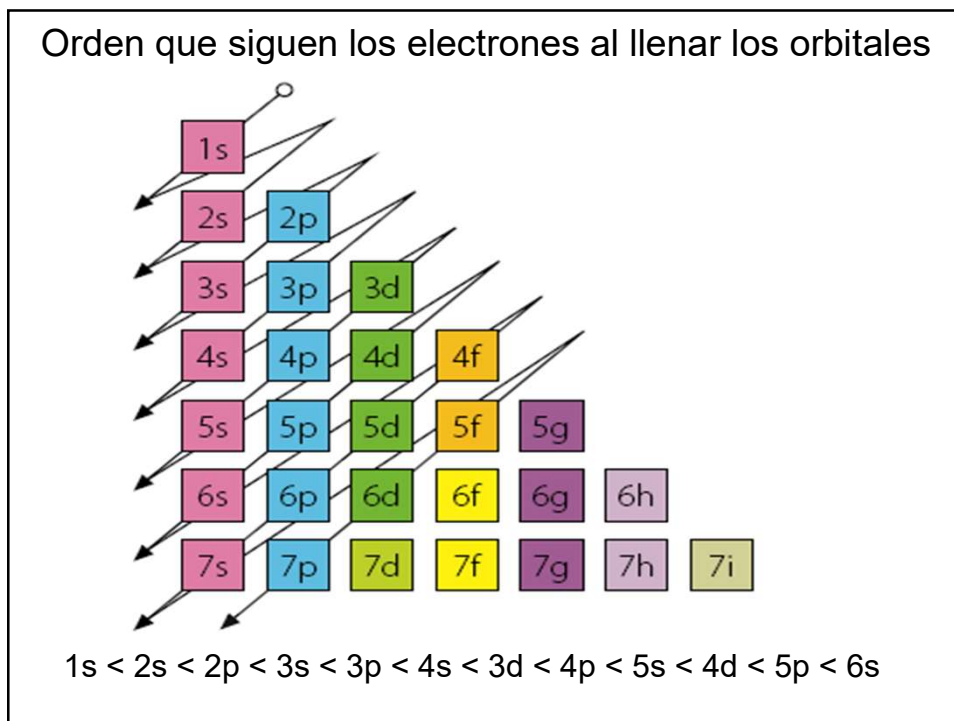
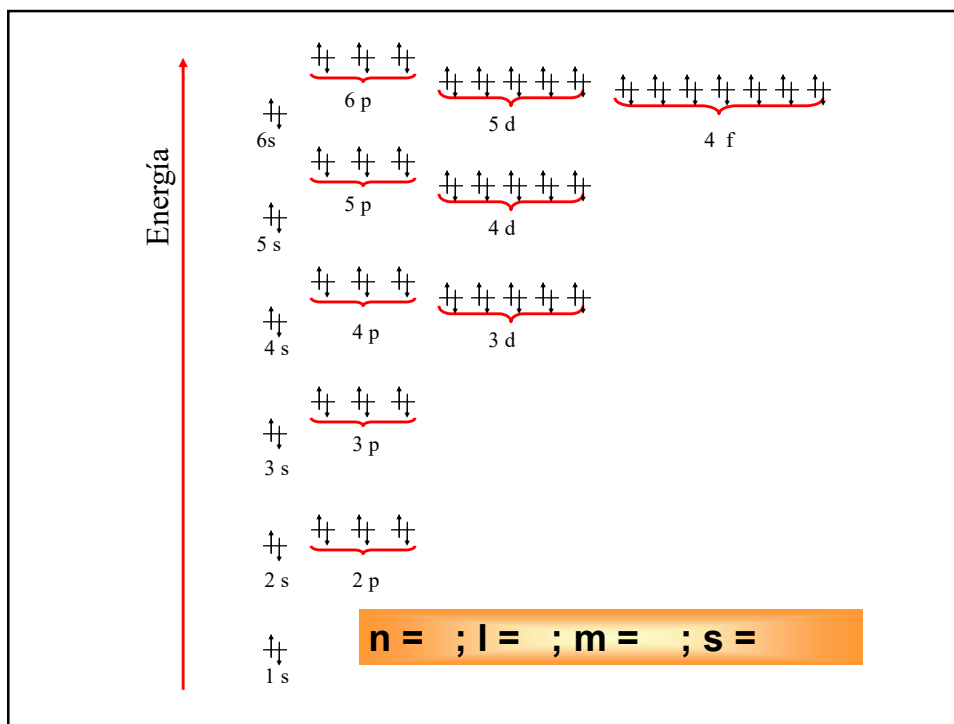


## Energía en orbitales con varios electrones

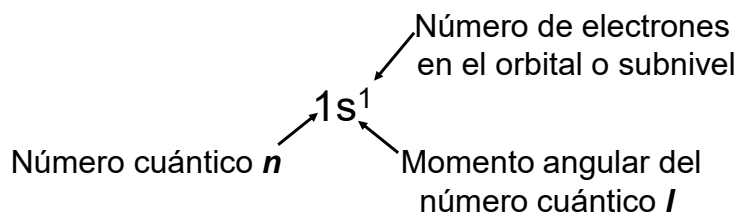
La energía del orbital que se llena primero depende de  $n + l$

El número máximo de electrones por nivel “ $n$ ” es igual a  $2n^2$ .

