

# Apuntes para la UNIDAD 2

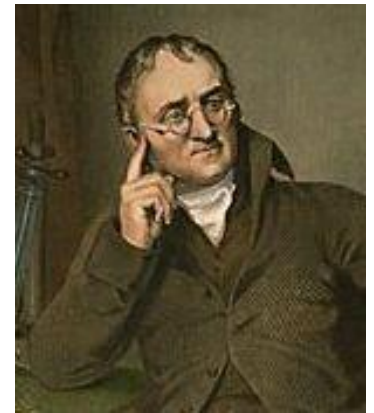
Mtra. Norma M. López V.  
Junio, 2016

# Teoría atómica de la materia

- **Demócrito** (460-370 a.C.): el mundo material está formado de pequeñas partículas indestructibles (átomos), desprovistas de cualidades, que no se distinguen entre sí más que por la forma y dimensión, y que por sus diversas combinaciones en el vacío constituyen a los diferentes cuerpos.
- **Aristóteles** (384-322 a.C.): no cree en el atomismo, para él no existe el vacío y la materia es continua. Propone que la materia está compuesta por los cuatro elementos: agua, aire, fuego y tierra.
- La perspectiva atómica de la materia quedó estancada por muchos años gracias a que la filosofía aristotélica dominó la cultura occidental.

# John Dalton (1766-1844)

- Su concepto de átomo es mucho más detallado y específico que el de Demócrito.
- No intentó describir la estructura o composición de los átomos.
- Tampoco tenía idea de cómo era un átomo, pero al analizar datos experimentales de elementos diferentes se dio cuenta de que sólo se explicaban si sus átomos eran diferentes.
- Un **átomo** es la *unidad básica de un elemento que puede intervenir en una reacción química*.



# John Dalton (1808)

1. Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas (átomos).
2. Los átomos son indivisibles.
3. Los átomos de un mismo elemento son idénticos (mismo tamaño, masa y propiedades químicas) y diferentes a los átomos de otros elementos.
4. Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento, relacionados siempre en un número entero o en fracciones sencillas.
5. Una reacción química implica sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; ni se crean ni se destruyen.

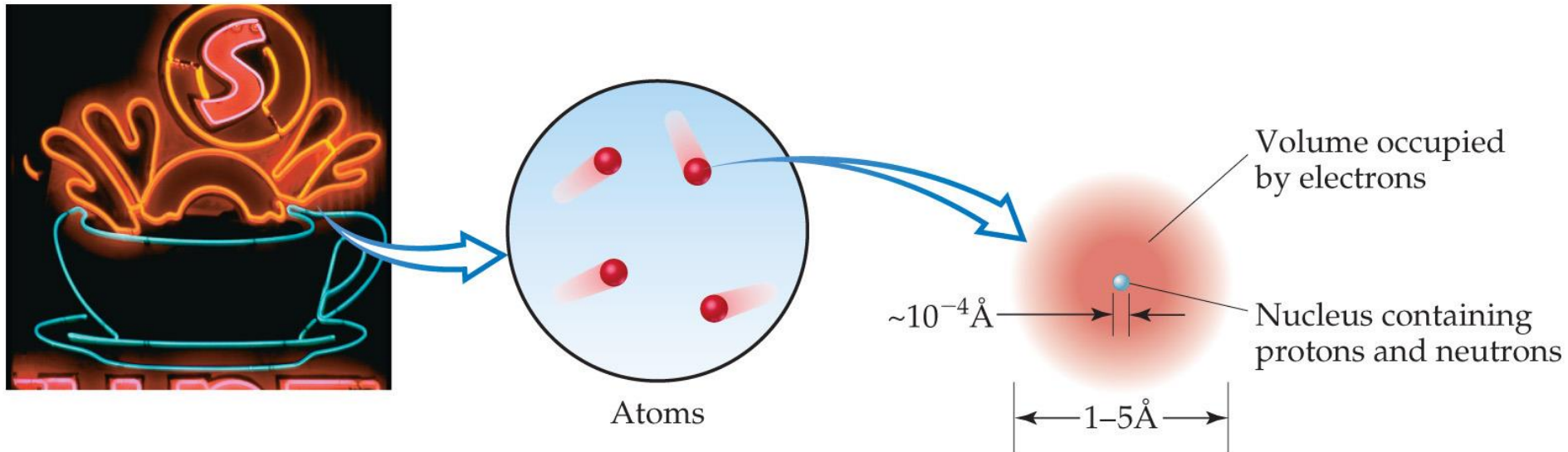
# ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

