



Electrons



Model atòmic
de Rutherford



Nucli



Espectre atòmic
de l'hidrogen



Model atòmic
de Bohr



Teoria quàntica
de Planck



EINSTEIN
Efecte fotoelèctric



Principi d'incertesa
de Heisenberg



Equació de
Schrödinger



Hipòtesi
de Broglie



MODEL
ORBITAL

Modelos atómicos



Dalton 1807
Átomo macizo



Thomson 1904
"Pudín de pasas"



Rutherford 1911



Modelo planetario
Átomo formado por núcleo y corteza



Bohr 1913



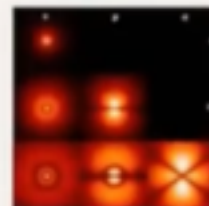
- 1- Los electrones describen órbitas circulares en torno al núcleo sin irradiar energía.
- 2- Las únicas órbitas permitidas para un electrón son aquellas que fijan una expresión matemática en función de un número entero "n" (n=1,2,3,4,5,6,7...)
- 3- El electrón solo emite o absorbe energía en los saltos de una órbita permitida a otra. En dicho cambio emite o absorbe un fotón cuya energía es la diferencia de energía entre ambos niveles (espectros de emisión)

Modelo actual
Modelo mecano-cuántico



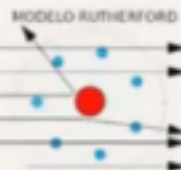
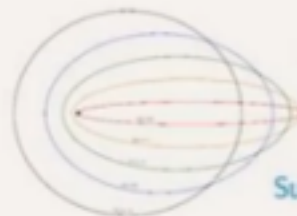
Schrödinger
Modelo cuántico ondulatorio

Densidad de probabilidad de ubicación de un electrón.



Sommerfeld 1916

Órbitas elípticas
Subniveles de energía



Naturalesa elèctrica de la matèria

Segons la teoria atòmica de Dalton, la matèria és discontinua i està formada per partícules indivisibles anomenades **àtoms**.

Aquesta manera de concebre l'àtom començà a ser discutida quan, a mitjans segle XIX es va investigar la conductivitat elèctrica dels gasos.

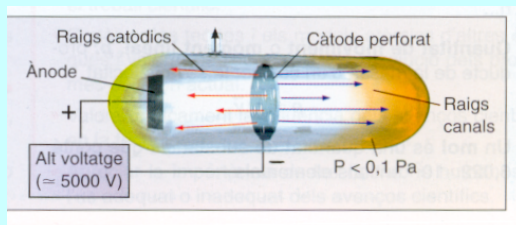
Experiments

Raigs catòdics

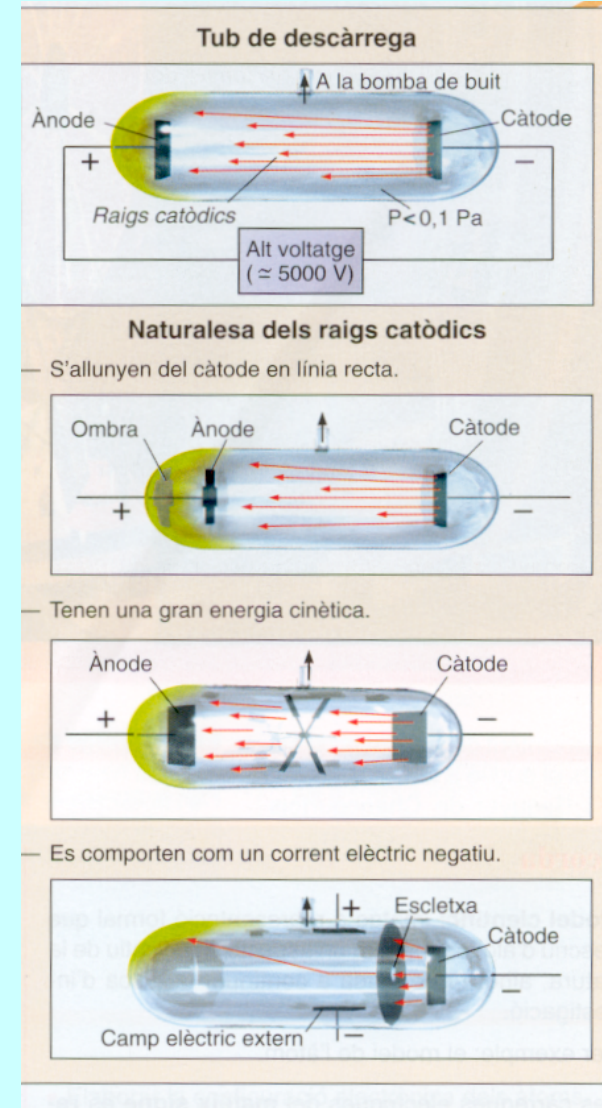
THOMSON va constatar que els raigs catòdics estaven constituïts per partícules negatives la naturalesa de les quals era independent del gas que es tanqués en el tub. Aquestes partícules eren **els electrons**.

Raigs canals

L'existència d'una partícula subatòmica de càrrega negativa va conduir els científics a plantejar la recerca d'una partícula subatòmica de càrrega positiva. La seva existència era necessària, atès que la matèria és neutra.



Les partícules dels raigs canals amb una massa més petita corresponien a l'element més lleuger, l'hidrogen. Per aquest motiu es va considerar que el nucli d'hidrogen havia de constituir una altra partícula fonamental de l'àtom: **el protó**.

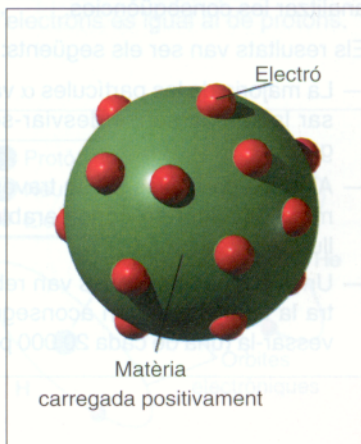


Models atòmics

Model atòmic de Thomson (1904)

El descobriment de l'electró va conduir J.J. Thomson a establir un model de l'àtom.

Va proposar que l'àtom estava format per un conjunt d'electrons incrustats en una massa esfèrica de densitat uniforme i de càrrega positiva, de manera que el conjunt era neutre i estable.



El model atòmic de Thomson explicava la naturalesa dels raigs catòdics i dels raigs canals.

* **Els raigs catòdics** estan constituïts pels electrons, que formen part dels àtoms de qualsevol element.

* **Els raigs canals** estan constituïts, al seu torn, per la resta positiva que roman en desprendre's un electró de l'àtom.

	Massa en repòs	Càrrega elèctrica
electró	$9,109 \cdot 10^{-31}$ kg 0,00055 uma	$-1,602 \cdot 10^{-19}$ C
protó	$1,6725 \cdot 10^{-27}$ kg 1,00728 uma	$+1,602 \cdot 10^{-19}$ C
neutró	$1,6748 \cdot 10^{-27}$ kg 1,00866 uma	0 C

Taula 2.1. Massa i càrrega elèctrica de l'electró, protó i neutró.

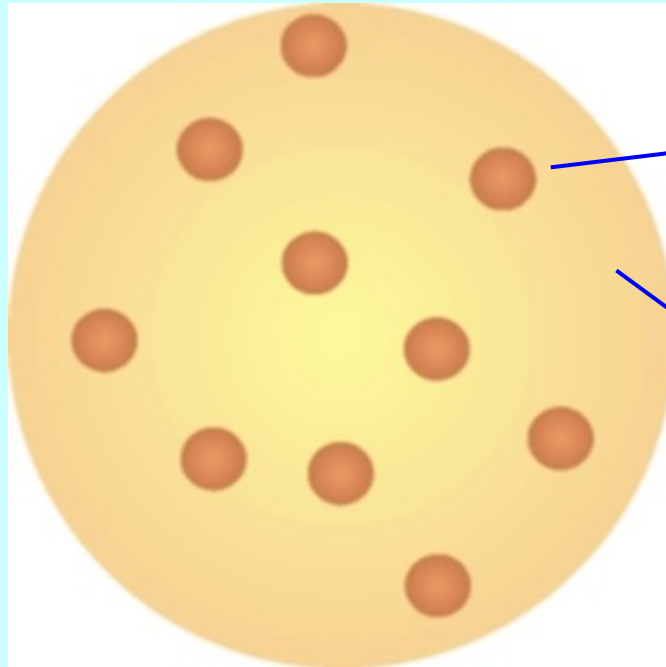
ESTRUCTURA DE L'ÀTOM

El model atòmic proposat per Thomson va tenir una vida molt curta, però fou de gran importància, ja que va constituir l'inici de l'estudi aprofundit de l'àtom.

<http://rabfis15.uco.es/Modelos%20At%c3%b3micos%20.NET/Modelos/MAtomicos.aspx>

Primers models atòmics (I)

- El model de Thomson



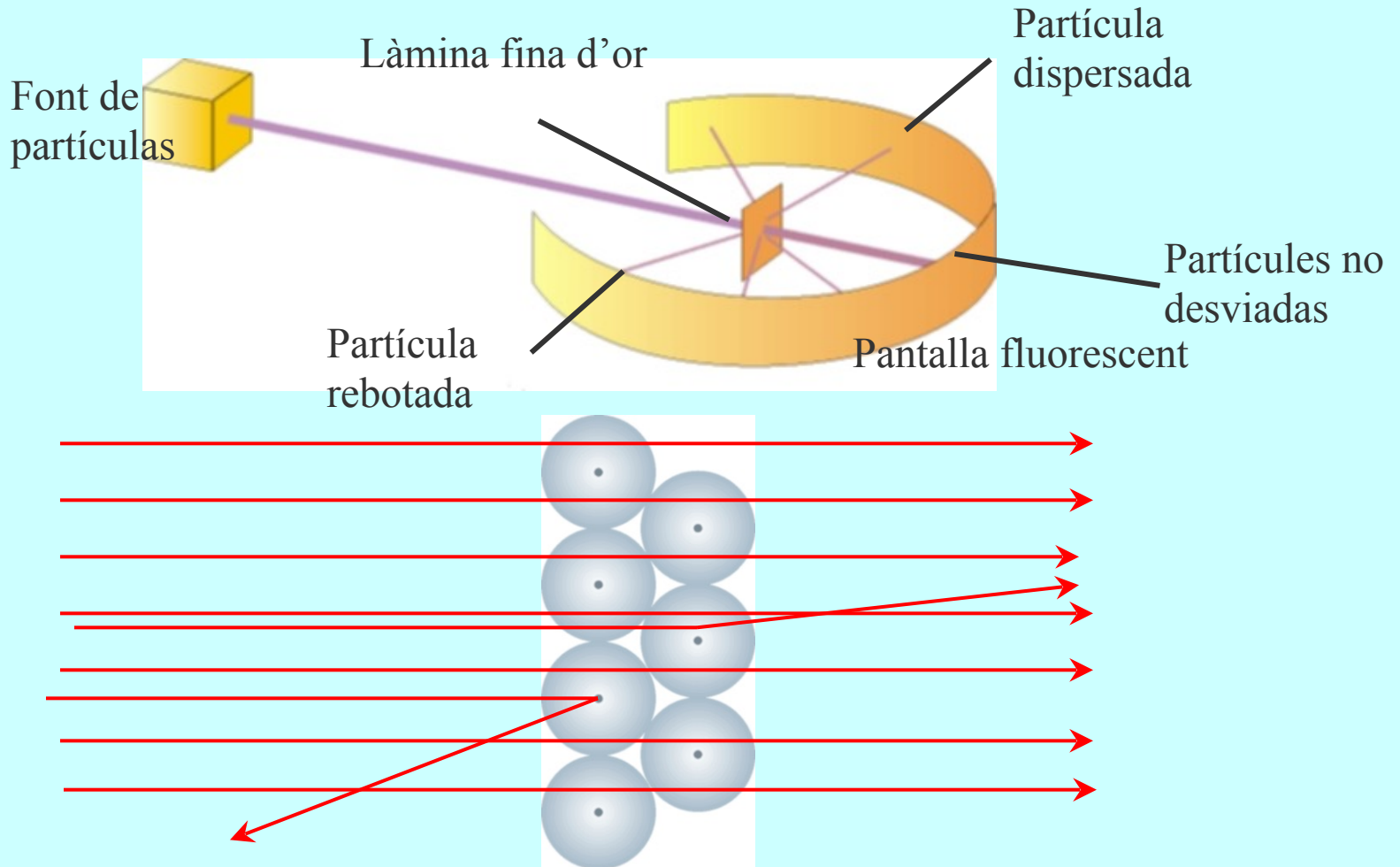
Electró

Protons
“massa”
+

Primers models atòmics (II)

<http://rabfis15.uco.es/Modelos%20At%c3%b3micos%20.NET/Modelos/MAtomicos.aspx>

- El model de Rutherford



EXPERIMENTS

Experiència de Rutherford

video

MASSA ATÒMICA

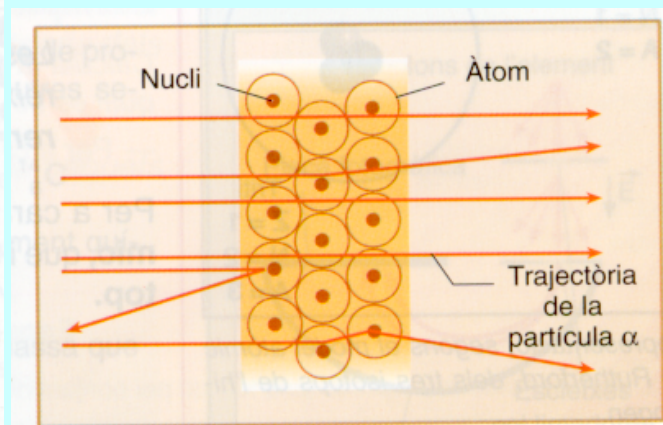
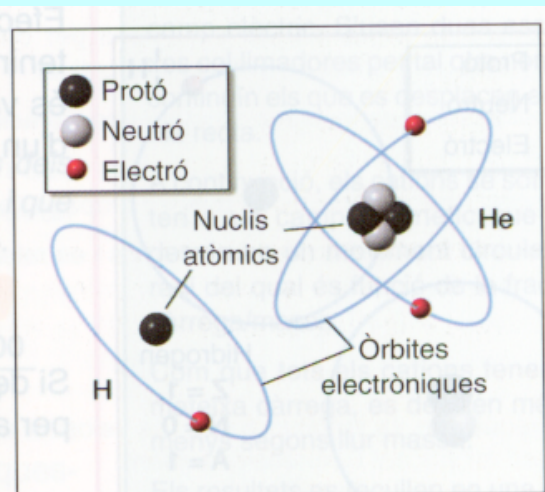
Rutherford va observar que la suma de les masses dels electrons i dels protons que formen un àtom era molt inferior a la massa total de l'àtom o massa atòmica.