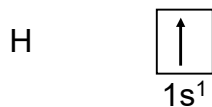




**La configuración electrónica** explica cómo los electrones se distribuyen entre los diversos orbitales en un átomo.



### **Diagrama de un orbital**



¿Cuál es la configuración electrónica del Mg?

Mg 12 electrones

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$        $2 + 2 + 6 + 2 = 12$  electrones

Abreviándolo... [Ne] $3s^2$       [Ne]  $1s^2 2s^2 2p^6$

¿Cuál es el número cuántico del último electrón para el Cl?

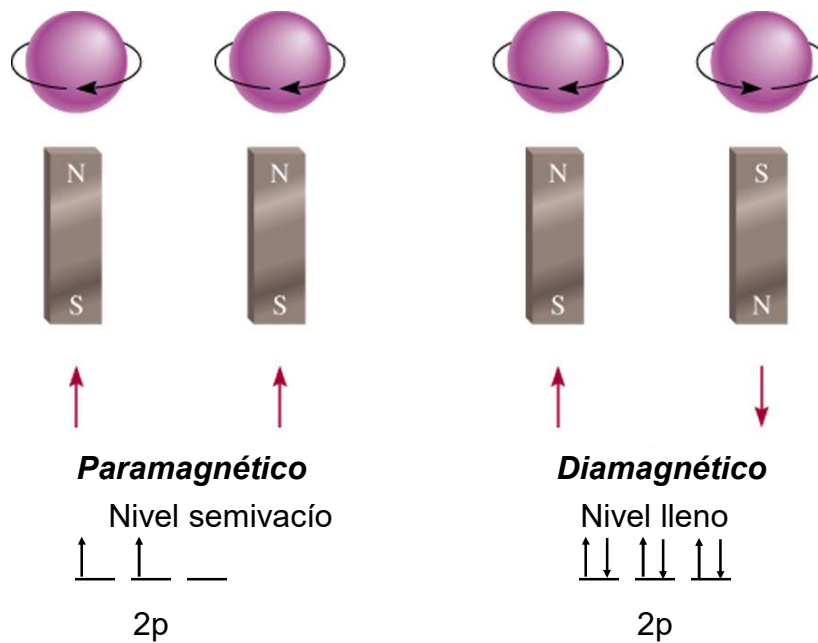
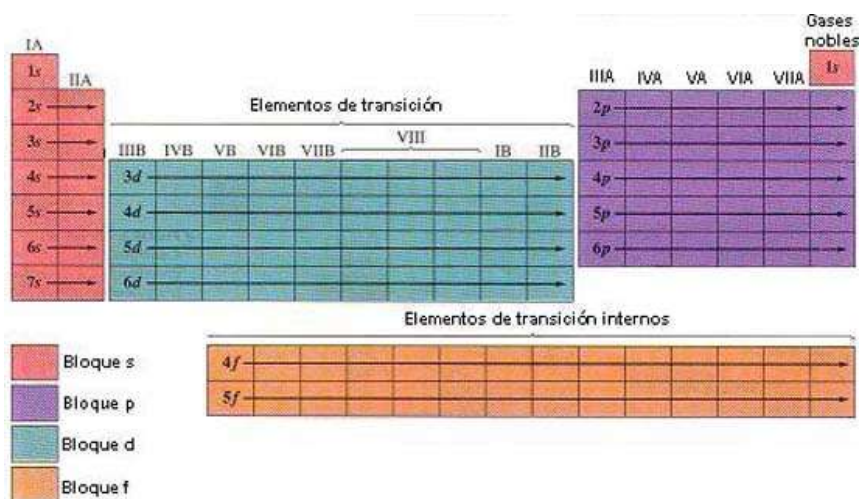
Cl 17 electrones       $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$        $2 + 2 + 6 + 2 + 5 = 17$  electrones

Último electrón en el orbital 3p

$n = 3$      $l = 1$      $m_l = -1, 0, \text{ o } +1$      $m_s = \frac{1}{2} \text{ o } -\frac{1}{2}$

## Último subnivel de energía para los elementos



## Ejercicios

Indicar si los siguientes números cuánticos son posibles

(~~0~~, 1, 1, -1/2) (1, 0, ~~1~~, 1/2) (2, 0, 1, -1, -1/2) ~~x~~

(2, ~~1~~, 0, 1/2) (3, 1, -1, 1/2) ✓

Indique los números cuánticos para un electrón de los siguientes orbitales:

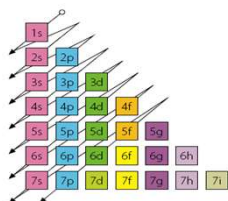
1s<sup>1</sup> : (1, 0, 0, 1/2)

3p<sup>1</sup> : (3, 1, -1, 1/2)

3d<sup>1</sup> : (3, 2, -2, 1/2)

4f<sup>1</sup> : (4, 3, -3, 1/2)

Aplicando la regla de las diagonales, escriba la configuración electrónica, indique la cantidad de electrones desapareados en las siguientes especies: O<sup>2-</sup>, Cl, Fe



O<sup>2-</sup> = 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup> 0 e<sup>-</sup> desapareados

Cl = 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>5</sup> 1 e<sup>-</sup> desapareado

Fe = 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>4s<sup>2</sup>3d<sup>6</sup> 4 e<sup>-</sup> desapareados

# TABLA PERIÓDICA

Cap. 8 Chang



ES MATERIAL GUIA  
**NO** MATERIAL DE ESTUDIO

Material extraído del Raymond Chang

- Cuando a principios del siglo XIX se midieron las masas atómicas de una gran cantidad de elementos, se observó que ciertas propiedades variaban periódicamente en relación a su masa.
- De esa manera, hubo diversos intentos de agrupar los elementos, todos ellos usando la masa atómica como criterio de ordenación.