- Experimentos con rayos catódicos de J.J. Thomson (relación carga/masa del e-).
- Experimento de R. Millikan (carga y masa del electrón)
- Descubrimiento de las radiaciones  $\alpha$ ,  $\beta$  y  $\delta$  (E. Rutherford)
- Descubrimiento del neutrón (J. Chadwick)

# ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

- Investigaciones iniciadas a mediados del s. XIX demostraron que los átomos tienen una estructura interna (partículas subatómicas).
- De 1897 a 1932 se descubren 3 partículas subatómicas:  $e^-$ ,  $p^+$  y  $n^0$ .

# Dimensiones atómicas



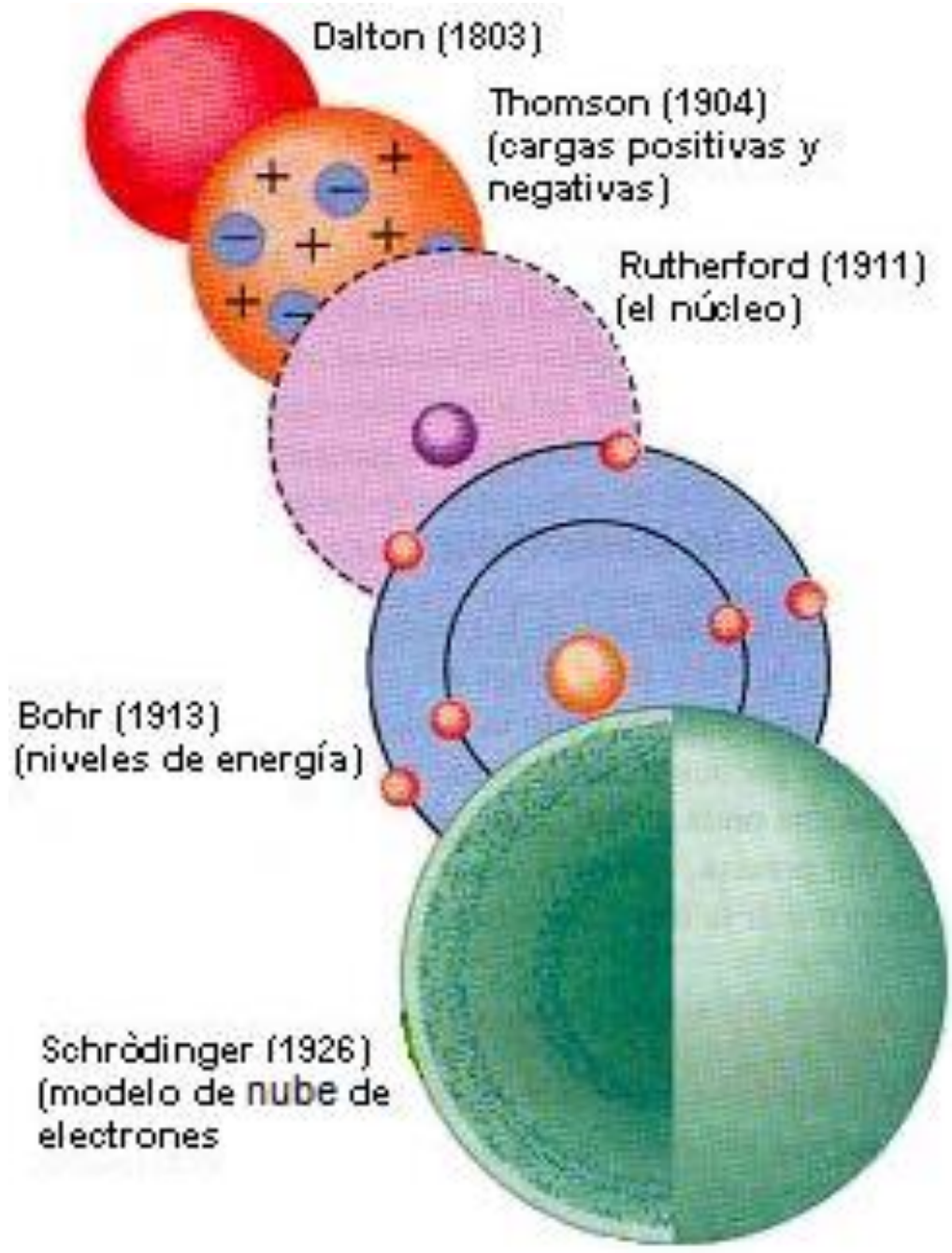
Copyright © 2009 Pearson Prentice Hall, Inc.