Rutherford va postular l'existència d'una partícula subatòmica amb les característiques següents :

- no tenia càrrega elèctrica
- posseïa una massa aproximadament igual a la del protó
- estava situada en el nucli.

Chadwick (1932) va detectar aquesta nova partícula :

neutró



Models atòmics

Model atòmic de Rutherford (1911)

El descobriment del nucli va dur E. Rutherford a establir un nou model atòmic. Va proposar que:

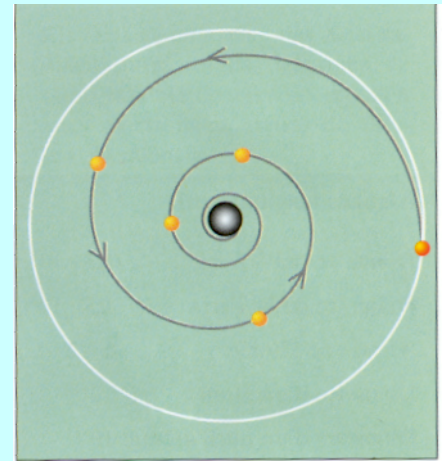
- La major part de la massa i tota la càrrega positiva de l'àtom es concentren en una minúscula zona central d'una gran densitat, el *nucli*.
- L'àtom, molt més gran que el nucli, inclou l'*escorça electrònica*, que és la regió on els electrons descriuen òrbites circulars al voltant del nucli.
- L'àtom és neutre perquè el nombre d'electrons és igual al de protons.

El model de Rutherford presentava dues dificultats:

1. Com que l'àtom és neutre, el nombre de protons i el d'electrons han de ser iguals, però es va veure que la massa dels protons més la massa dels electrons era més petita que la massa de l'àtom.

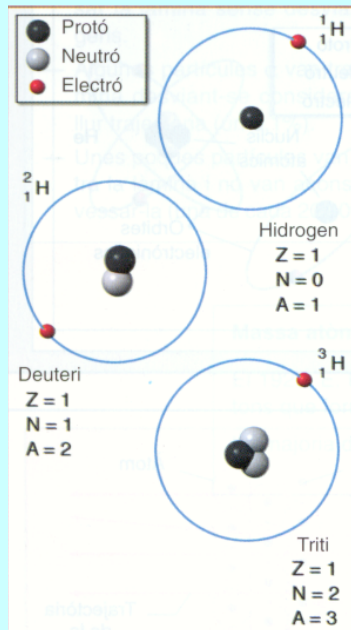
Rutherford sugereix que en el nucli hi hauria d'haver també partícules sense càrrega (neutrons)

2. Si els electrons giren al voltant del nucli, han de tenir una acceleració normal, i segons les lleis clàssiques de l'electromagnetisme, una càrrega accelerada ha d'emetre energia en forma de radiació electromagnètica. Els electrons es precipitarien sobre el nucli.



Elements químics i isòtops

El **nombre atòmic**, Z , d'un element químic representa la càrrega nuclear positiva dels seus àtoms, és a dir, **el nombre de protons** continguts en el nucli.

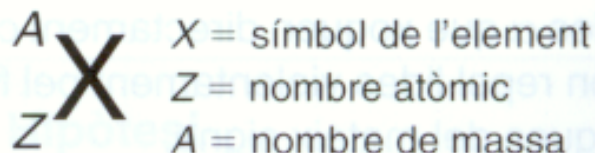


ELEMENT QUÍMIC: es caracteritza pel seu nombre de protons o nombre atòmic.

NOMBRE DE MASSA: és el nombre de nucleons que conté el seu nucli

$$(Z + N) \quad A = Z + N$$

ISÒTOPS: diverses formes d'un mateix element que difereixen en el seu nombre de massa, pel fet que posseeixen diferent nombre de neutrons. Posseeixen el mateix **nombre atòmic** però diferent **nombre màssic**.



Origens de la teoria dels quanta

MAXWELL elabora la teoria de l'electromagnetisme. Segons aquesta teoria la llum és una ona electromagnètica amb les següents característiques :

ONA: pertorbació que es propaga per l'espai.

Característiques d'una ona electromagnètica

Amplitud, A: desplaçament màxim d'un punt respecte de la posició d'equilibri.

Longitud d'ona, λ : distància entre dos punts anàlegs consecutius. La seva unitat en el SI és el *metre* (m).

Freqüència, ν : nombre de vibracions per unitat de temps. La seva unitat en el SI és l'*hertz* (Hz).

Període, T: temps invertit a efectuar una vibració completa.

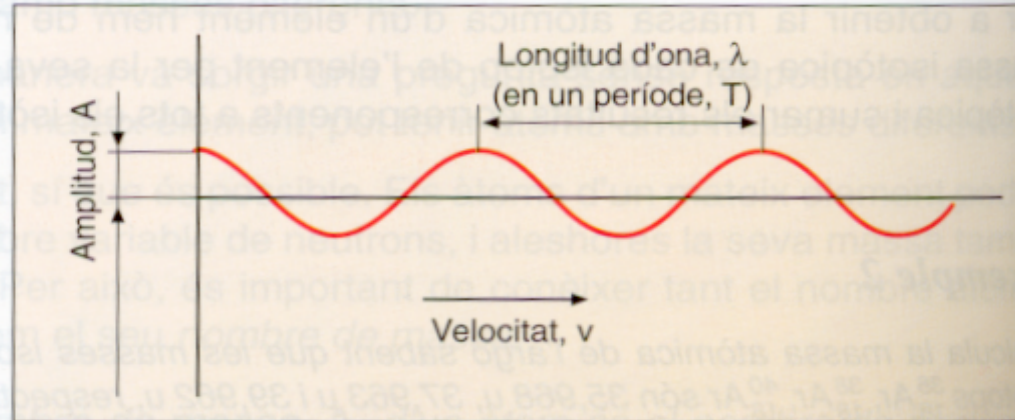
Velocitat, v: velocitat amb la qual es propaga l'ona.

El període i la freqüència són inversos i es relacionen mitjançant l'expressió:

$$T = \frac{1}{\nu} \quad \nu = \frac{1}{T}$$

La freqüència, la longitud d'ona i la velocitat es relacionen mitjançant l'expressió següent:

$$v = \lambda \nu$$



Una *ona electromagnètica* no necessita un medi material per a desplaçar-se. La seva velocitat en el buit és la *velocitat de la llum, c*:

$$c = 2,99792458 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} ; c \approx 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

Per aquest motiu, el període i la freqüència d'una ona electromagnètica en el buit es relacionen mitjançant la velocitat de la llum:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} \quad \nu = \frac{c}{\lambda}$$

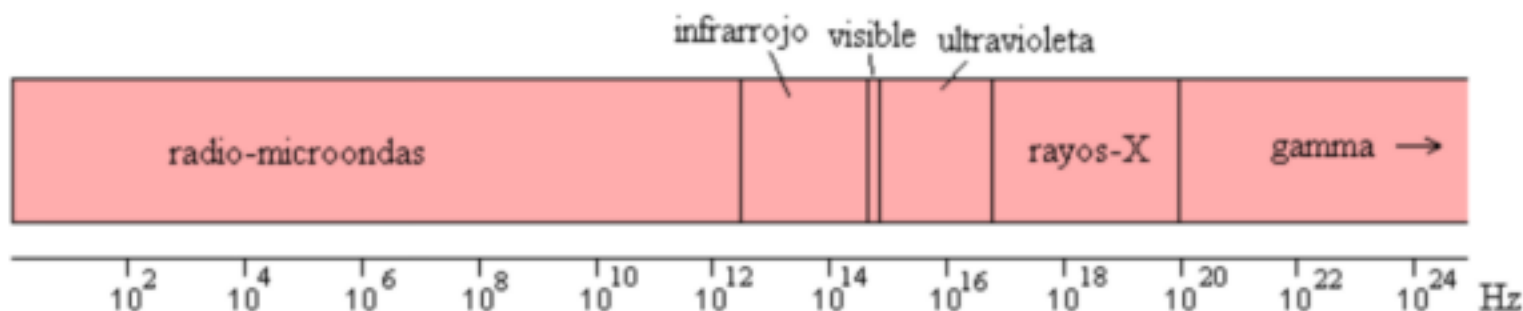
El espectro electromagnético

Las ondas electromagnéticas cubren una amplia gama de frecuencias o de longitudes de ondas y pueden clasificarse según su principal fuente de producción. La clasificación no tiene límites precisos.

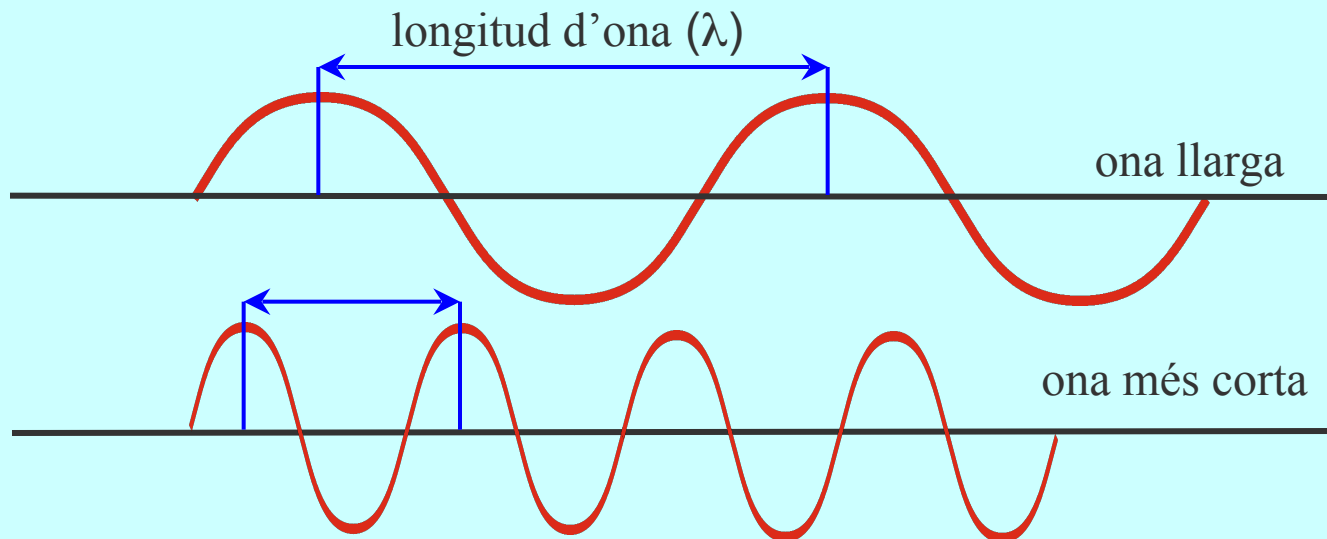
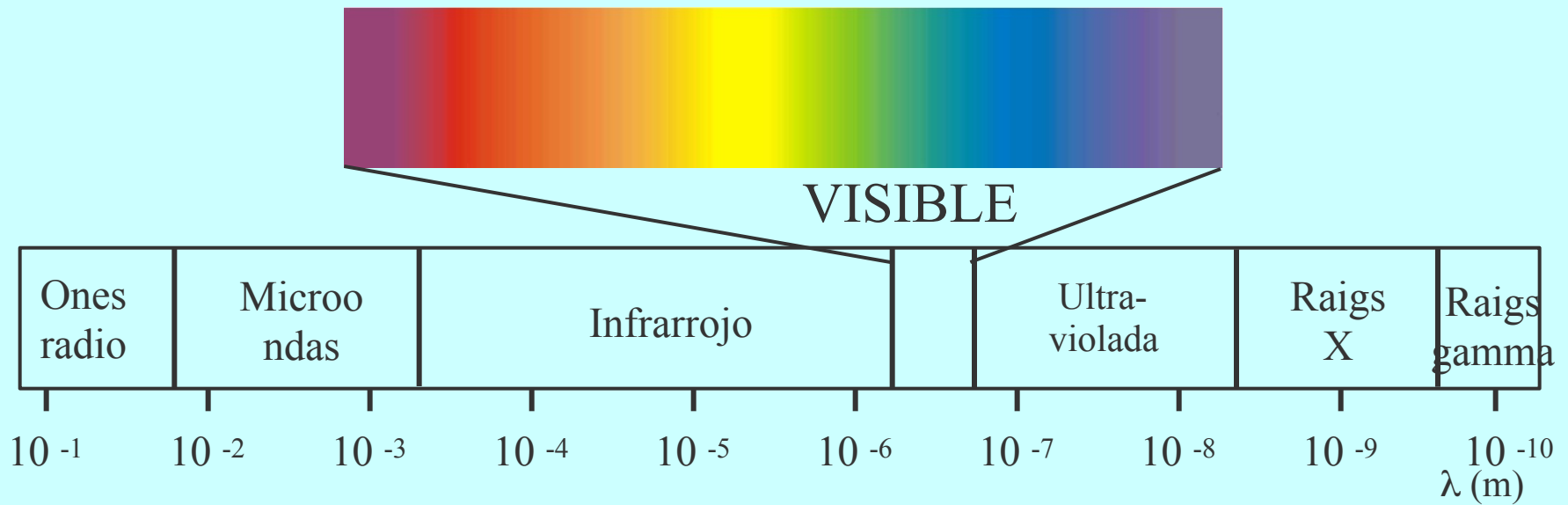
Región del espectro	Intervalo de frecuencias (Hz)
Radio-microondas	$0-3.0 \cdot 10^{12}$
Infrarrojo	$3.0 \cdot 10^{12}-4.6 \cdot 10^{14}$
Luz visible	$4.6 \cdot 10^{14}-7.5 \cdot 10^{14}$
Ultravioleta	$7.5 \cdot 10^{14}-6.0 \cdot 10^{16}$
Rayos X	$6.0 \cdot 10^{16}-1.0 \cdot 10^{20}$
Radiación gamma	$1.0 \cdot 10^{20}-\dots$

Fuente: Leonberger. *Revealing the small range of radio-microwave frequencies*. Phys. Educ. Vol. 37, September 2002, pp. 425-427

En la figura, se muestra las distintas regiones del espectro en escala logarítmica. En esta escala las ondas de radio y microondas ocupan un amplio espacio. En esta escala podemos ver todas las regiones del espectro, sin embargo, el tamaño relativo de las distintas regiones está muy distorsionado.