La configuración electrónica del elemento determina su posición en la tabla periódica.

En 1869 Mendeleev y Meyer publicaron en forma independiente un ordenamiento de los elementos muy similar a la actual tabla periódica







# Clasificación de los elementos

El diagrama muestra la clasificación de los elementos químicos en la tabla periódica. Los elementos están agrupados en bloques de color que corresponden a sus propiedades químicas y físicas. Los bloques de color son:

- Representative elements:** 1A, 2A, 3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B, 9B, 10B, 11B, 12B, 13A, 14A, 15A, 16A, 17A, 18A.
- Noble gases:** 18A.
- Transition metals:** 3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B, 9B, 10B, 11B, 12B.
- Lanthanides:** 58-71.
- Actinides:** 90-103.
- Zinc:** 80.
- Cadmium:** 112.
- Mercury:** 118.

Los elementos están numerados del 1 al 118, con los números de grupo (A y B) indicados en la parte superior de cada columna.

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 9B	10 10B	11 11B	12 12B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H	2 He																
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg		(113)	114	(115)	116	(117)	(118)

Los elementos 58-71 (Lanthanides) y 90-103 (Actinides) se muestran en bloques separados en la parte inferior del diagrama.

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Configuraciones electrónicas de elementos representativos y ubicación en la tabla

Na =  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  → Grupo 1  
↓  
Período 3

O =  $1s^2 2s^2 2p^4$   
↓ ↓  
Período 2  
↑ ↑  
Grupo 6

Ca =  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$  → Grupo 2  
↓  
Período 4

I =  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$  → Grupo 7  
↓  
Período 5

## Configuraciones electrónicas de cationes y aniones de elementos representativos

Na [Ne]3s<sup>1</sup>      Na<sup>+</sup> [Ne]

Ca [Ar]4s<sup>2</sup>      Ca<sup>2+</sup> [Ar]

Al [Ne]3s<sup>2</sup>3p<sup>1</sup>      Al<sup>3+</sup> [Ne]

Los átomos ceden electrones de modo que los cationes adquieren la configuración electrónica de un gas noble.

Los átomos aceptan electrones de modo que los aniones adquieren la configuración electrónica de un gas noble.

H 1s<sup>1</sup>

H<sup>-</sup> 1s<sup>2</sup> or [He]

F 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>5</sup>

F<sup>-</sup> 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup> or [Ne]

O 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup>

O<sup>2-</sup> 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup> or [Ne]

N 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup>

N<sup>3-</sup> 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup> or [Ne]