**DENSIDAD DE UN NÚCLEO ATÓMICO: entre  $10^{13}$  y  $10^{14}$  g/cm<sup>3</sup>**

# Partículas subatómicas

Partícula	Masa (g)	Masa (uma)	Unidad de carga	Carga (coulomb)
Electrón	$9.10938 \times 10^{-28}$	$5.486 \times 10^{-4}$	-1	$1.6022 \times 10^{-19}$
Protón	$1.67262 \times 10^{-24}$	1.0073	+1	$1.6022 \times 10^{-19}$
Neutrón	$1.67493 \times 10^{-24}$	1.0087	0	0





# EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO

# Número atómico (**Z**)

- Es el número de **PROTONES** que tiene en su núcleo un átomo de cualquier elemento.
- Si dicho átomo es eléctricamente neutro, el número de electrones que posee es igual a su número de protones.
- El número atómico de cada elemento es lo que define su identidad.

# Número de masa (**A**)

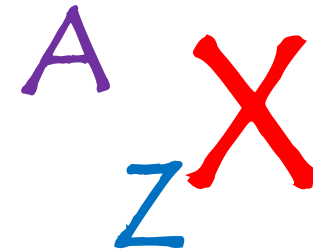
- Es la **suma del número de protones y de neutrones** que hay en un núcleo atómico.
- Los átomos de un elemento dado pueden diferir en el nº de neutrones que contienen y, en consecuencia, en su número de masa y masa atómica.

# Isótopos

- Son átomos de un mismo elemento que son diferentes en el número de neutrones que contienen, y por lo tanto tienen distinto  $n^{\circ}$  de masa y masa atómica diferente.
- Descubridores: J. J. Thomson en 1913 y posteriormente F. W. Aston en ese mismo año.

# Fórmula y nombre de un isótopo

- Información que lleva la fórmula para cualquier isótopo:



- Ejemplo: Carbono-12

Número de masa (número de protones más neutrones)

Número atómico (número de protones o electrones)



Símbolo del elemento

# Isótopos del carbono

Símbolo del isótopo	N° protones	N° electrones	N° neutrones
$^{11}\text{C}$	6	6	5
$^{12}\text{C}$	6	6	6
$^{13}\text{C}$	6	6	7
$^{14}\text{C}$	6	6	8

- ✓ El Berilio y el Flúor tienen un único isótopo estable.
- ✓ El Estaño tiene nueve isótopos estables.
- ✓ Hasta hoy se han descubierto aproximadamente 1500 núclidos diferentes; de éstos sólo 264 son estables (no emiten radiación espontáneamente).

# La escala de masa atómica

- Los científicos del s. XIX no sabían sobre partículas subatómicas, pero admitían que los átomos de diferentes elementos tenían diferentes masas.
- Las masas atómicas de los elementos primero se determinaron en relación con el hidrógeno; actualmente están referidas al carbono-12.
- Las masas de los átomos están dadas en *unidades de masa atómica* (uma).
- $1 \text{ uma} = 1.66054 \times 10^{-24} \text{ g}$
- $1 \text{ g} = 6.02214 \times 10^{23} \text{ uma}$

# Masas atómicas promedio

- La mayoría de los elementos se encuentran en la Naturaleza como mezclas de isótopos.
- Las masas atómicas reportadas en la tabla periódica son masas atómicas promedio calculadas con las masas de sus diferentes isótopos y su abundancia fraccionaria:



# Masas atómicas promedio

Calcular la masa atómica promedio del CARBONO: 98.93% de carbono-12 y 1.07% de carbono-13, cuyas masas son 12 uma y 13.00335 uma, respectivamente.

$$(0.9893)(12 \text{ uma}) + (0.0107)(13.00335 \text{ uma}) = 12.01 \text{ uma}$$