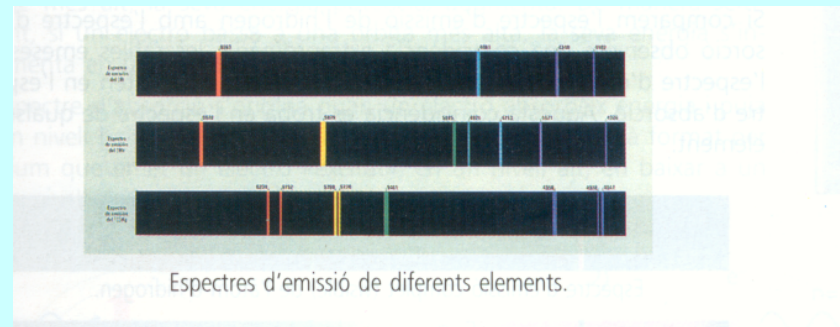
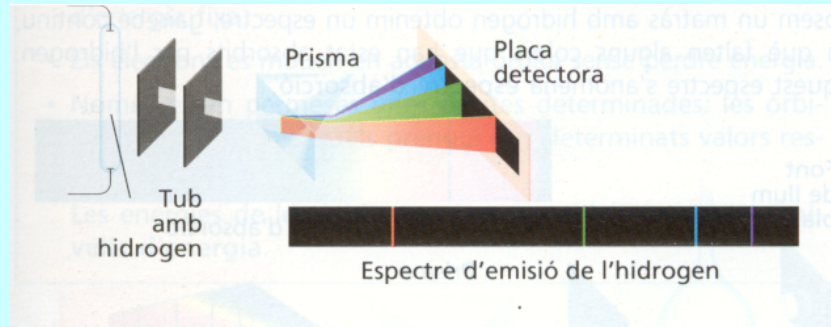


L' espectre electromagnètic

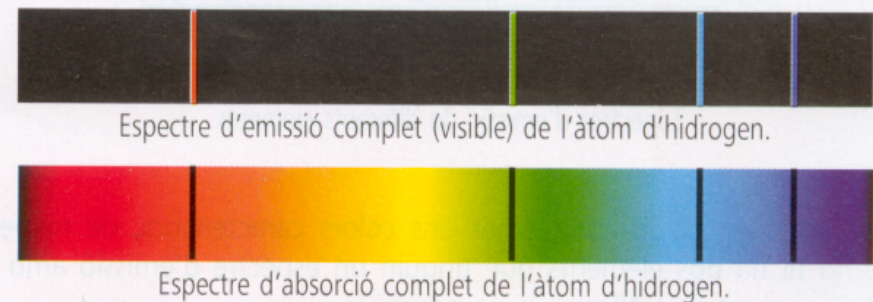
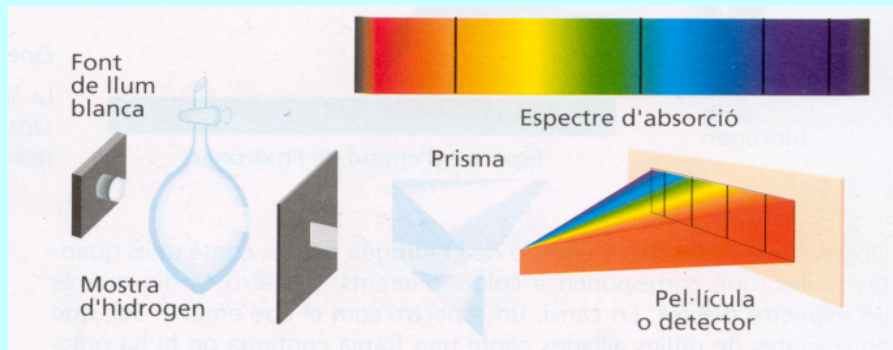


$$\nu = \frac{v}{\lambda}$$

Els àtoms emeten i absorbeixen llum: els espectres atòmics



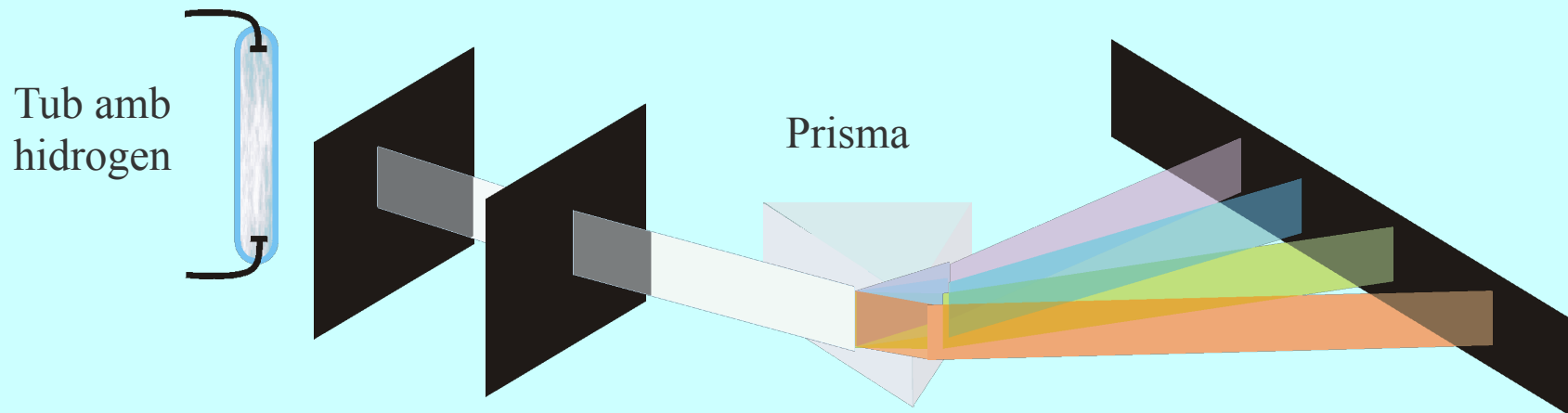
Les ratlles dels colors que componen l'espectre d'emissió d'un element són característiques d'aquest element i poden servir per identificar-lo.



Els colors que emet un element quan és escalfat són els mateixos que absorbeix quan es troba en estat normal, i són característics d'aquest element.

Espectros atòmics (I)

- Espectres d'emisió



Espectre d'emisió de l' hidrogen

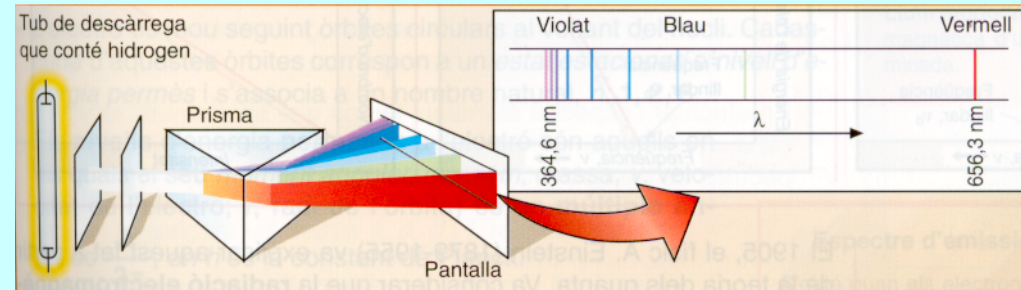


Espectres atòmics

Espectre : és la descomposició d'una ona composta en ones simples.

Espectre d'emissió : és la radiació emesa per un element, en estat gasós, quan se li comunica prou energia.

Els elements en estat gasós només emeten radiació en algunes freqüències determinades (discontinu)



Teoria dels quanta de Planck

Segons la teoria clàssica de l'electromagnetisme, l'energia d'una ona depèn només de la seva amplitud. Quan es va aplicar aquesta teoria a la radiació emesa per un cos, a una temperatura determinada, els resultats van diferir clarament dels experimentals

Planck va proposar una teoria que explicava els resultats experimentals: **la teoria dels quanta**:

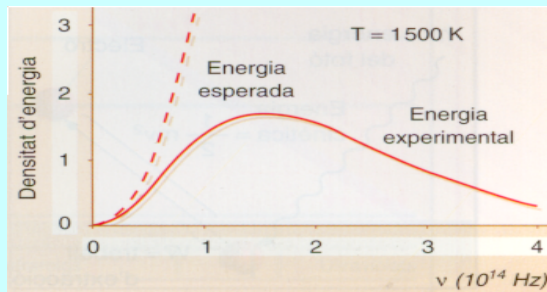


Fig. 1. Energia irradiada per un cos i energia esperada.

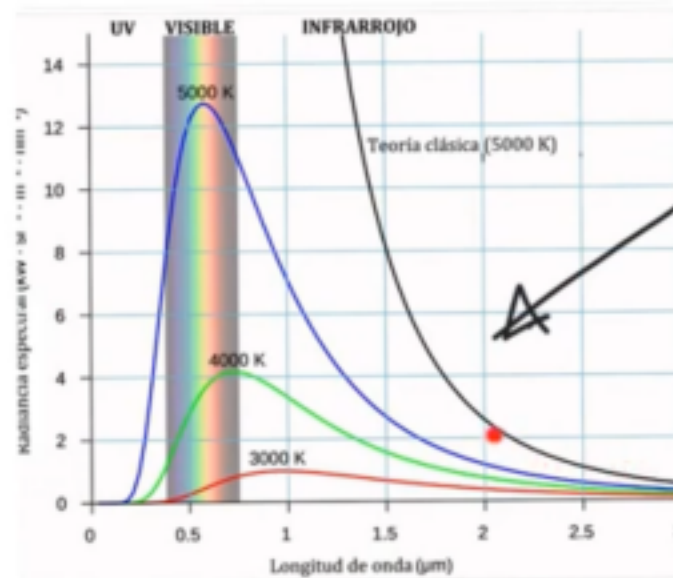
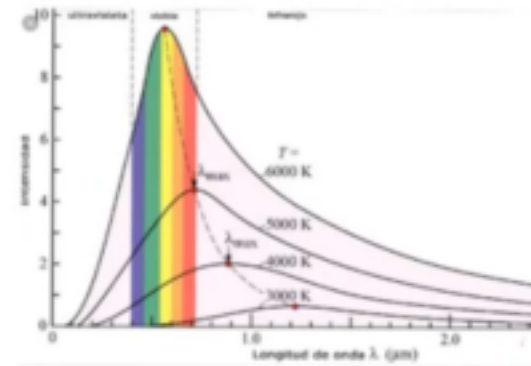
Els cossos emeten o absorbeixen l'energia en forma de paquets o **quàntums** d'energia

$$E = h \cdot \nu$$

$h = 6,62 \times 10^{-34}$ J.s (constant de Planck)

A l'any 1905 **EINSTEIN**, per explicar l'efecte **fotoelèctric**, va utilitzar les idees de Planck i va proposar que la llum consistia en petits corpúscles que es mouen a la velocitat de la llum (**FOTONS**)

Radiación del cuerpo negro. Hipótesis de Planck.



S. XIX

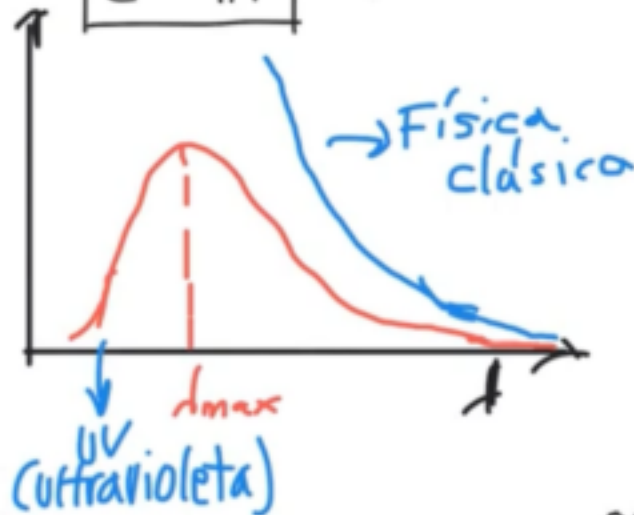
$$E = \frac{8\pi V^2}{c^3} kT$$

Radiación del cuerpo negro. Hipótesis de Planck.

Los intercambios de energía entre materia y radiación tienen lugar no de manera continua, sino por cantidades discretas e indivisibles o cuantos de energía. El cuanto de energía es proporcional a la frecuencia de la radiación

$$E = h\nu$$

$$h = 6.63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$



- Resolver el problema de la catástrofe U.V. en la radiación del cuerpo negro

- Catástrofe U.V. :

Gráfica $\rightarrow$ experimentalmente se sabía que para λ del orden U.V. la energía emitida decrecía bruscamente. El modelo teórico clásico no podía explicarlo (predecía que debía crecer infinitamente).