## Aniones y cationes de los elementos representativos

																		18 8A					
+1 1A		+2 2A																+3 3A	4A	+3 5A	+2 6A	+1 7A	18 8A
1	1 H 1s <sup>1</sup>	2	2 He 1s <sup>2</sup>															3 3A 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	6 4A 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	7 5A 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	8 6A 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	9 7A 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	10 Ne 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
2	3 Li 2s <sup>1</sup>	4 4 Be 2s <sup>2</sup>															11 3A 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	14 4A 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	15 5A 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	16 6A 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	17 7A 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	18 Ar 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	
3	11 Na 3s <sup>1</sup>	12 2 Mg 3s <sup>2</sup>	3 3B 4s <sup>2</sup> 3d <sup>1</sup>	4 4B 4s <sup>2</sup> 3d <sup>2</sup>	5 5B 4s <sup>2</sup> 3d <sup>3</sup>	6 6B 4s <sup>2</sup> 3d <sup>4</sup>	7 7B 4s <sup>2</sup> 3d <sup>5</sup>	8 8B 4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>		9 9B 4s <sup>2</sup> 3d <sup>7</sup>	10 10B 4s <sup>2</sup> 3d <sup>8</sup>	11 11B 4s <sup>2</sup> 3d <sup>9</sup>	12 12B 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup>	13 3A 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>1</sup>	14 4A 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>2</sup>	15 5A 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>3</sup>	16 6A 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>4</sup>	17 7A 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>5</sup>	18 Ar 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>6</sup>				
4	19 K 4s <sup>1</sup>	20 2 Ca 4s <sup>2</sup>	21 3 Sc 4s <sup>2</sup> 3d <sup>1</sup>	22 4 Ti 4s <sup>2</sup> 3d <sup>2</sup>	23 5 V 4s <sup>2</sup> 3d <sup>3</sup>	24 6 Cr 4s <sup>1</sup> 3d <sup>5</sup>	25 7 Mn 4s <sup>2</sup> 3d <sup>5</sup>	26 8 Fe 4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>	27 9 Co 4s <sup>2</sup> 3d <sup>7</sup>	28 10 Ni 4s <sup>2</sup> 3d <sup>8</sup>	29 11 Cu 4s <sup>1</sup> 3d <sup>10</sup>	30 12 Zn 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup>	31 13 Ga 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>1</sup>	32 14 Ge 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>2</sup>	33 15 As 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>3</sup>	34 16 Se 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>4</sup>	35 17 Br 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>5</sup>	36 18 Kr 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>6</sup>					
5	37 Rb 5s <sup>1</sup>	38 2 Sr 5s <sup>2</sup>	39 3 Y 5s <sup>2</sup> 4d <sup>1</sup>	40 4 Zr 5s <sup>2</sup> 4d <sup>2</sup>	41 5 Nb 5s <sup>2</sup> 4d <sup>3</sup>	42 6 Mo 5s <sup>1</sup> 4d <sup>5</sup>	43 7 Tc 5s <sup>2</sup> 4d <sup>5</sup>	44 8 Ru 5s <sup>1</sup> 4d <sup>6</sup>	45 9 Rh 5s <sup>1</sup> 4d <sup>7</sup>	46 10 Pd 4d <sup>10</sup>	47 11 Ag 5s <sup>1</sup> 4d <sup>10</sup>	48 12 Cd 5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup>	49 13 In 5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup> 5p <sup>1</sup>	50 14 Sn 5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup> 5p <sup>2</sup>	51 15 Sb 5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup> 5p <sup>3</sup>	52 16 Te 5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup> 5p <sup>4</sup>	53 17 I 5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup> 5p <sup>5</sup>	54 18 Xe 5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup> 5p <sup>6</sup>					
6	55 Cs 6s <sup>1</sup>	56 2 Ba 6s <sup>2</sup>	57 3 La 6s <sup>2</sup> 5d <sup>1</sup>	72 4 Hf 6s <sup>2</sup> 5d <sup>2</sup>	73 5 Ta 6s <sup>2</sup> 5d <sup>3</sup>	74 6 W 6s <sup>2</sup> 5d <sup>4</sup>	75 7 Re 6s <sup>1</sup> 5d <sup>5</sup>	76 8 Os 6s <sup>1</sup> 5d <sup>6</sup>	77 9 Ir 6s <sup>1</sup> 5d <sup>7</sup>	78 10 Pt 6s <sup>1</sup> 5d <sup>9</sup>	79 11 Au 6s <sup>1</sup> 5d <sup>10</sup>	80 12 Hg 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup>	81 13 Tl 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>1</sup>	82 14 Pb 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>2</sup>	83 15 Bi 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>3</sup>	84 16 Po 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>4</sup>	85 17 At 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>5</sup>	86 18 Rn 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>6</sup>					
7	87 Fr 7s <sup>1</sup>	88 2 Ra 7s <sup>2</sup>	89 3 Ac 7s <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup>	104 4 Rf 7s <sup>2</sup> 6d <sup>2</sup>	105 5 Db 7s <sup>2</sup> 6d <sup>3</sup>	106 6 Sg 7s <sup>2</sup> 6d <sup>4</sup>	107 7 Bh 7s <sup>2</sup> 6d <sup>5</sup>	108 8 Hs 7s <sup>2</sup> 6d <sup>6</sup>	109 9 Mt 7s <sup>2</sup> 6d <sup>7</sup>	110 10 Ds 7s <sup>2</sup> 6d <sup>8</sup>	111 11 Rg 7s <sup>2</sup> 6d <sup>9</sup>	112 12 Cn 7s <sup>2</sup> 6d <sup>10</sup>	(113) 13	114 14 Fl 7s <sup>2</sup> 6d <sup>10</sup> 7p <sup>2</sup>	(115) 15	116 16 Lv 7s <sup>2</sup> 6d <sup>10</sup> 7p <sup>4</sup>	(117) 17	(118) 18					

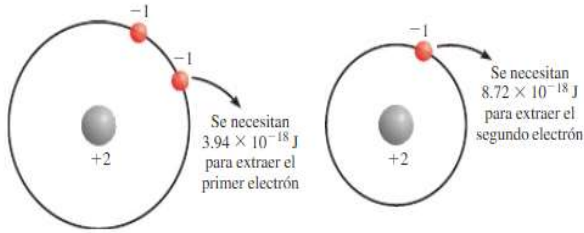
  

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
6s <sup>2</sup> 4f <sup>1</sup> 5d <sup>0</sup>	6s <sup>2</sup> 4f <sup>2</sup>	6s <sup>2</sup> 4f <sup>3</sup>	6s <sup>2</sup> 4f <sup>4</sup>	6s <sup>2</sup> 4f <sup>5</sup>	6s <sup>2</sup> 4f <sup>6</sup>	6s <sup>2</sup> 4f <sup>7</sup> 5d <sup>0</sup>	6s <sup>2</sup> 4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup>	6s <sup>2</sup> 4f <sup>9</sup>	6s <sup>2</sup> 4f <sup>10</sup>	6s <sup>2</sup> 4f <sup>11</sup>	6s <sup>2</sup> 4f <sup>12</sup>	6s <sup>2</sup> 4f <sup>13</sup>	6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>0</sup>
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
7s <sup>2</sup> 6d <sup>2</sup>	7s <sup>2</sup> 5f <sup>2</sup> 6d <sup>0</sup>	7s <sup>2</sup> 5f <sup>3</sup> 6d <sup>0</sup>	7s <sup>2</sup> 5f <sup>4</sup> 6d <sup>0</sup>	7s <sup>2</sup> 5f <sup>6</sup>	7s <sup>2</sup> 5f <sup>7</sup>	7s <sup>2</sup> 5f <sup>7</sup> 6d <sup>1</sup>	7s <sup>2</sup> 5f <sup>9</sup>	7s <sup>2</sup> 5f <sup>10</sup>	7s <sup>2</sup> 5f <sup>11</sup>	7s <sup>2</sup> 5f <sup>12</sup>	7s <sup>2</sup> 5f <sup>13</sup>	7s <sup>2</sup> 5f <sup>14</sup>	7s <sup>2</sup> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>0</sup>