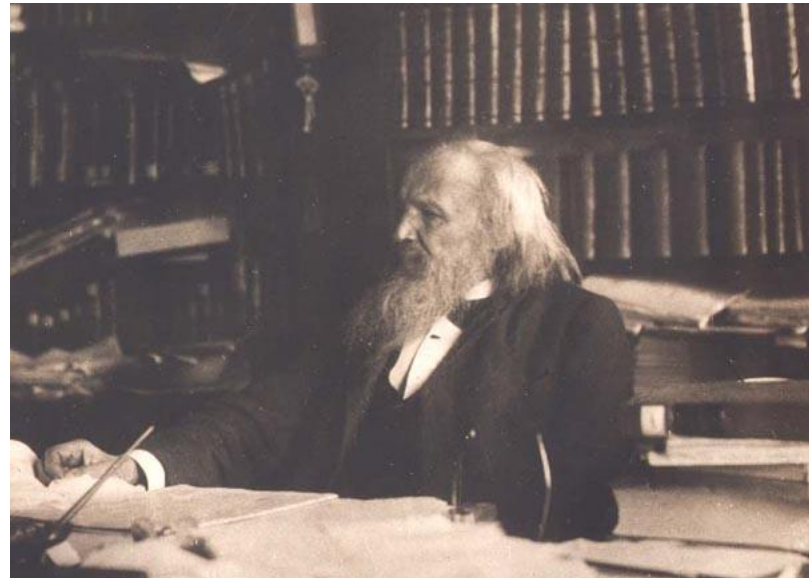
A este dato también se le conoce como peso atómico.

# La Ley Periódica (1869)

**Dimitri Ivanovich Mendeleiev :**

*Las propiedades de los elementos son una función periódica de sus pesos atómicos.*

1834 - 1907



# Tabla periódica de Mendeleiev

GROUP	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
Formula of Compounds	$\underline{R_2O}$	$\underline{RO}$	$\underline{R_2O_3}$	$\begin{matrix} RO_2 \\ H_4R \end{matrix}$	$\begin{matrix} R_2O_5 \\ H_3R \end{matrix}$	$\begin{matrix} RO_3 \\ H_2R \end{matrix}$	$\begin{matrix} R_2O_7 \\ HR \end{matrix}$	$\underline{RO_4}$	
Periods	1	H(1)							
	2	Li(7)	Be(9.4)	B(11)	C(12)	N(14)	O(16)	F(19)	
	3	Na(23)	Mg(24)	Al(27.3)	Si(28)	P(31)	S(32)	Cl(35.5)	
	4	K(39)	Ca(40)	-(44)	Ti(48)	V(51)	Cr(52)	Mn(55)	Fe(56), Co(59) Ni(59), Cu(63)
	5	[Cu(63)]	Zn(65)	-(68)	-(72)	As(75)	Se(78)	Br(80)	
	6	Rb(85)	Sr(87)	?Yt(88)	Zr(90)	Nb(94)	Mo(96)	-(100)	Ru(104), Rh(104) Pd(105), Ag(108)
	7	[Ag(108)]	Cd(112)	In(113)	Sn(118)	Sb(122)	Te(125)	I(127)	
	8	Cs(133)	Ba(137)	?Di(138)	?Ce(140)	—	—	—	
	9	—	—	—	—	—	—	—	
	10	—	—	?Er(178)	?La(180)	Ta(182)	W(184)	—	Os(195), Ir(197) Pt(198), Au(199)
	11	[Au(199)]	Hg(200)	Tl(204)	Pb(207)	Bi(208)	—	—	
	12	—	—	—	Th(231)	—	U(240)	—	

# Valencia

- Mendeleiev hace notar que la secuencia de los elementos en su tabla está en concordancia con la *valencia* (del latín *valens*: valer, tomar algún valor).
- La valencia es una característica de los elementos que se relaciona con su **capacidad de combinación**.

# Henry Moseley (1887-1915)

La primera vez que se identificó el número atómico como una propiedad relevante fue mediante el análisis de emisión de rayos X que fue realizado por Henry Moseley en 1913. Demostró que los registros de la emisión de rayos X pueden ordenarse de manera sucesiva y dedujo un orden numérico, en lugar de seguir el de los pesos atómicos utilizado por Mendeleev.



Desarrolló el concepto de **número atómico**, identificándolo como el número de protones en el núcleo.