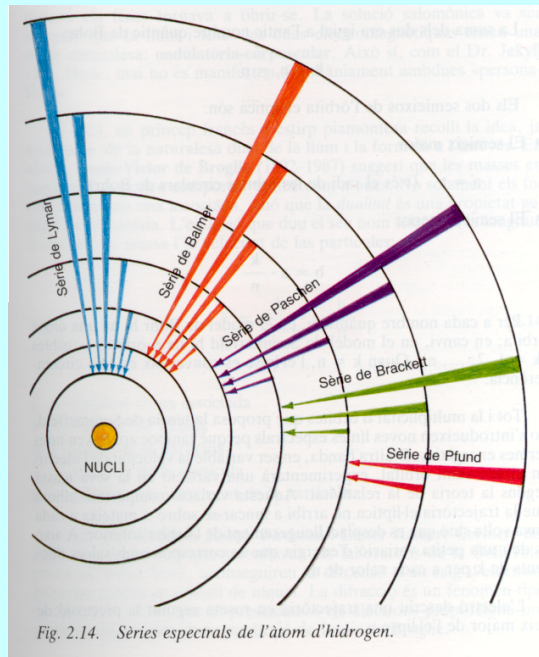
L'espectre d'emissió de l'àtom de hidrogen

S'obté quan els electrons amb un excés d'energia retornen als nivells de menor energia.

En efectuar aquesta transició, emeten un fotó, que provoca l'aparició d'una línia en l'espectre.

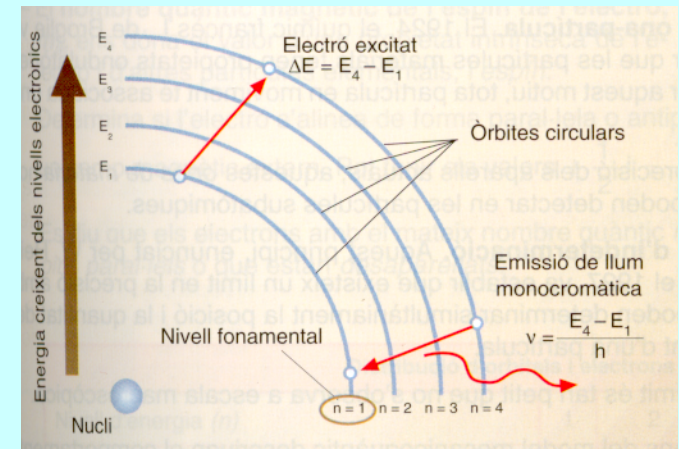
$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left[\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right]$$

$R = 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ (constant de Rydberg)



La sèrie espectral consisteix en un conjunt de línies d'aspecte molt semblant que, en disminuir la longitud d'ona, es van apropant entre elles alhora que es redueix la seva intensitat.

Lyman (n=1)	ULTRAVIOLAT
Balmer (n=2)	VISIBLE
Paschen (n=3)	INFRAROIG
Brackett (n=4)	INFRAROIG
Pfund (n=5)	INFRAROIG



ESPECTRE
D'EMISSIÓ

El conjunt de línies de l'espectre de l'hidrogen es correspon amb les diferències d'energia entre nivells previstes per Bohr. Aquesta va ser la confirmació experimental del model atòmic de Bohr.

MODEL ATÒMIC DE BOHR

Des de l'aparició del model de Rutherford va quedar clar que l'àtom està format per un nucli i una escorça electrònica.

Bohr aplica a l'àtom d'hidrogen les noves idees sobre la quantització de l'energia. Elabora un model basat en els postulats següents :

1r Postulat : Els electrons giren al voltant del nucli en òrbites estacionàries , sense emetre energia. (Així quedava esquivada la qüestió de les òrbites de Rutherford)

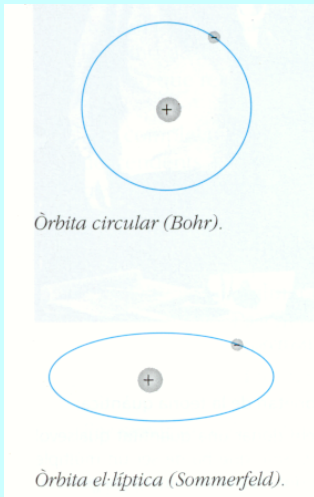
2n Postulat : Sols són possibles les òrbites en les quals el moment angular de l'electró (mvr) sigui un múltiple natural de $h/2\pi$.

$$m \cdot v \cdot r = n \cdot h/2\pi$$

3r Postulat : Quan un electró passa d'una òrbita superior a una òrbita inferior, la diferència d'energies entre ambdues òrbites s'emet en forma de radiació electromagnètica.

$$E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

Limitacions del model de Bohr



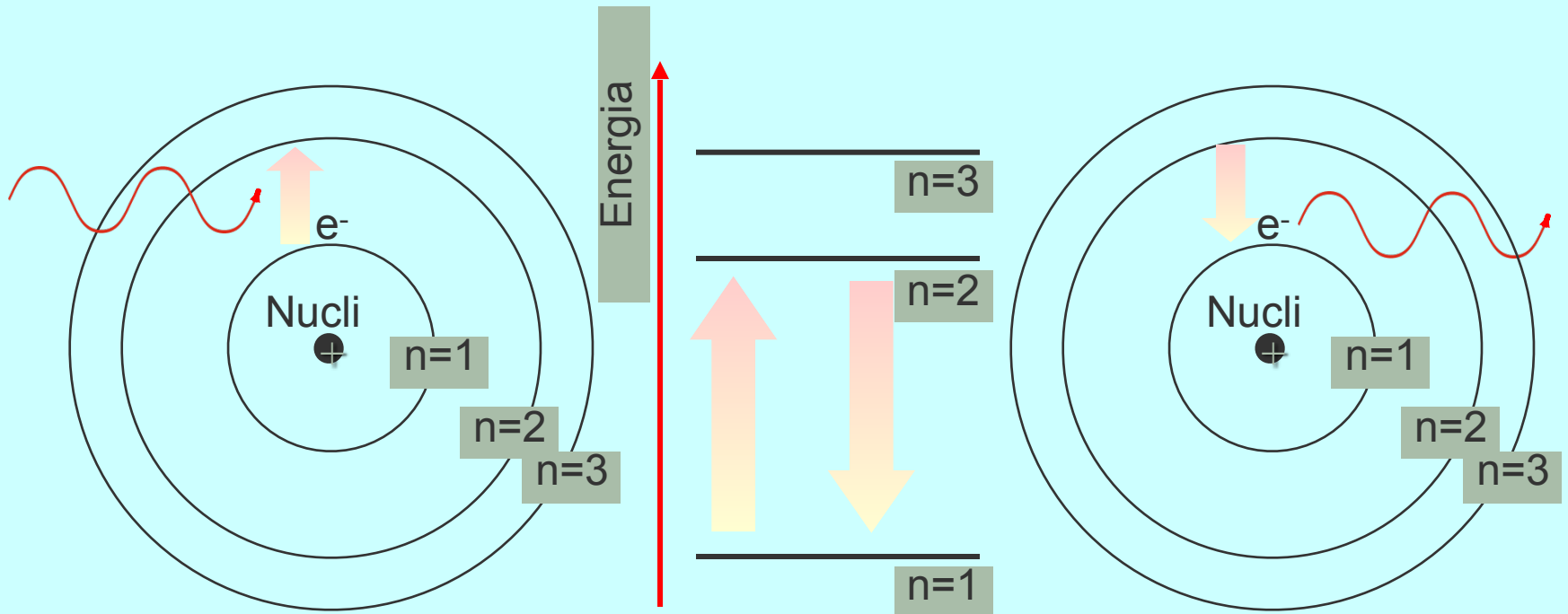
La teoria de Bohr va resultar convincent a l'hora de justificar les freqüències de les ratlles de l'espectre d'hidrogen. Alguns detalls de l'espectre van haver de ser explicats per un "afegit" aportat per **Sommerfeld**, que va considerar que les òrbites circulars postulades per Bohr no eren les úniques possibles, sinó que podien existir d'el·líptiques.

El model de Bohr només podia explicar l'espectre de l'àtom d'hidrogen, però i la resta d'elements?

La moderna mecànica ondulatoria o quàntica no admet que es pugui considerar l'electró com una partícula puntual, la velocitat i posició del qual es poden conèixer exactament, tal com deia Bohr.

Model atòmic de Böhr (I)

- Els electrons giren al voltant del nucli en òrbites circulars d'energia fixa.
- En aquestes òrbites, els electrons es mouen sense perdre energia.
- Només són permeses determinades òrbites: aquelles l'energia de les quals prengui uns determinats valors restringits.
- Les òrbites permeses es denominen nivells d'energia i es representen per n





Mecànica quàntica aplicada a l'àtom

Les dificultats que presentava el model atòmic de Bohr no es van resoldre fins que va apareixer la mecànica quàntica. Té com a punt de partida la **hipòtesi de Broglie** i el **principi d'incertesa de Heisenberg**.

Dualitat ona- partícula

El 1924 **de Broglie** va proposar que les partícules materials tenen propietats ondulatòries i que, per aquest motiu, tota partícula en moviment té associada una ona.

$$\lambda = h / mv$$

Principi d'incertesa

En 1927 **Heisenberg** va establir que és impossible mesurar exactament i simultàniament la posició i la quantitat de moviment d'una partícula.

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq h / 2\pi$$

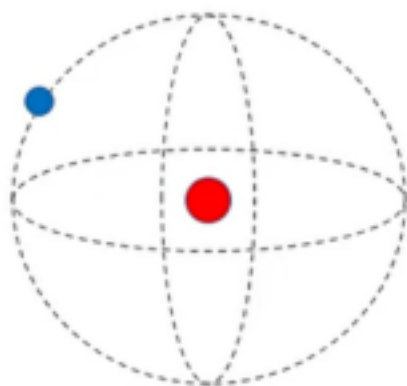
Aquestes equacions recullen el caràcter ondulatori dels electrons i la impossibilitat de predir-ne les trajectòries exactes. D'aquesta manera, estableixen el concepte **d'orbital**, en contraposició a les **òrbites** exactes del model de Bohr.



ORBITAL: la regió o volum de l'espai de l'àtom on la probabilitat de trobar un electró amb una energia determinada és molt gran.

MODEL ATÒMIC
ACTUAL





$$m_p = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$m_e = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$$

$$\frac{m_p}{m_e} = \frac{1,67 \times 10^{-27}}{9,11 \times 10^{-31}}$$

$$\frac{m_p}{m_e} \approx 1833$$

$$m_p \approx 1833 m_e$$

$$-\frac{\hbar}{2m} \frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + U(x) \Psi = E \Psi$$

Ecuación de
Schrödinger
unidimensional

$$-\frac{\hbar}{2m} \left(\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} \right) + U(x, y, z) \Psi = E \Psi$$

$$-\frac{\hbar}{2m} \nabla^2 \Psi + U(x, y, z) \Psi = E \Psi$$

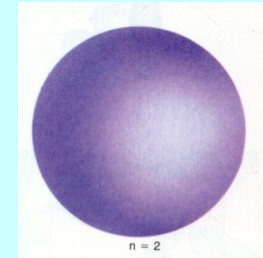
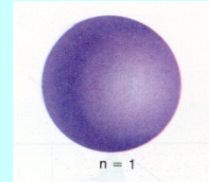
$$\vec{\nabla} = \frac{\partial}{\partial x} \hat{i} + \frac{\partial}{\partial y} \hat{j} + \frac{\partial}{\partial z} \hat{k}$$

$$\vec{\nabla} \cdot \vec{\nabla} = \frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2} = \nabla^2$$

Nombres quàntics

En resoldre les equacions de la mecànica quàntica per a un àtom apareixen, com a conseqüència matemàtica, els **nombres quàntics**, que descriuen el comportament dels electrons en aquest àtom.

nombre quàntic principal (n): designa el nivell d'energia. Pot assumir qualsevol valor enter: 1, 2, ... El primer nivell és el de menys energia.



nombre quàntic secundari (l): determina la forma de l'orbital i l'energia dins de cada nivell. Pren els valors compresos entre 0 i $n-1$.

$$n = 1 \quad l = 0$$

$$n = 2 \quad l = 0, l = 1$$

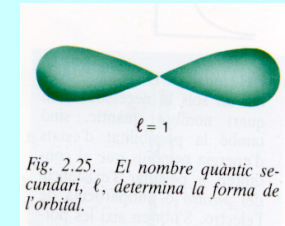
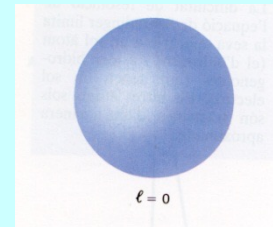


Fig. 2.25. El nombre quàntic secundari, l , determina la forma de l'orbital.

nombre quàntic magnètic (m): descriu l'orientació de l'orbital en l'espai i explica el desdoblament de les línies espectrals en aplicar-hi un camp magnètic extern. Pren el valors compresos entre $+l$ i $-l$ ($2l+1$)

$$l = 1 \quad m = -1, m = 0, m = 1$$

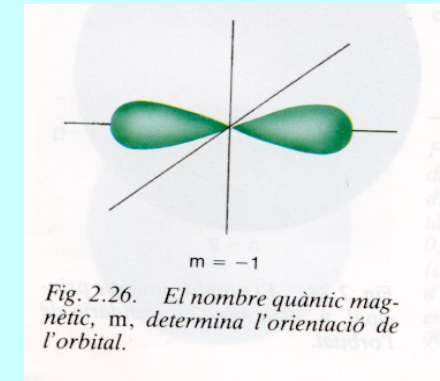
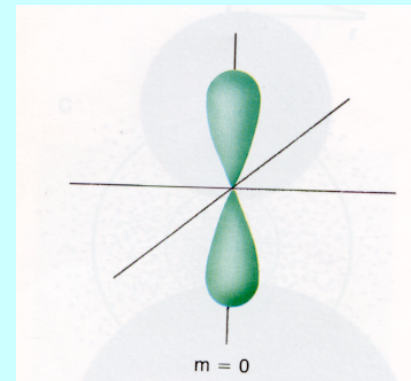
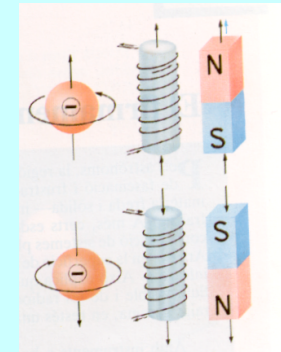