8.2

**Carga nuclear efectiva ( $Z_{\text{efectiva}}$ )** es la “carga positiva” que siente un electrón.

$$Z_{\text{efectiva}} = \underbrace{Z}_{\text{carga nuclear real}} - \underbrace{\sigma}_{\text{constante de apantallamiento}}$$



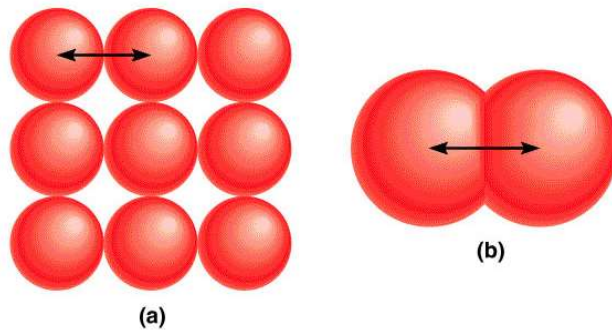
	$Z$	Base	$Z_{\text{efectiva}}$
Na	11	10	1
Mg	12	10	2
Al	13	10	3
Si	14	10	4

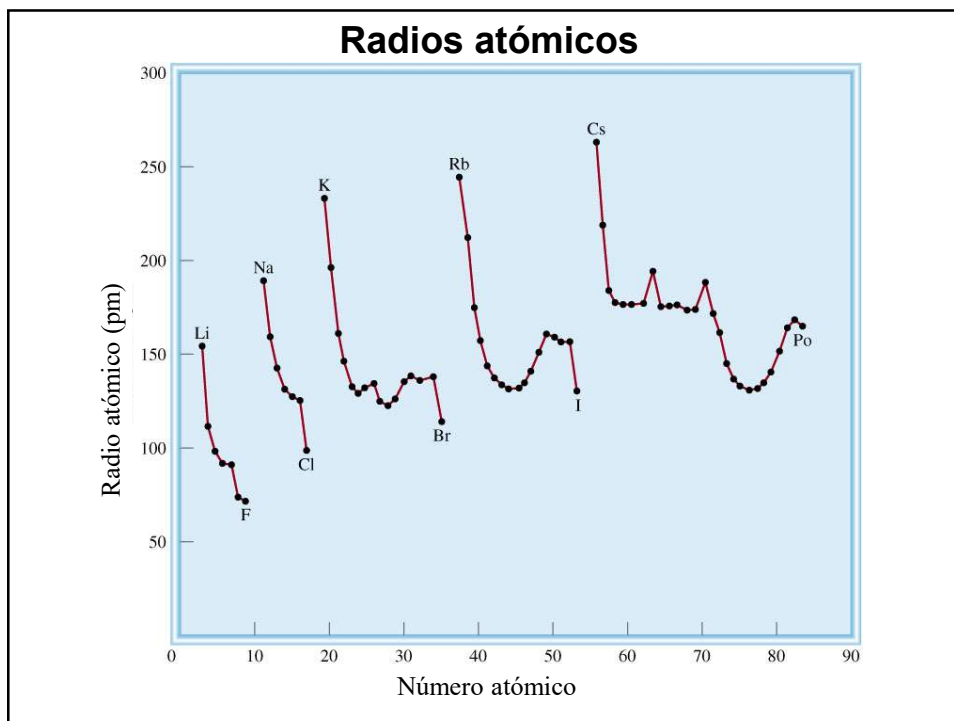
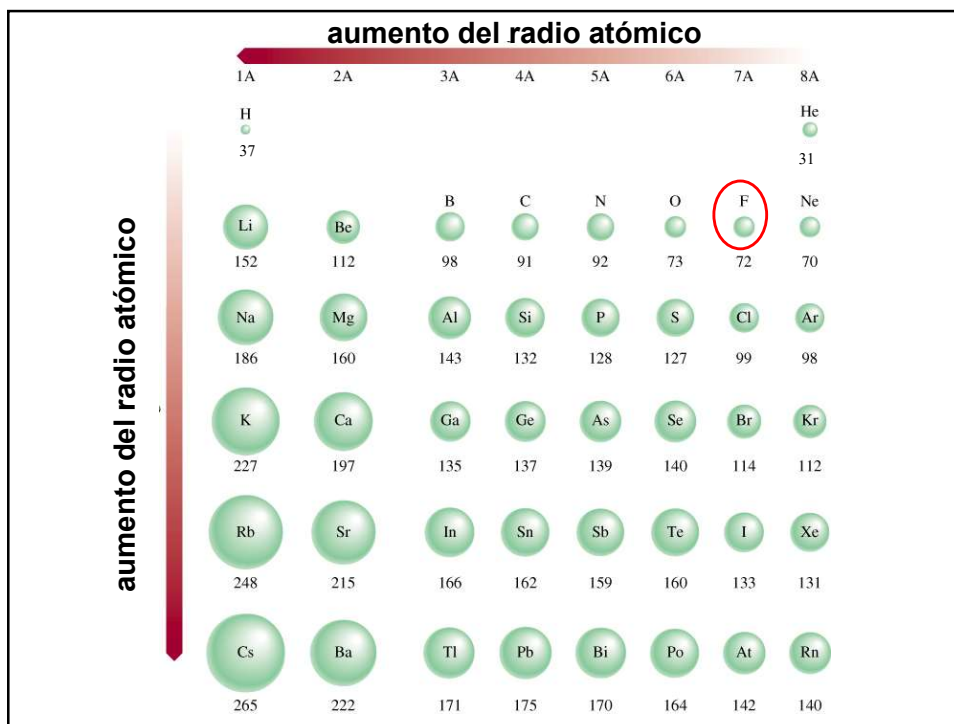
	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
$Z$	3	4	5	6	7	8	9	10
$Z_{\text{efect}}$	1.28	1.91	2.42	3.14	3.83	4.45	5.10	5.76