# Valencia

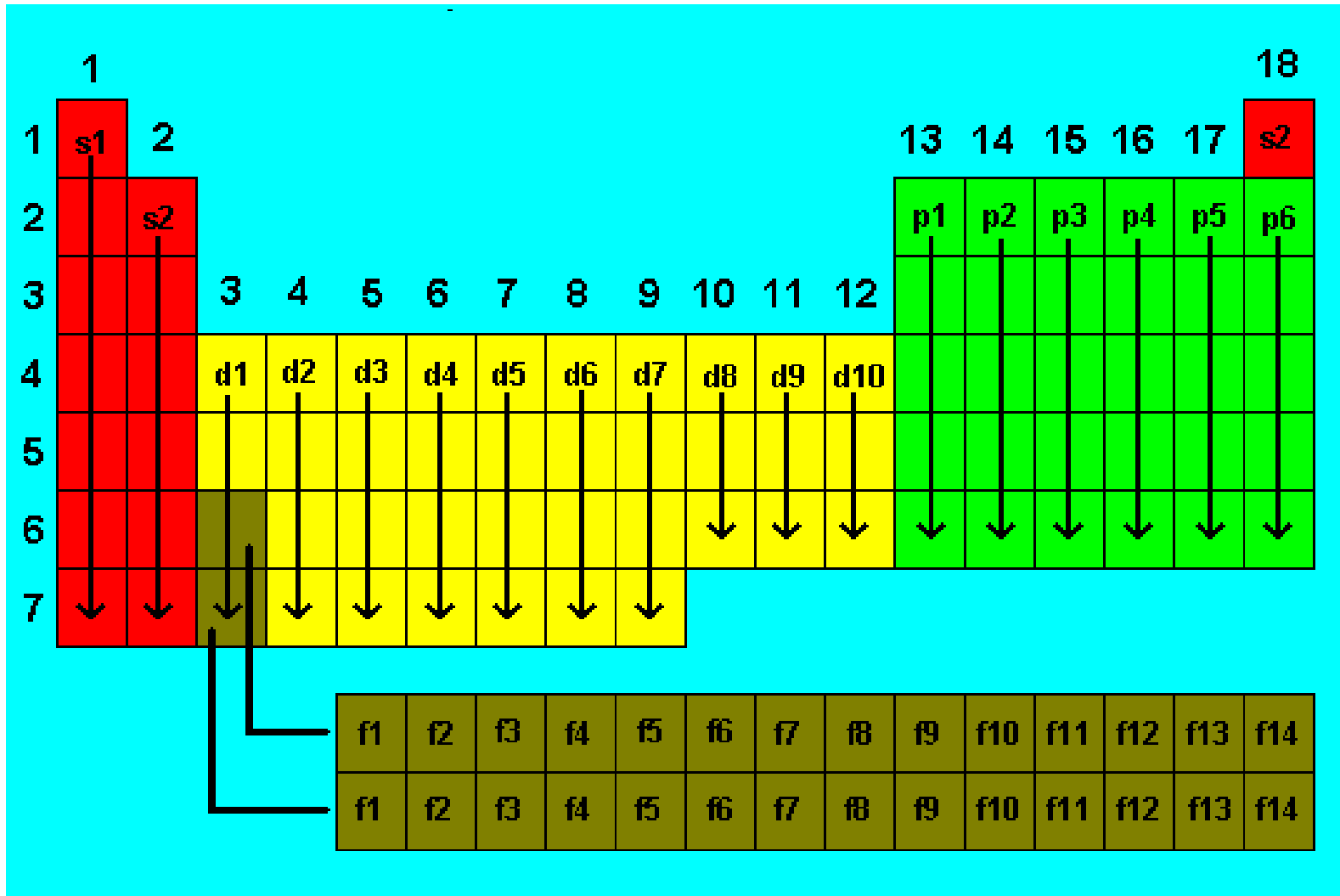
- De acuerdo con los resultados de H. Moseley, la Ley periódica puede reestructurarse así:

*Las propiedades de los elementos son una función periódica de sus números atómicos.*

# Electrones de valencia en FAMILIAS REPRESENTATIVAS

- Familia 1
- Familia 2
- Familia 13
- Familia 14
- Familia 15
- Familia 16
- Familia 17
- Familia 18

La tabla periódica también está dividida en las **zonas: s, p, d y f** de acuerdo con el llenado de los orbitales de la capa de valencia.