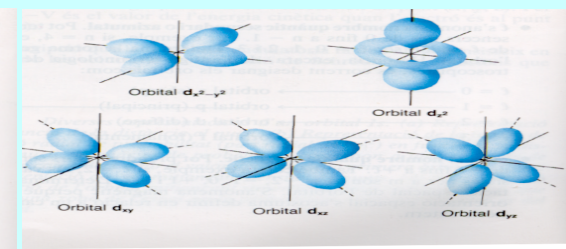
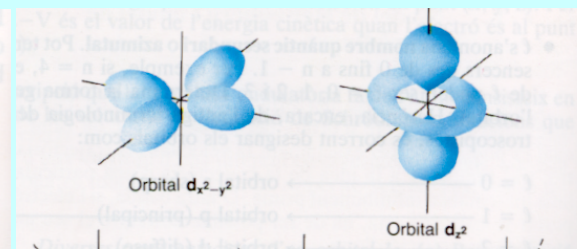
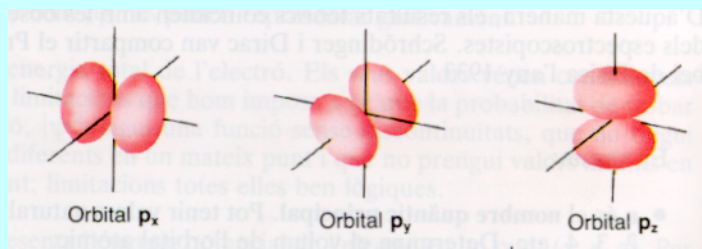
Fig. 2.26. El nombre quàntic magnètic, m , determina l'orientació de l'orbital.

nombre quàntic de spin (s) : significa “gir”. Es diu sovint que representa el sentit de gir de l'electró sobre si mateix (tot i que no té sentit que l'electró giri sobre si mateix) es manté aquesta explicació perquè proporciona els mateixos resultats que els observats.



Distribució d'orbitals i electrons per nivells

Nivell d'energia (n)	1		2		3			4			
Nombre total d'orbitals (n^2)	1		4		9			16			
Tipus d'orbitals (s, p, d, f)	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f	
Nombre d'orbitals de cada tipus	1	1	3	1	3	5	1	3	5	7	
Denominació dels orbitals	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	
Nombre màxim d'electrons en els orbitals	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	
Nombre màxim d'electrons per nivell ($2n^2$)	2		8		18			32			



	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</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	$\pm 1/2$

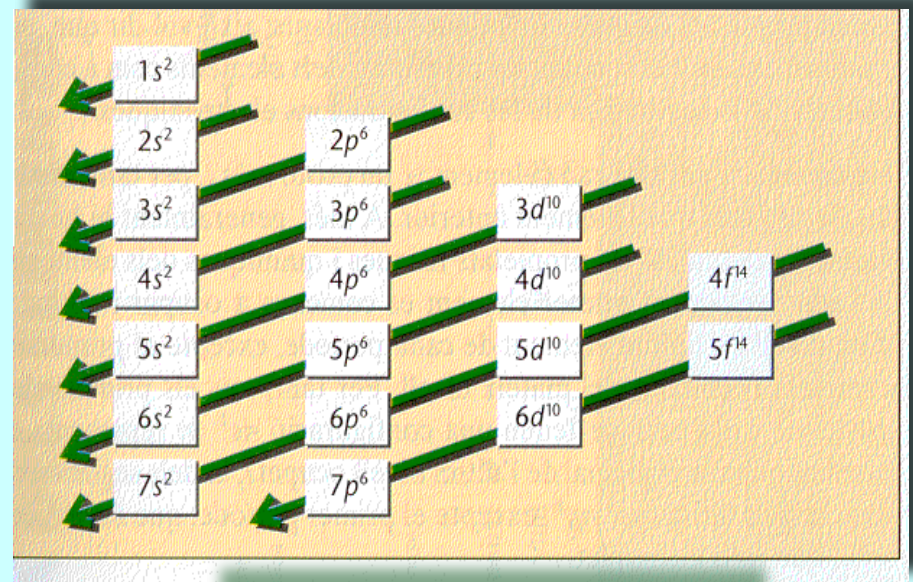
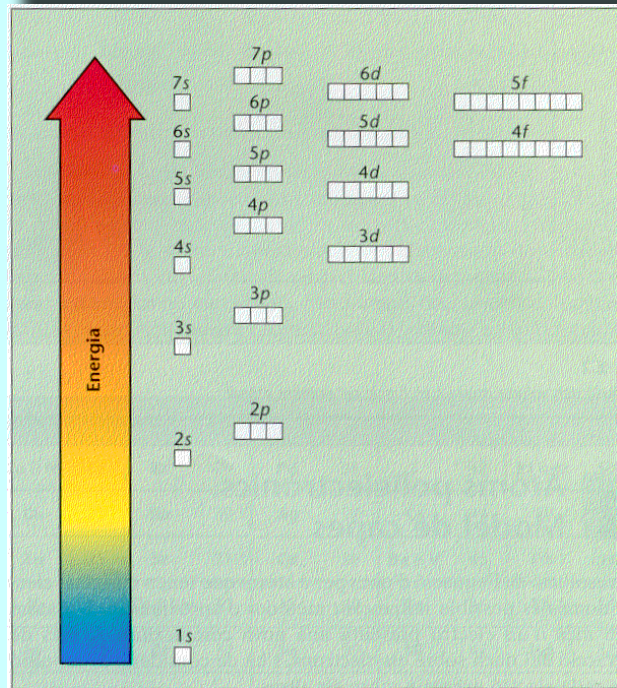


NIVELLS ENÈGÈTICS

CONFIGURACIÓ ELECTRÒNICA

* Principi de l'aufbau

Els electrons ocupen sempre l'orbital disponible de menor energia.



* Principi d'exclusió de Pauli

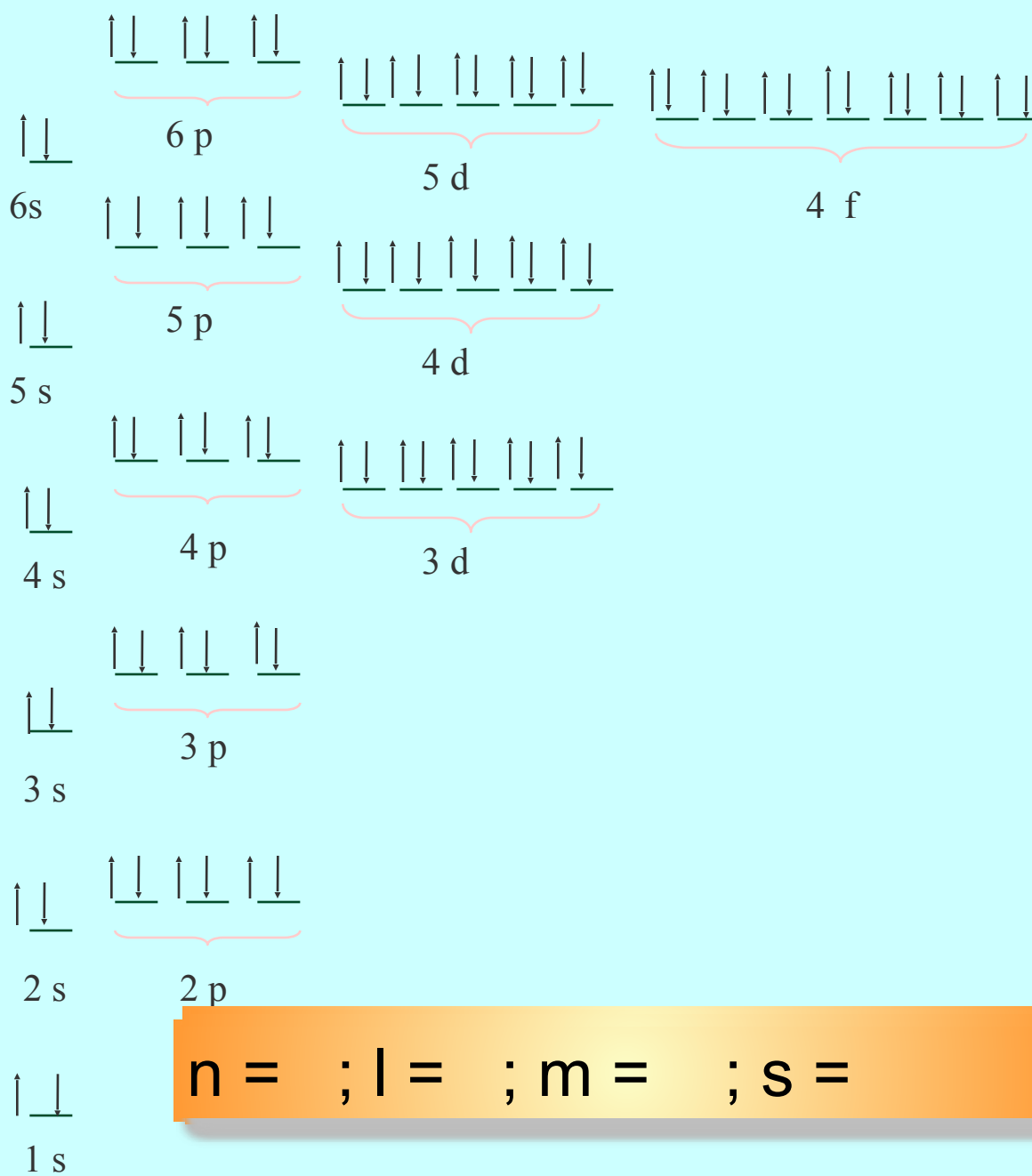
En un mateix àtom, no hi pot haver dos electrons amb els quatre nombres quàntics iguals.

* Regla de Hund

Els electrons es mantenen desaparellats mentre sigui possible.



Energía



$n =$; $l =$; $m =$; $s =$



Antoine Lavoisier (1789)



Va elaborar la primera llista moderna d'elements químics amb les **33 substàncies simples** conegudes en aquella època.

	Noms nouveaux.	Noms anciens correspondans.
<i>Substances simples qui appartiennent aux trois règnes, & qu'on peut regarder comme les éléments corps.</i>	Lumière.....	Lumière.
	Calorique.....	Chaleur. Principe de la chaleur. Fluide igné. Fus.
	Oxygène.....	Maître du feu & de la chaleur. Air déphlogistique. Air empiété. Air vital. Base de l'air vital.
	Azote.....	Gaz phlogistique. Mefite. Base de la mefite.
	Hydrogène.....	Gaz inflammable. Base du gaz inflammable.
	Soufre.....	Soufre.
	Phosphore.....	Phosphore.
	Carbone.....	Charbon pur.
	Radical marique.....	Inconnu.
	Radical fluorique.....	Inconnu.
<i>Substances simples non métalliques & acides.</i>	Radical borique.....	Inconnu.
	Antimoine.....	Antimoine.
	Argent.....	Argent.
	Arfénic.....	Arfénic.
	Bismuth.....	Bismuth.
	Cobalt.....	Cobalt.
	Cuivre.....	Cuivre.
	Etain.....	Etain.
	Fer.....	Fer.
	Manganèse.....	Manganèse.
<i>Substances simples métalliques & acides & alcalis.</i>	Mercur.....	Mercur.
	Molybdène.....	Molybdène.
	Nickel.....	Nickel.
	Or.....	Or.
	Platine.....	Platine.
	Plomb.....	Plomb.
	Tungstène.....	Tungstène.
	Zinc.....	Zinc.
	Chaux.....	Terre calcaire, chaux.
	Magnésie.....	Magnésie, base du fel d'epsom.
<i>Substances simples & alcalis terreux.</i>	Baryte.....	Baryte, terre pesante.
	Alumine.....	Argile, terre de l'alun, base de l'alun.
	Silice.....	Terre siliceuse, terre vitrifiable.