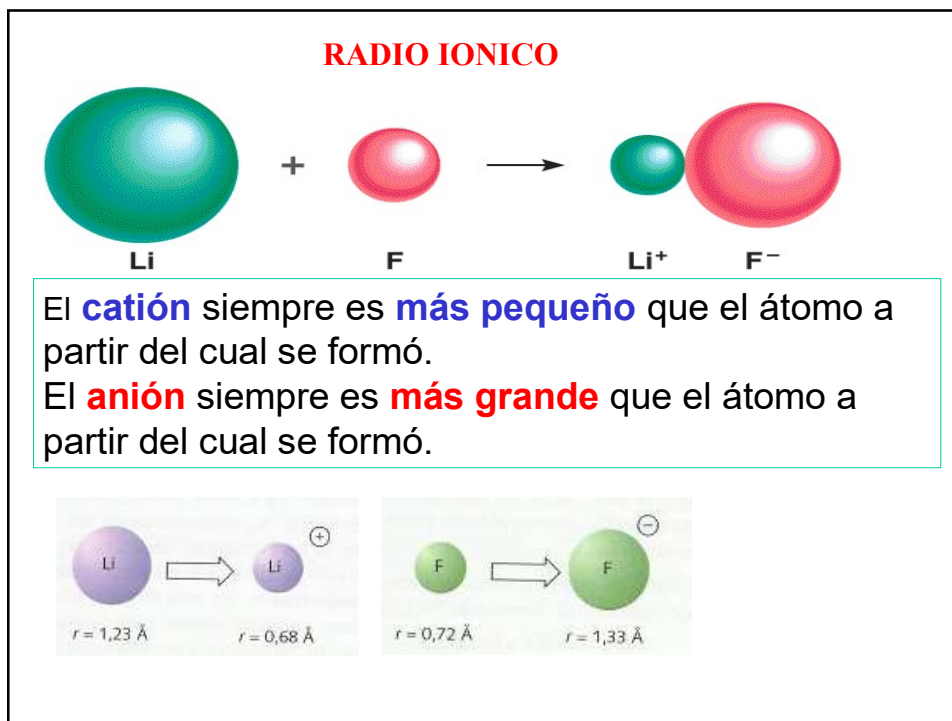
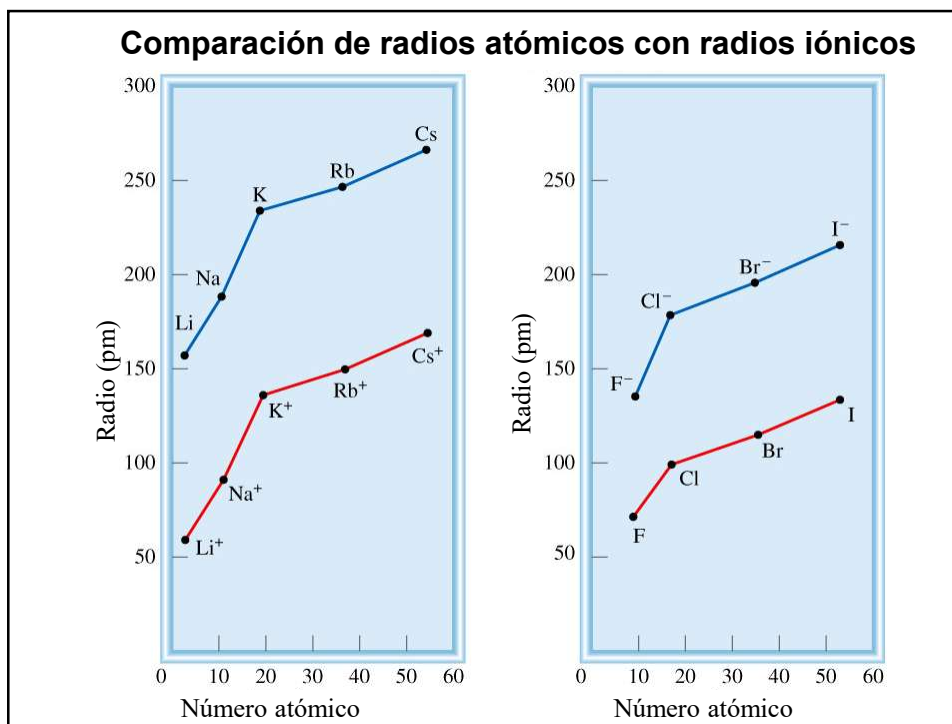
## RADIO ATÓMICO