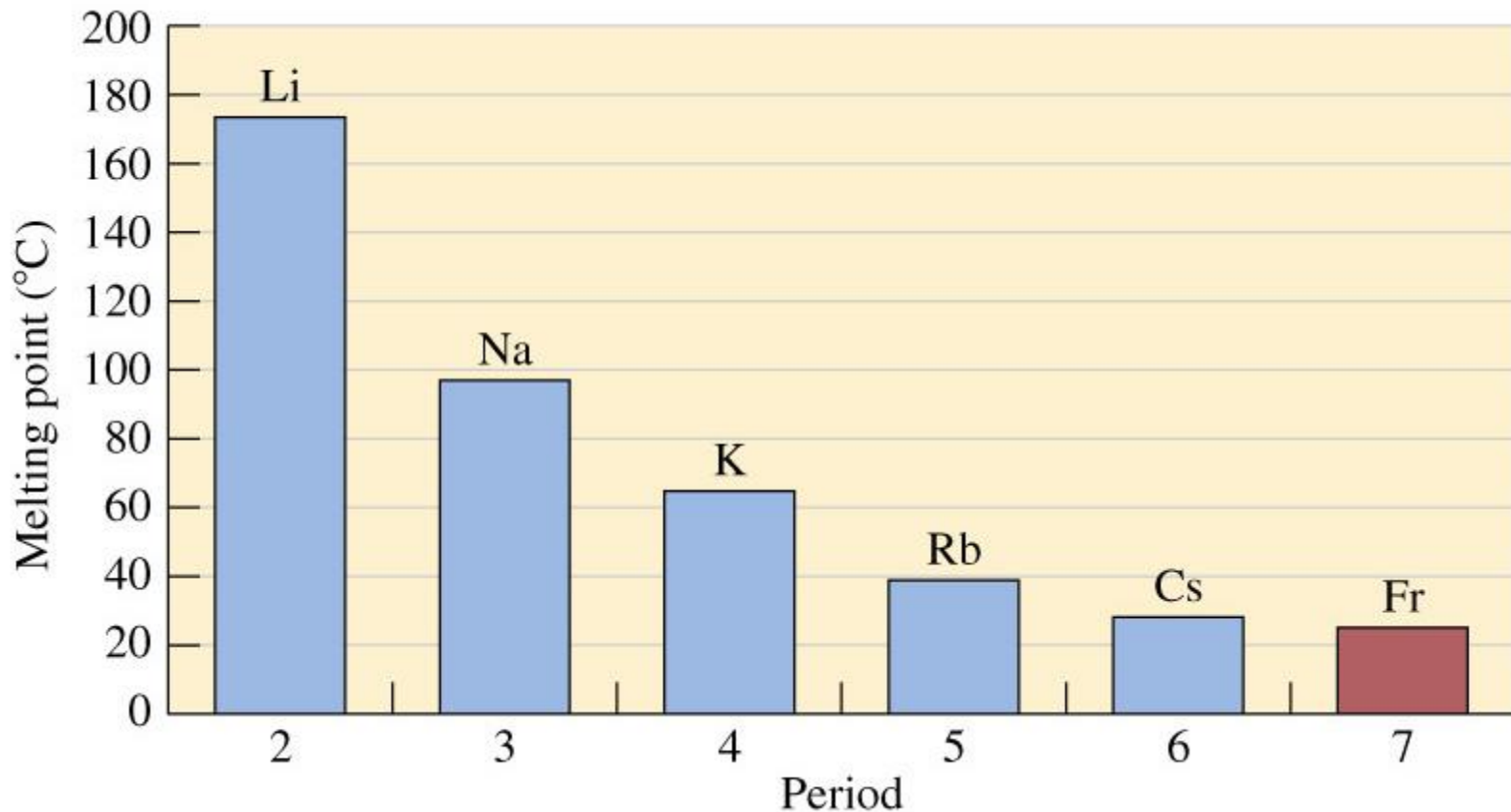




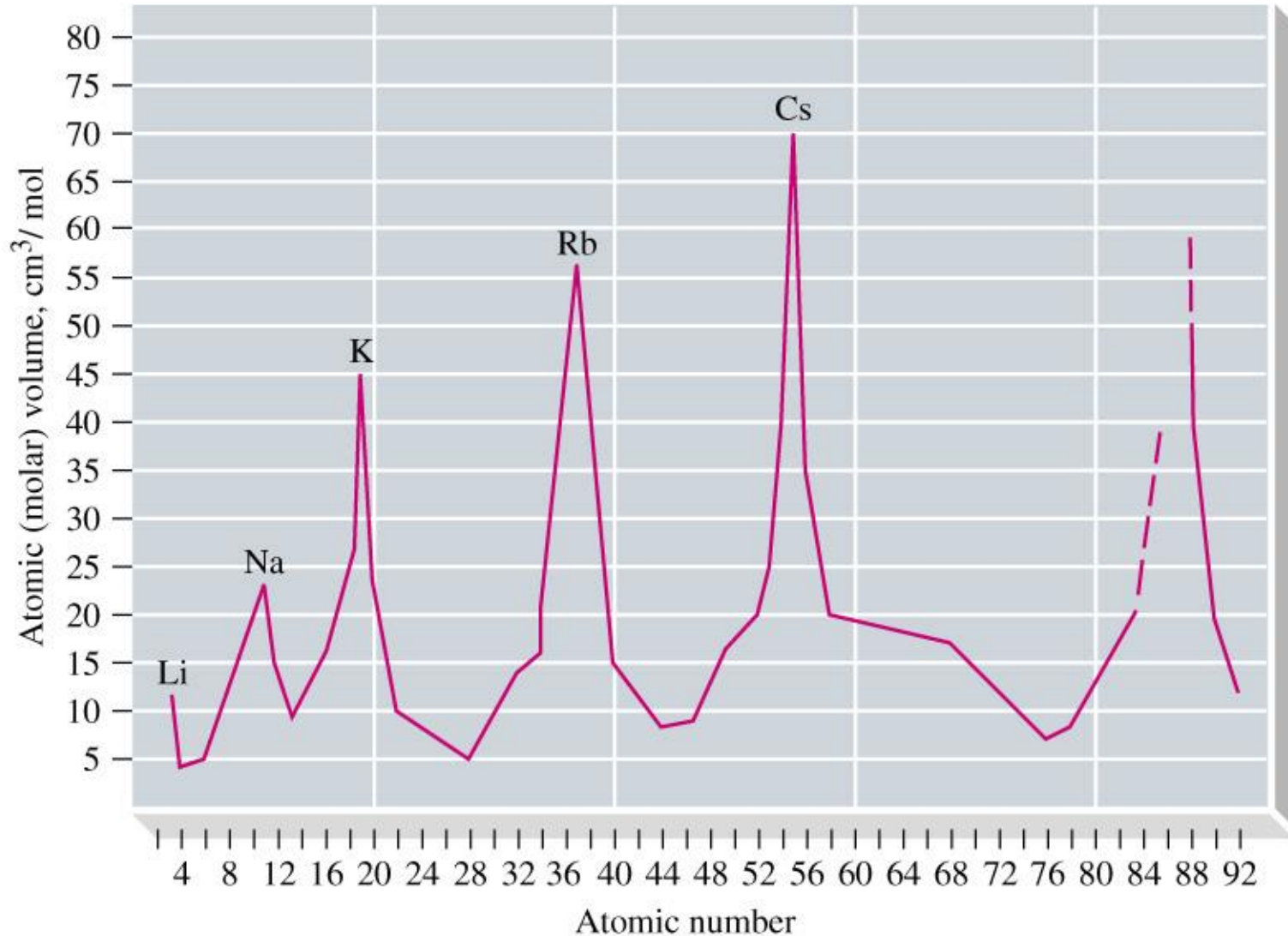
# Estados de oxidación más comunes

- Familia 1 → +1
- Familia 2 → +2
- Familia 13 → +3, +1
- Familia 14 → +4, +2
- Familia 15 → +5, +3, +1
- Familia 16 → +6, +4, +2
- Familia 17 → +7, +5, +3, +1