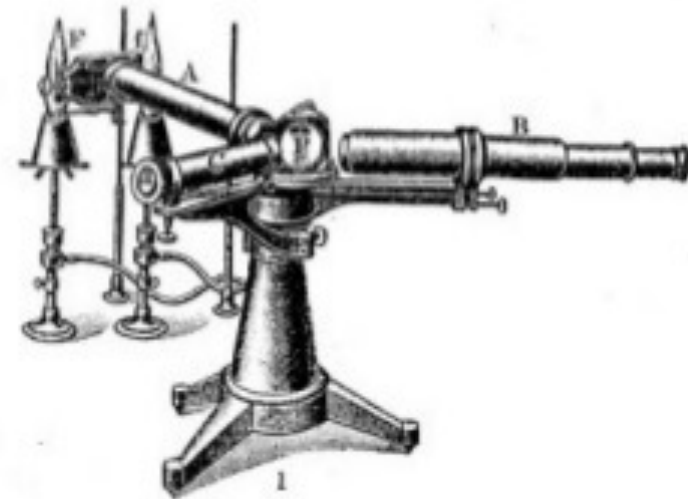
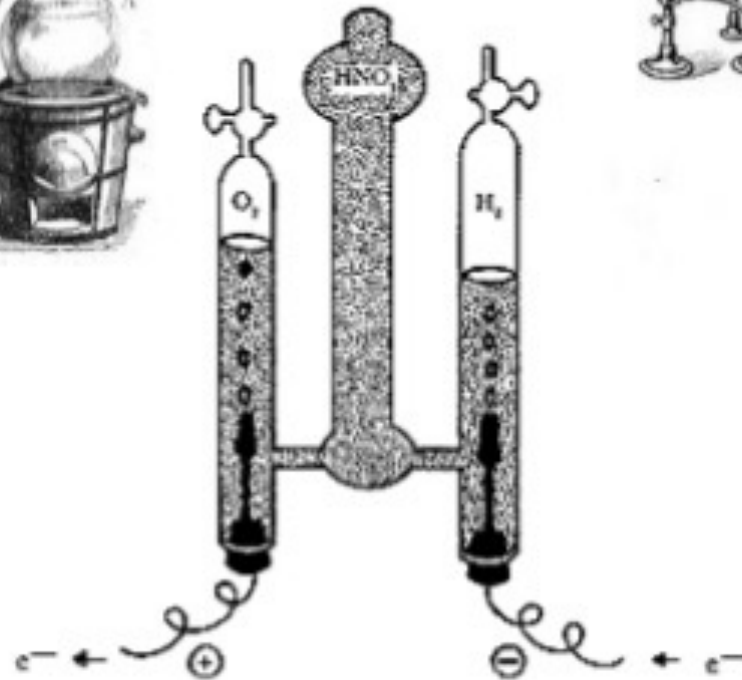
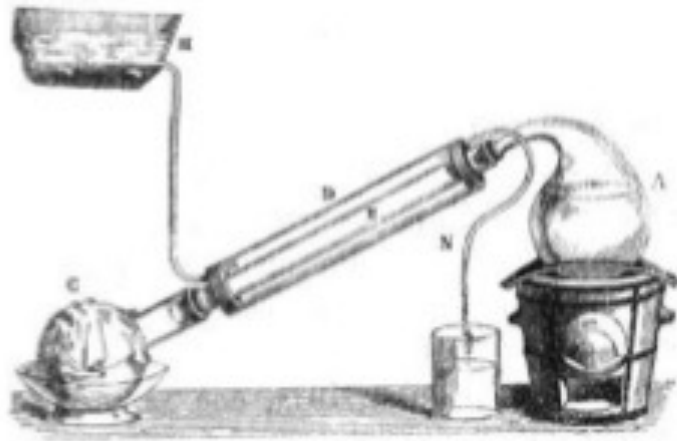
John Dalton (1800)



Oxygen	Hydrogen	Nitrogen (Azote)	Carbon	Sulphur	Phosphorus	Gold	Platinum (Platina)	Silver
Mercury	Copper	Iron	Nickel	Tin	Lead	Zinc	Bismuth	Antimony
Arsenic	Calcium (Lime)	Manganese	Uranium	Tungsten	Titanium	Cerium	Potassium (Potash)	Sodium (Soda)
Calcium	Magnesium (Magnesia)	Barium (Barytes)	Strontium	Aluminium	Silicon	Yttrium	Beryllium	Zirconium

Notació utilitzada per Dalton per representar els **àtoms** dels elements coneguts en aquella època

Durant el **segle XIX** es van poder descobrir i identificar molts elements nous gràcies al **mètode de determinació de masses atòmiques** (Cannizaro), l'**electròlisi** (Davy), la **destil·lació de l'aire líquid** (Ramsay) i l'estudi dels **espectres atòmics** (Bunsen i Kirchhoff).



A mitjans del segle XIX el nombre d'elements coneguts era ja bastant elevat i va sorgir la **necessitat de posar ordre i classificar-los** d'alguna manera.



J.W. Döbereiner (1817)

Va trobar similituds de propietats en grups de tres elements o **triades**.

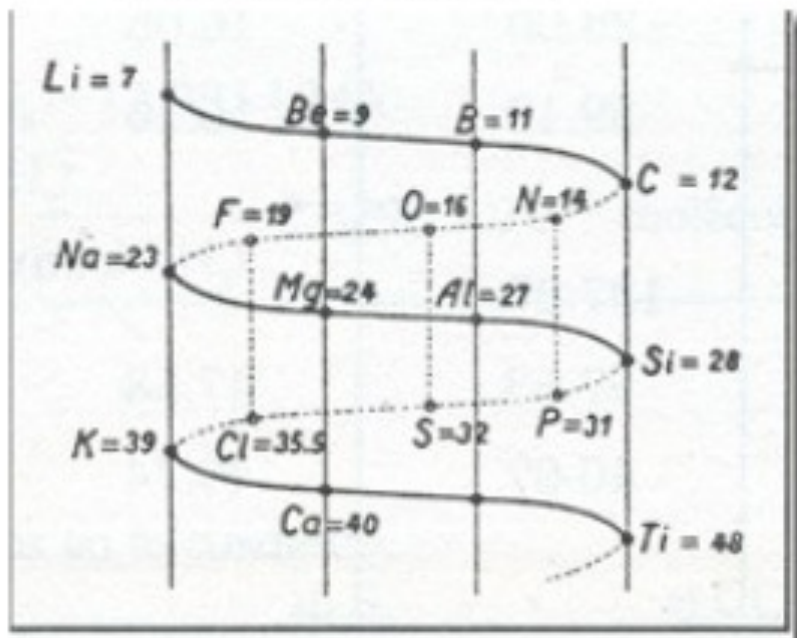
Atomic Mass (1850)			Atomic Number		
Li	7	$\left. \begin{array}{c} \rightarrow \frac{7+39}{2} = 23 \end{array} \right\}$	Li	3	$\left. \begin{array}{c} \rightarrow \frac{3+19}{2} = 11 \end{array} \right\}$
Na	23		Na	11	
K	39		K	19	
Ca	40	$\left. \begin{array}{c} \rightarrow \frac{40+137}{2} = 88.5 \end{array} \right\}$	Ca	20	$\left. \begin{array}{c} \rightarrow \frac{20+56}{2} = 38 \end{array} \right\}$
Sr	87		Sr	38	
Ba	137		Ba	56	
P	31	$\left. \begin{array}{c} \rightarrow \frac{31+122}{2} = 76.5 \end{array} \right\}$	P	15	$\left. \begin{array}{c} \rightarrow \frac{15+51}{2} = 33 \end{array} \right\}$
As	75		As	33	
Sb	122		Sb	51	
S	32	$\left. \begin{array}{c} \rightarrow \frac{32+128}{2} = 80 \end{array} \right\}$	S	16	$\left. \begin{array}{c} \rightarrow \frac{16+52}{2} = 34 \end{array} \right\}$
Se	78		Se	34	
Te	128		Te	52	
Cl	35.5	$\left. \begin{array}{c} \rightarrow \frac{35.5+127}{2} = 81.25 \end{array} \right\}$	Cl	17	$\left. \begin{array}{c} \rightarrow \frac{17+53}{2} = 35 \end{array} \right\}$
Br	80		Br	35	
I	127		I	53	

H											He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne				
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar				
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				

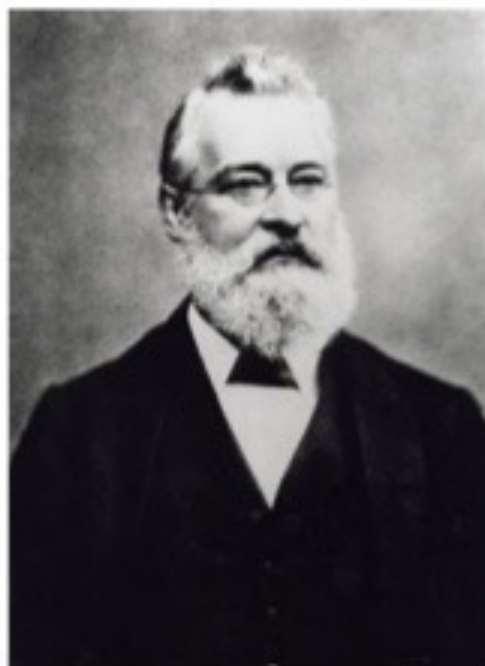


Chancourtois (1862)

Va ser el primer en utilitzar la massa atòmica per classificar els elements. Va observar **similituds verticals** en disposar els elements coneguts sobre una **corba helicoidal**



J.A.R. Newlands (1865)



John Newlands' 'Law of Octaves', 1865.



Llei de les octaves

Va observar una variació gradual de les propietats al disposar els elements en **files de set elements**. El vuité element tenia propietats semblants al primer de la fila anterior.

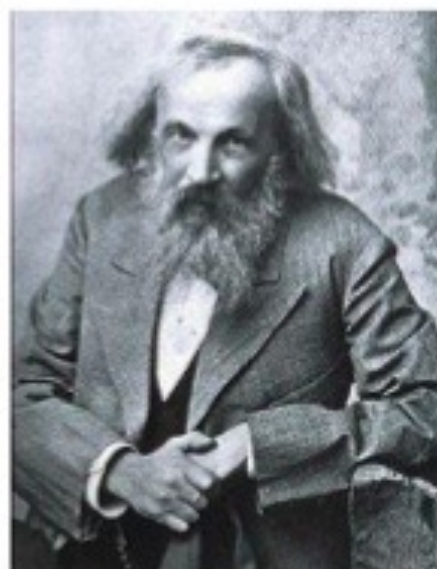
1	2	3	4	5	6	7
Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0
Na 23,0	Mg 24,3	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,1	Cl 35,5
K 39,0	Ca 40,0					

Taula de Mendeleiev (1869)

L. Meyer



D. Mendeleiev



L'any 1869, **Lothar Meyer** (Alemanya) i **Dimitri Mendeleiev** (Rússia), analitzant les propietats físiques (Meyer) i químiques (Mendeleiev) dels elements, van arribar de manera independent i simultània a conclusions semblants.

En aquell moment ja es coneixien **63 elements** dels 90 que existeixen a la naturalesa.

The image shows a handwritten manuscript of the periodic table by Dmitri Mendeleev. The table is arranged in rows and columns, with elements grouped by their chemical properties. The handwriting is in Russian, and the table includes atomic weights and names of elements. The layout is somewhat irregular, reflecting the early stages of the periodic table's development.

Esborrany manuscrit de la taula
periòdica de Mendeleiev

Taula de Mendeleiev (1869)

Els dos químics van ordenar els elements coneguts seguint els mateixos criteris:

Files (períodes)

Elements col·locats en ordre creixent de **masses atòmiques**.

Columnes (grups)

Elements amb **propietats químiques semblants**.

Taula de Mendeleiev (1869)

Poder predictiu

Mendeleiev va deixar **caselles buides** per a elements que encara no s'havien descobert, donant-los un nom provisional.

Mendeleev predictions include:

- Eka-boron (scandium)
- Eka-aluminium (gallium)
- Eka-manganese (technetium)
- Eka-silicon (germanium)

[illegible]

Taula de Mendeleiev (1869)



<http://www.youtube.com/watch?v=mjPSvF8DIcs>

<https://youtu.be/aXqXxmdr3ck>

101
Md
(258)

Casella de l'element
químic Mendelevi a
la taula periòdica

Taula periòdica actual

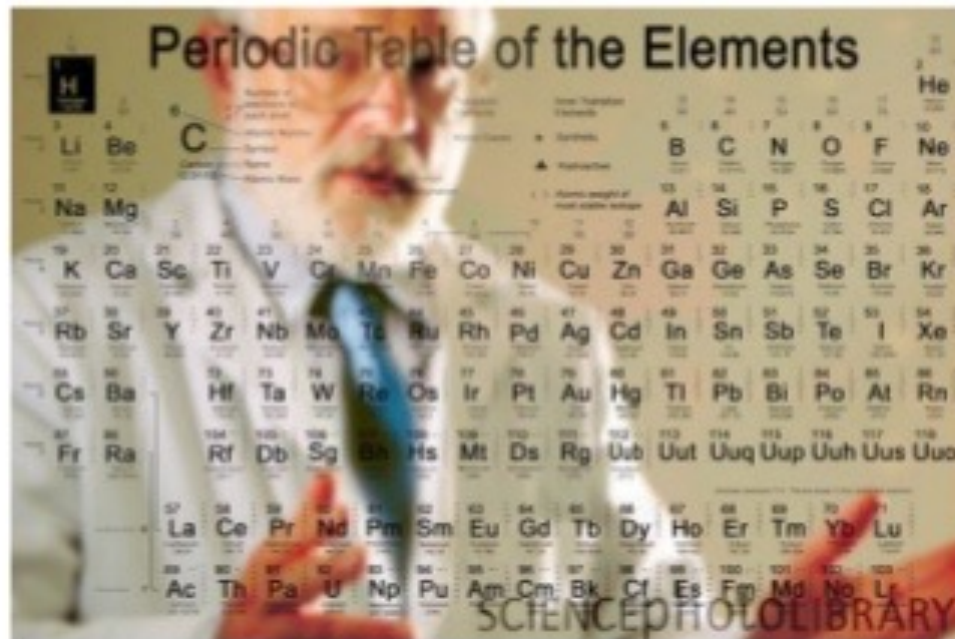


Henry Moseley
(1887-1915)

Moseley (1913), a partir de l'estudi dels espectres de raigs X dels elements va establir la **lleï periòdica:**

"Si els elements s'ordenen en ordre creixent de nombre atòmic s'observa una variació periòdica de les propietats físiques i químiques"

Taula periòdica actual



Periodic Table of the Elements

The image shows a modern periodic table of elements, overlaid with a photograph of a man's face. The table is organized into 18 columns and 7 rows, with elements labeled by their chemical symbols and atomic numbers. The man's face is partially visible behind the table, with his hand pointing towards the bottom right corner. The table is titled "Periodic Table of the Elements".

Està construïda a partir de la taula periòdica de Mendeleiev però ordenant els elements segons l'**ordre creixent dels nombres atòmics** (no de masses atòmiques).

El **sistema periòdic actual**, constituït per **18 columnes** o grups i **7 files** o períodes va ser concebut per **Werner i Paneth** i s'ha anat ampliant amb el descobriment de nous elements.