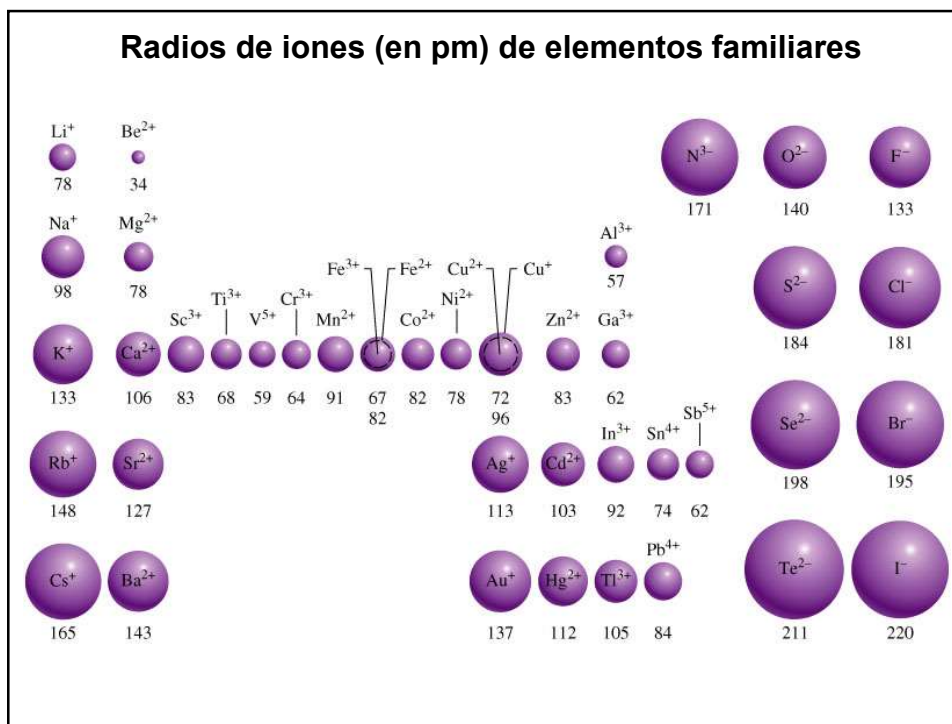
En metales es la mitad de la distancia entre dos núcleos de dos átomos adyacentes.

Para moléculas diatómicas simples es la mitad de la distancia entre los núcleos de los dos átomos














### IONES ISOLECTRÓNICOS: Comparación de radios

Los iones isoelectrónicos tienen el mismo número de electrones que el gas noble más cercano. Los iones con mayor número atómico ( $Z$ ) atraerán los  $e^-$  con mayor eficacia hacia el núcleo, la nube electrónica se contrae y el radio iónico disminuye. **Ejemplo:** Ordene en forma decreciente el radio de los siguientes iones:  $Mg^{2+}$ ,  $N^{3-}$ ,  $Al^{3+}$ ,  $O^{2-}$ ,  $Na^+$ .



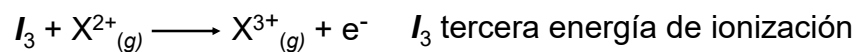
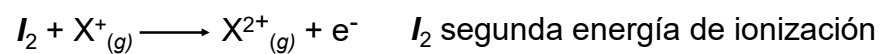
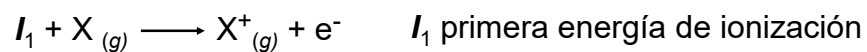
	$N^{3-}$	$O^{2-}$	$Na^+$	$Mg^{2+}$	$Al^{3+}$
					
Radio iónico (pm)	171	140	95	65	50
Nº $e^-$	10	10	10	10	10
Carga nuclear	+7	+8	+11	+12	+13

Ordenar según el radio iónico creciente

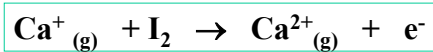
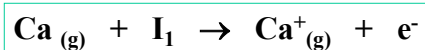
Cl<sup>-</sup>, Ca<sup>+2</sup>, S<sup>-2</sup>