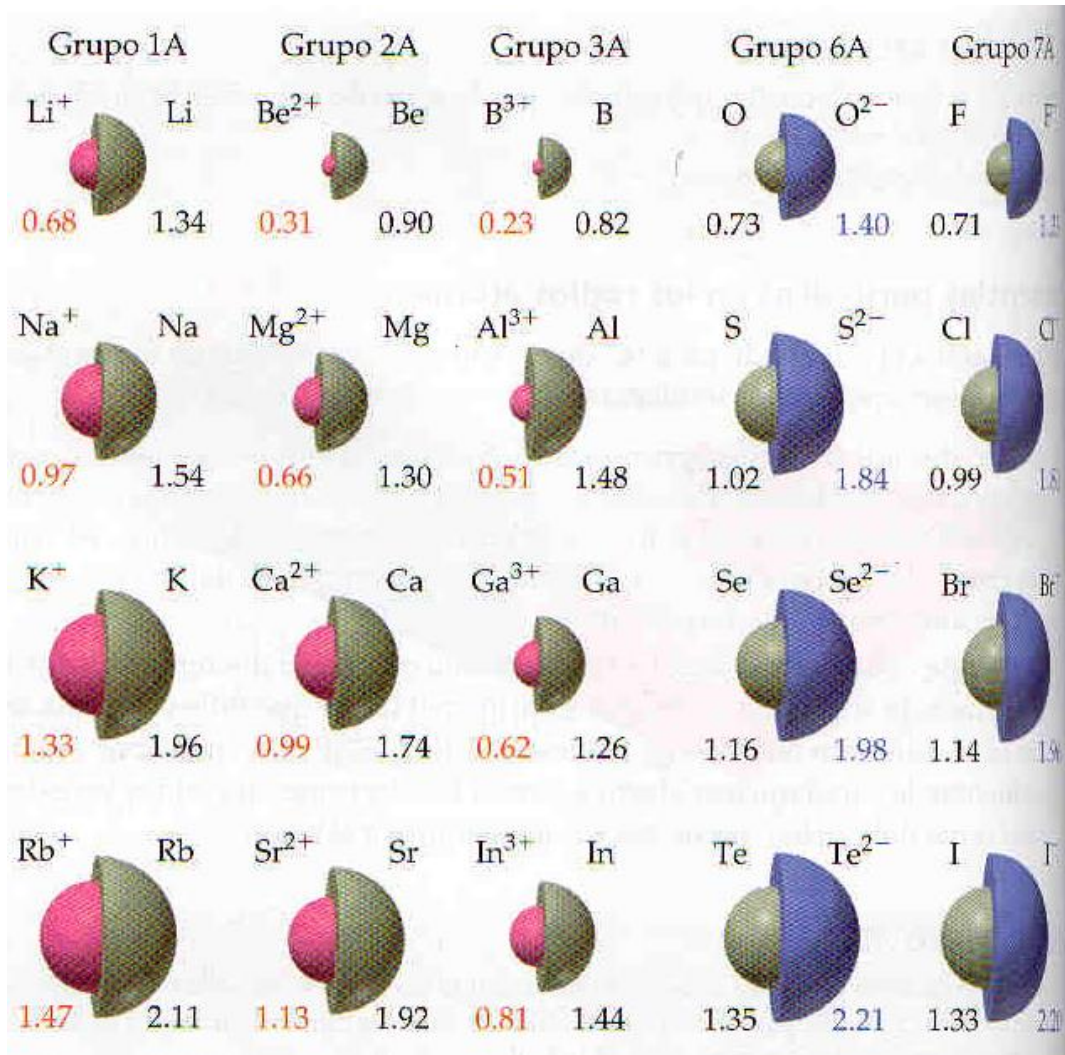
# Tendencias periódicas de la Temperatura de fusión



# Tendencias periódicas de los volúmenes atómicos



# Tendencias periódicas en los radios atómicos



Los valores de los radios atómicos, están dados en angstroms (Å).

## Linus Carl Pauling (1901-1994)

- **La electronegatividad representa una medida de la capacidad de un átomo para atraer hacia su núcleo a los electrones que lo mantienen unido con otro átomo.**
- Pauling obtuvo los valores de electronegatividad empíricamente, a través de la medición de las energías de los enlaces.
- La escala de electronegatividades de Pauling sigue siendo la más usada en nuestros días y presenta valores que siempre son positivos.
- En esta escala el **F** es el elemento más electronegativo (4.0) y el **Cs** el menos electronegativo (0.7).

# Electronegatividad

- Los elementos que presentan valores grandes de electronegatividad son elementos que tienen gran tendencia a atraer electrones y se dice que son los elementos más electronegativos.
- Aquellos elementos con valores de electronegatividad pequeños, tienden a ceder electrones y se dice que son los elementos menos electronegativos (o los más electropositivos).

# Escala de electronegatividades de Pauling

H 2.1						
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2

# Resumen Propiedades Periódicas

Energía de ionización creciente

Radio atómico decreciente

Carácter no metálico y electronegatividad crecientes

Carácter metálico decreciente