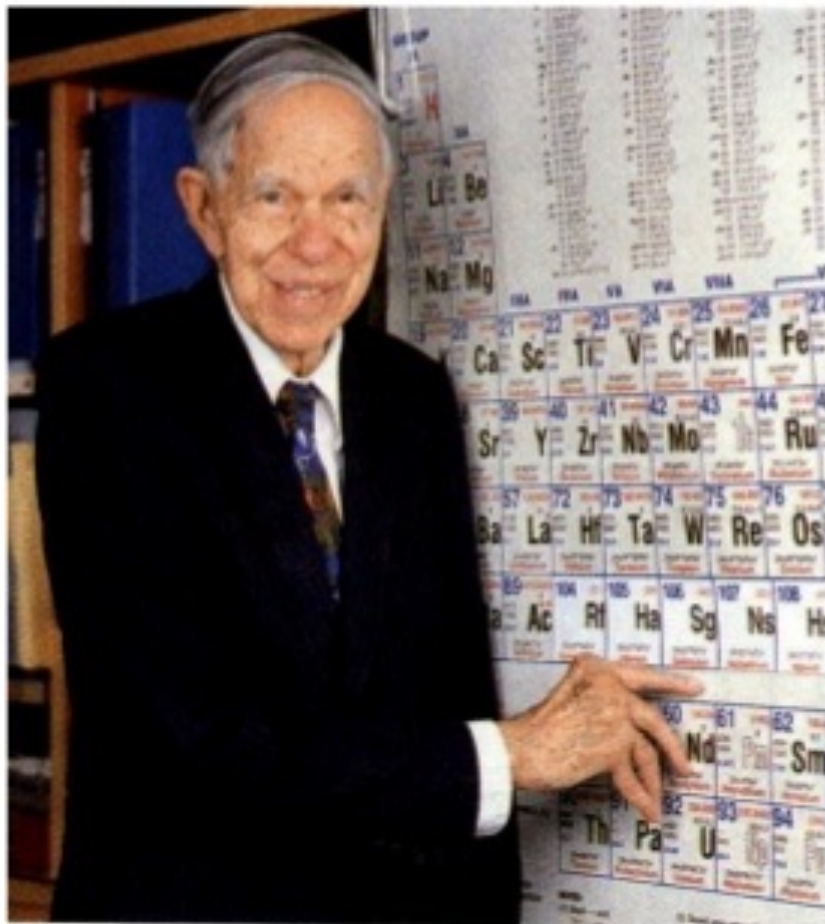
Taula periòdica actual

Glenn T. Seaborg (1912-1997)

Científic americà que va compartir el **Premi Nobel de Química** en 1951 amb Edwin Mattison.

Seaborg, doctor en química, amb els seus col·laboradors, **va afegir 9 nous elements a la taula periòdica** en el període 1940-1955.

El plutoni ($Z=94$) és el més conegut perquè s'utilitza com agent explosiu de cert armament nuclear. La resta d'elements descoberts van ser l'americi (95), el curi (96), el berkeli (97), el californi (98), l'einsteni (99), el fermi (100), el mendelevi (101) i el nobeli (102).



[illegible]

7
PÉRIODE
S

Ti TITANIUM 47.88 22	V VANADIUM 50.94 23	Cr CHROMIUM 51.996 24	Mn MANGANESE 54.938 25	Fe IRON 55.845 26	Co COBALT 58.933 27	Ni NICKEL 58.693 28	Cu COPPER 63.546 29	Zn ZINC 65.38 30	Ga GALLIUM 69.723 31	Ge GERMANIUM 72.64 32	As ARSENIC 74.9216 33	Se SELENIUM 78.96 34	Br BROMINE 79.904 35	Kr KRYPTON 83.80 36
40 Zr ZIRCONIUM 91.224 40	41 91.224 Nb NIOBIUM 92.906 41	42 91.224 Mo MOLYBDENUM 95.94 42	43 95.94 Tc TECHNETIUM 98.906 43	44 95.94 Ru RUTHENIUM 101.07 44	45 101.07 Rh RHODIUM 102.905 45	46 102.905 Pd PALLADIUM 106.42 46	47 106.42 Ag SILVER 107.868 47	48 107.868 Cd CADMIUM 112.411 48	49 112.411 In INDIUM 114.818 49	50 114.818 Sn TIN 118.710 50	51 118.710 Sb ANTIMONY 121.757 51	52 121.757 Te TELURIUM 127.60 52	53 127.60 I IODINE 126.905 53	54 126.905 Xe XEON 131.29 54
72 178.49 Hf HAFNIUM 178.49 72	73 178.49 Ta TANTALUM 180.947 73	74 180.94 W WOLFRAM 183.84 74	75 183.84 Re RHENIUM 186.207 75	76 186.207 Os OSMIUM 190.23 76	77 190.23 Ir IRIDIUM 192.222 77	78 192.222 Pt PLATINUM 195.084 78	79 195.084 Au GOLD 196.967 79	80 196.967 Hg MERCURY 200.59 80	81 200.59 Tl THALLIUM 204.38 81	82 204.38 Pb LEAD 207.2 82	83 207.2 Bi BISMUTH 208.98 83	84 208.98 Po POLONIUM 209 84	85 209 At ASTATINE 210 85	86 210 Rn RADON 222 86
104 261 Rf RUTHENIUM 261 104	105 261 Db DUBNIUM 261 105	106 261 Sg SEABORGIUM 261 106	107 261 Bh BOHR 261 107	108 261 Hs HASSIUM 261 108	109 261 Mt MEITNERIUM 261 109	110 261 Ds DARMSTADTIUM 261 110	111 261 Rg ROENTGENIUM 261 111	112 261 Uub UNUBIUM 261 112	113 261 Uut UNUTRIUM 261 113	114 261 Uuq UNUNQUADIUM 261 114	115 261 Uup UNUNPENTIUM 261 115	116 261 Uuh UNUNHEXADIUM 261 116	117 261 Uus UNUNSEPTIUM 261 117	118 261 Uuo UNUNOCTIUM 261 118

[illegible]

Grups o famílies

Elements amb **propietats químiques semblants**

Grup 1: **alcalins**

Grup 2: **alcalinoterris**

Del grup 3 al 12: **elements de transició**

Grup 13: grup del bor (terris)

Grup 14: grup del carboni (carbonoides)

Grup 15: grup del nitrogen (nitrogenoides)

Grup 16: grup de l'oxigen (calcògens o amfígens)

Grup 17: **halògens**

Grup 18: **gasos nobles** o inerts

Diagrama de la taula periòdica actual amb grups i famílies colorades:

- Metals alcalins:** Grup 1 (1A), color blau.
- Metals alcalinoterris:** Grup 2 (2A), color taronja.
- Metals de transició:** Grups 3 a 10, color marró.
- Elements de transició:** Grups 11 i 12, color marró clar.
- Halògens:** Grup 17 (7A), color vermell.
- Gasos nobles:** Grup 18 (8A), color verd.
- Lantànids:** Sèrie de 14 elements a la part inferior esquerra, color blau fosc.
- Actínids:** Sèrie de 14 elements a la part inferior dreta, color blau fosc.

Grups o famílies

Elements amb **propietats químiques semblants**



http://www.youtube.com/watch?v=loLK1MvxkDE&feature=player_embedded#

Períodes

Es construeixen col·locant els elements en
ordre creixent de nombre atòmic (Z)

4

K 19 39.10 Potassium	Ca 20 40.08 Calcium	Sc 21 44.96 Scandium	Ti 22 47.88 Titanium	V 23 50.94 Vanadium	Cr 24 52.00 Chromium	Mn 25 54.94 Manganese	Fe 26 55.85 Iron	Co 27 58.93 Cobalt	Ni 28 58.69 Nickel	Cu 29 63.55 Copper	Zn 30 65.39 Zinc	Ga 31 69.72 Gallium	Ge 32 72.61 Germanium	As 33 74.92 Arsenic	Se 34 78.96 Selenium	Br 35 79.90 Bromine	Kr 36 83.80 Krypton
--------------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------

Forma llarga de la taula periòdica

s-Block																												p-Block									
H																				He																	
Li	Be																																				
Na	Mg																																				
K	Ca																																				
Rb	Sr																																				
Cs	Ba	f-Block																																			
Fr	Ra	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	B	C	N	O	F	Ne					
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Al	Si	P	S	Cl	Ar					
																	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr						
																	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	In	Sn	Sb	Te	I	Xe						
																										Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn						

Metalls i no-metalls

1A 1																	8A 18
H	2A 2											3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 8 9 10			1B 11	2B 12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															
Metals Metalloids Nonmetals																	
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

TAULA PERIÒDICA DELS ELEMENTS

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H 1.0079 HIDRÒGEN (1) 1.008 1.01																	He 4.0026 HELI (2) 4.003
2	Li 6.941 LITI (3) 6.94 6.94	Be 9.0122 BERIL·LI (4) 9.012 9.01																
3	Na 22.9900 SODI (11) 22.99 23	Mg 24.3050 MAGNESI (12) 24.31 24.3																
4	K 39.0983 POTASSI (19) 39.10 39	Ca 40.078 CALCI (20) 40.08 40	Sc 44.9559 ESCANDI (21) 44.96 45	Ti 47.867 TITANI (22) 47.87 48	V 50.9415 VANADI (23) 50.94 51	Cr 51.9961 CROM (24) 51.99 52	Mn 54.9380 MANGANES (25) 54.94 55	Fe 55.845 FERRO (26) 55.85 56	Co 58.9332 COBALT (27) 58.93 59	Ni 58.6934 NICKEL (28) 58.69 59	Cu 63.546 COBRE (29) 63.55 64	Zn 65.39 ZINC (30) 65.40 65	Ga 69.723 GAL·LI (31) 69.72 70	Ge 72.64 GERMANI (32) 72.64 73	As 74.9216 ARSENIC (33) 74.92 75	Se 78.96 SELENI (34) 78.96 79	Br 79.904 BROM (35) 79.90 80	Kr 83.798 KRIPTÓ (36) 83.80 84
5	Rb 85.4678 RUBIDI (37) 85.47 85	Sr 87.62 ESTRONCI (38) 87.62 88	Y 88.9058 ITRI (39) 88.91 89	Zr 91.224 ZIRCONI (40) 91.22 91	Nb 92.9063 NIOBI (41) 92.91 93	Mo 95.94 MOLIBDEN (42) 95.94 96	Tc 98 TECNICI (43) 98	Ru 101.07 RUTENI (44) 101.07 101	Rh 101.07 RINI (45) 101.07 101	Pd 106.42 PAL·LADI (46) 106.42 106	Ag 107.8682 PLATA (47) 107.87 108	Cd 112.411 CADEMI (48) 112.41 112	In 114.818 INDI (49) 114.82 115	Sn 118.710 ESTANY (50) 118.71 119	Sb 121.760 ANTIMONI (51) 121.76 122	Te 127.60 TEL·LURI (52) 127.60 128	I 126.905 IODI (53) 126.91 127	Xe 131.29 XENÓ (54) 131.30 131
6	Cs 132.9054 CESI (55) 132.91 133	Ba 137.327 BARI (56) 137.33 137	La-Lu 138.9055 LANTANIDIS (57-71) 138.91 139	Hf 178.49 HAFNI (72) 178.49 178	Ta 180.9478 TÀNGST (73) 180.95 181	W 183.84 WOLFRAM (74) 183.84 184	Re 186.207 RÈNIO (75) 186.21 186	Os 190.23 OSTMI (76) 190.23 190	Ir 192.222 IRIDI (77) 192.22 192	Pt 195.084 PLATA (78) 195.08 195	Au 196.9665 OR (79) 196.97 197	Hg 200.59 MERURI (80) 200.59 201	Tl 204.3873 TEL·LURI (81) 204.39 204	Pb 207.2 PLOM (82) 207.2 207	Bi 208.9804 BISMUT (83) 208.98 209	Po 209 POLONI (84) 209	At 210 ASTAT (85) 210	Rn 222 RADÓ (86) 222
7	Fr 223 FRANCI (87) 223	Ra 226 RADI (88) 226	Ac-Lr 227 ACTINIDIS (89-103) 227	Rf 261 RUTHERFORDI (104) 261	Db 262 DUBNI (105) 262	Sg 266 SEABORGI (106) 266	Bh 264 BOHRI (107) 264	Hs 277 HASSE (108) 277	Mt 268 MEITNERI (109) 268	Ds 285 DUBNIASSKI (110) 285	Rg 286 ROENTGENI (111) 286	Uub 289 UNIBIUM (112) 289	Uut 291 UNUTRIUM (113) 291	Uuq 293 UNQUADIUM (114) 293	Uup 295 UNPENTADIUM (115) 295	Uuh 297 UNHEXADIUM (116) 297	Uus 299 UNSEPTADIUM (117) 299	Uuo 301 UNOCTADIUM (118) 301

Estat físic dels elements

Gas Líquid a 30 °C Sòlid Sinteric

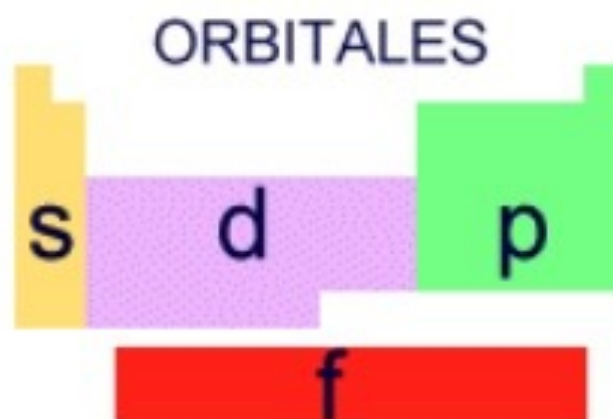
Taula periòdica interactiva



<http://www.edu365.com/batxillerat/ciencies/taula/>

Configuració electrònica i taula periòdica

L'estructura de la taula periòdica moderna està relacionada amb la **configuració electrònica dels elements**.



s-Block																		p-Block									
H																		He									
Li	Be																	B	C	N	O	F	Ne				
Na	Mg	d-Block																Al	Si	P	S	Cl	Ar				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn					Ga	Ge	As	Se	Br	Kr						
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd					In	Sn	Sb	Te	I	Xe						
Cs	Ba	La [*]	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg					Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn						
Fr	Ra	Ac ^{**}	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub					Uuq											
f-Block																											
[*]	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu													
^{**}	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr													