### ENERGÍA DE IONIZACIÓN

Es la energía mínima necesaria para desprender un electrón de un átomo en estado gaseoso, en su estado fundamental



$$I_1 < I_2 < I_3$$

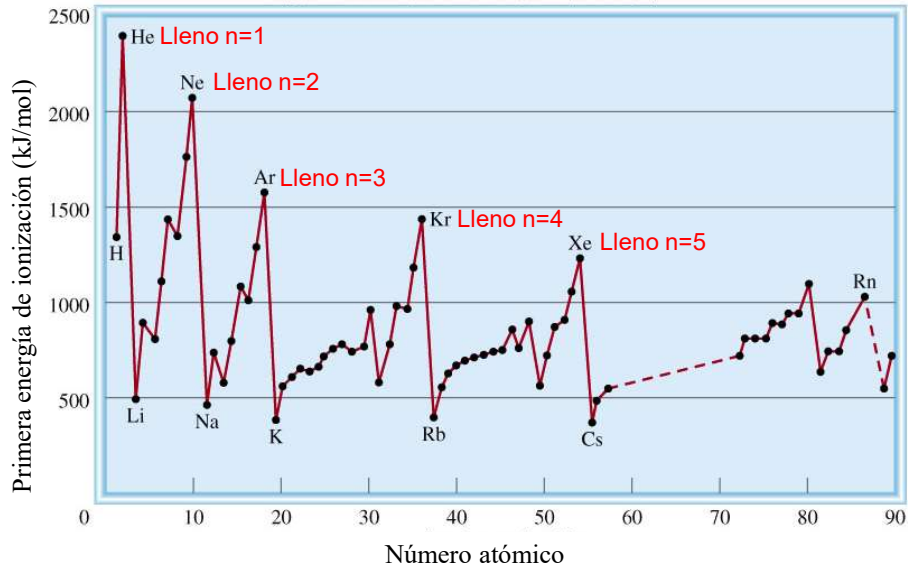


*I<sub>2</sub> siempre es mayor que I<sub>1</sub>*

$$1\text{ev} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ joule}$$



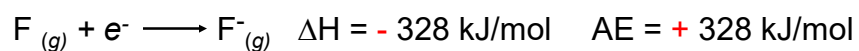
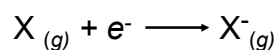
### Variación de la primera energía de ionización con número atómico



### Tendencia general en la primera energía de ionización

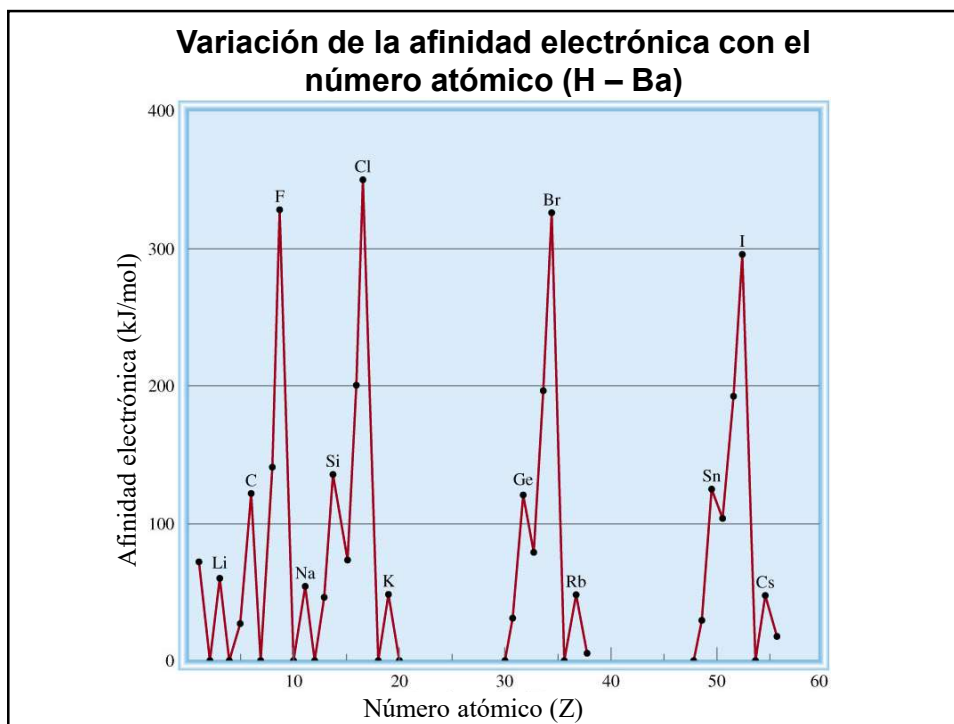


**AFINIDAD ELECTRÓNICA:** valor negativo del cambio de energía que ocurre cuando un electrón es aceptado por un átomo en estado gaseoso para formar un anión.



**Afinidades electrónicas (kJ/mol) de algunos elementos representativos y de los gases nobles**

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H							He
73							<0
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
60	≤ 0	27	122	0	141	328	<0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
53	≤ 0	44	134	72	200	349	<0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
48	2,4	29	118	77	195	325	<0
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
47	4,7	29	121	101	190	295	<0
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
45	14	30	110	110	?	?	<0



### Irregularidades de Afinidad Electrónica

1A → 2A

$ns^1$        $ns^2 np$       Apantallamiento de los  $e^- ns^2$ .

4A → 5A

$ns^2 np^2$        $ns^2 np^3$       Repulsión de los  $e^- np^3$ .

8A

$ns^2 np^6$       El  $e^-$  debe ingresar a  $(n + 1)s$  apantallado por  $e^-$  internos.