QUIMICA

La tabla periódica
y la periodicidad

TAULA PERIÒDICA

[illegible]

TAULA PERIÒDICA dels ELEMENTS

Configuració electrònica		s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶
Grup	Període	Elements de transició										Terris	Carbo-noideus	Nitroge-noideus	Anfigens	Halògens	Gasos nobles		
		IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	Gasos nobles
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1s	1																		2
2s 2p	2																		
3s 3p	3																		
4s 3d 4p	4																		
5s 4d 5p	5																		
6s 4f 5d 6p	6																		
7s 5f 6d 7p	7																		

</

- Metalls
- Semimetalls
- No metalls
- Inerts

nombre atòmic

6 12,01

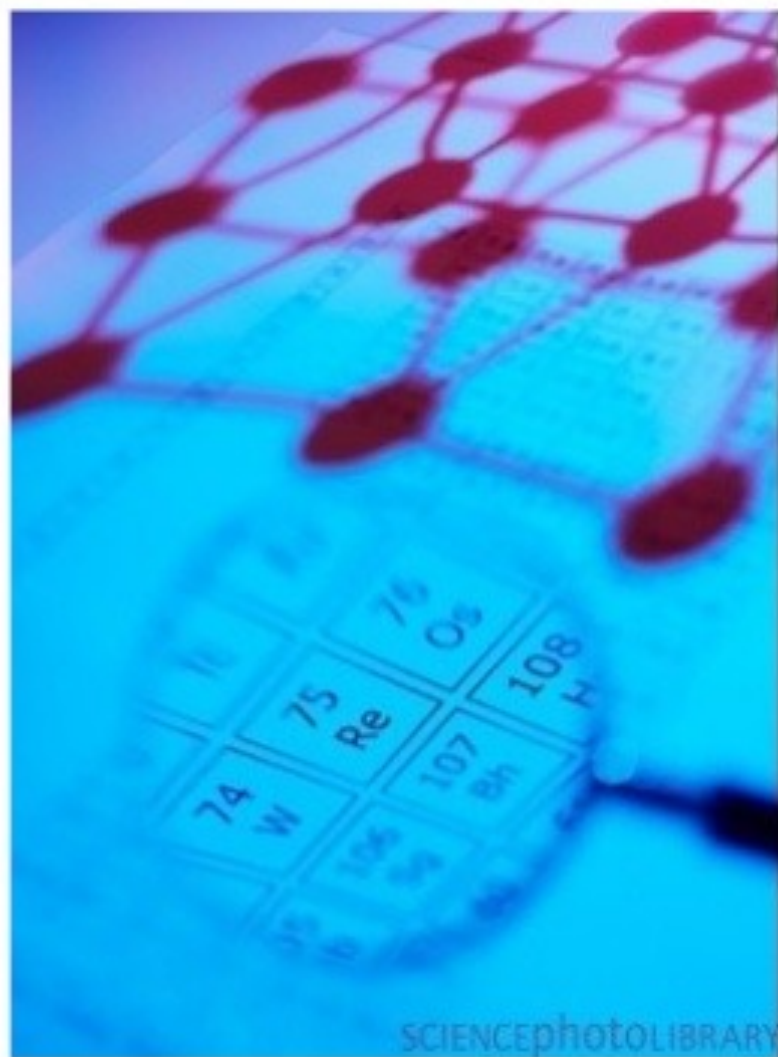
massa atòmica

C

simbol

nom de l'element

gas
líquid
sòlid
artificial



Propietats periòdiques

- Radi atòmic
- Volum atòmic
- Energia d'ionització
- Afinitat electrònica
- Electronegativitat
- Caràcter metàl·lic

PROPIETATS PERIÒDIQUES

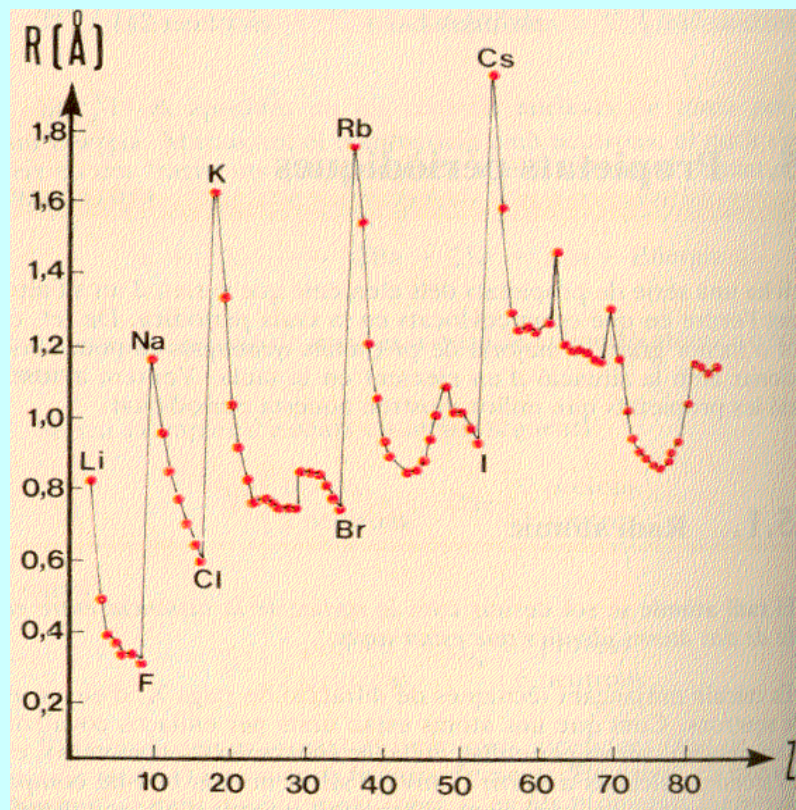
Radi atòmic

Es la meitat de la distància que separa els nuclis de dos àtoms que estan units.

Els radis disminueixen al llarg dels períodes →

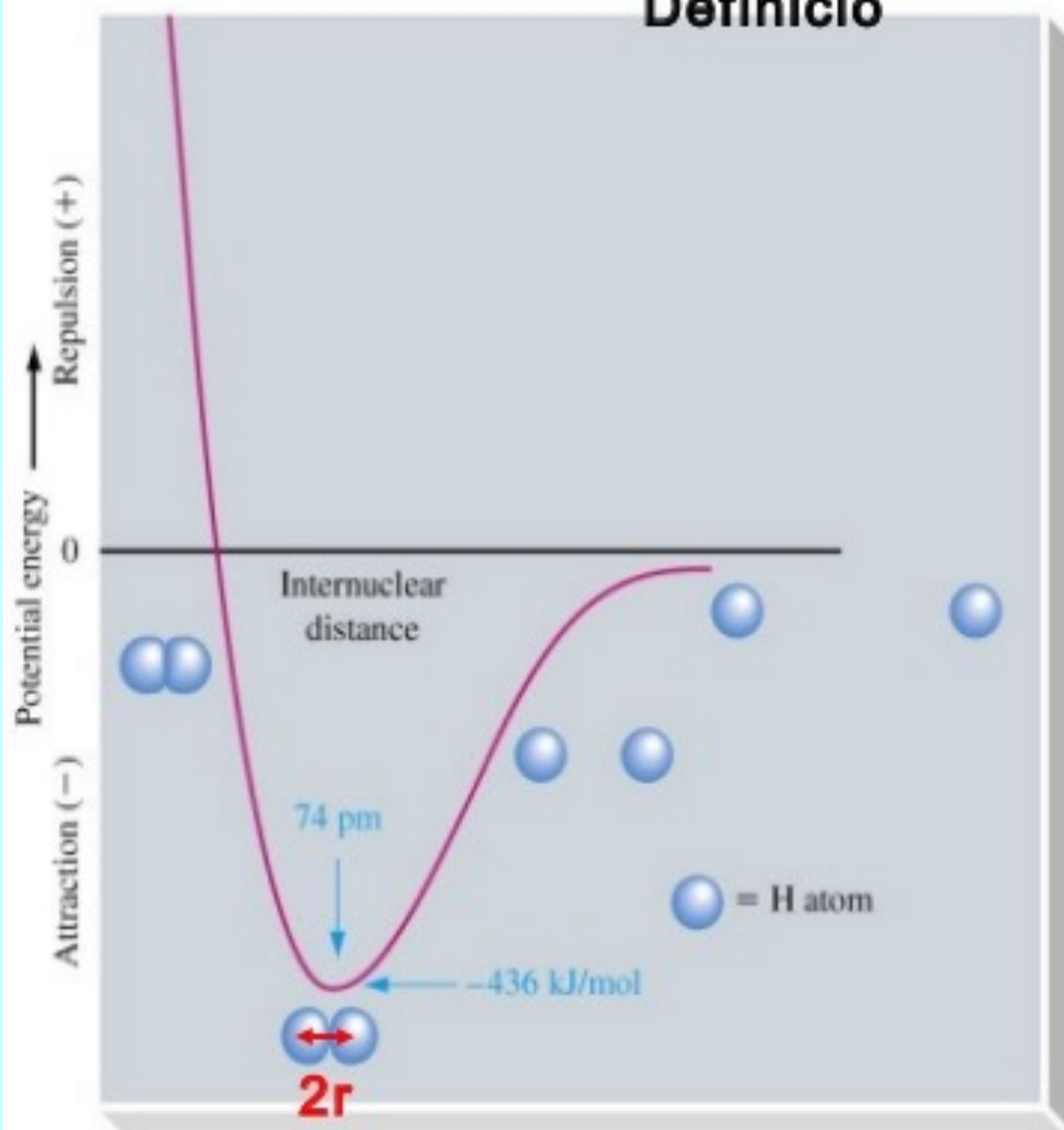
↓ Els radis augmenten de dalt a baix

H 0,037						
Li 0,1225	Be 0,0889	B 0,080	C 0,0711	N 0,074	O 0,074	F 0,072
Na 0,1572	Mg 0,1364	Al 0,1448	Si 0,1173	P 0,110	S 0,104	Cl 0,099
K 0,2025	Ca 0,1736	Ga 0,1245	Ge 0,1223	As 0,121	Se 0,117	Br 0,114
Rb 0,216	Sr 0,1914	In 0,1497	Sn 0,1412	Sb 0,141	Te 0,137	I 0,133
Cs 0,235	Ba 0,1981	Tl 0,1549	Pb 0,1538	Bi 0,152	Po 0,153	



Radi atòmic

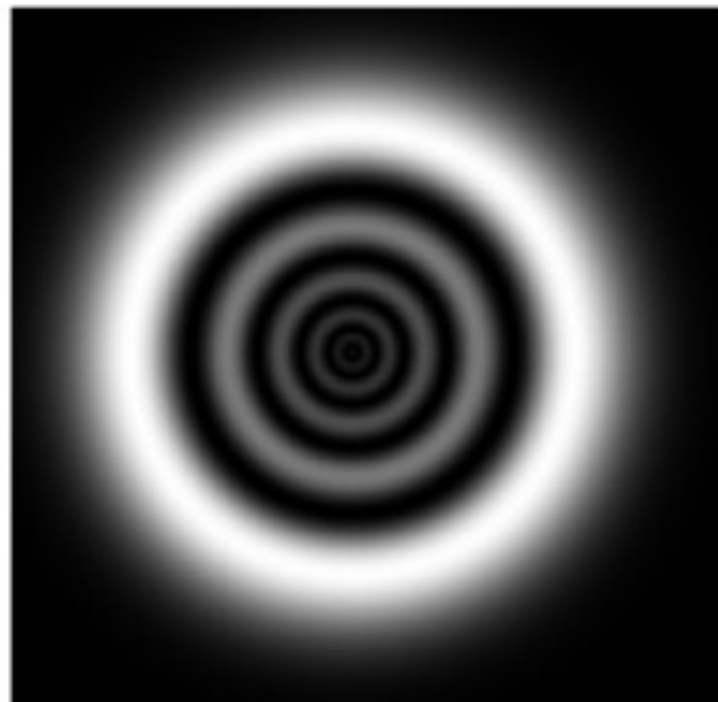
Definició



Com el núvol electrònic d'un àtom no té un límit definit, la mida d'un àtom no es pot obtenir amb precisió. Una mesura acceptable del **radi atòmic (r)** és la meitat del **paràmetre de Lennard-Jones** que representa la distància de màxim apropament entre els nuclis de dos àtoms lliures en estat gasós.

Radi atòmic

Definició



Es mesura en **pm** (10^{-12} m) o **Ångström** ($1 \text{ Å} = 10^{-10}$ m).

La mida d'un àtom és diferent en funció de si està aïllat o formant enllaços amb altres àtoms (**radi covalent**, **radi iònic**, **radi metàl·lic**, radi de Van der Waals).

El **volum atòmic** es pot calcular si considerem àtoms esfèrics:

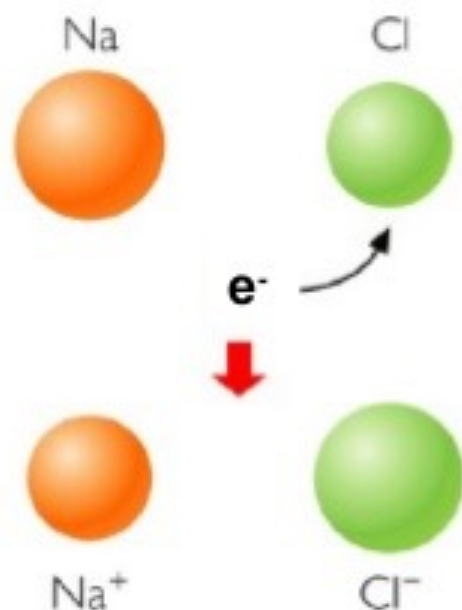
$$V = (4/3) \pi r^3$$

Radi iònic

És el radi de l'ió resultant d'un àtom quan perd o guanya electrons i forma part d'una **xarxa cristal·lina iònica**.



Estructura cristal·lina del NaCl

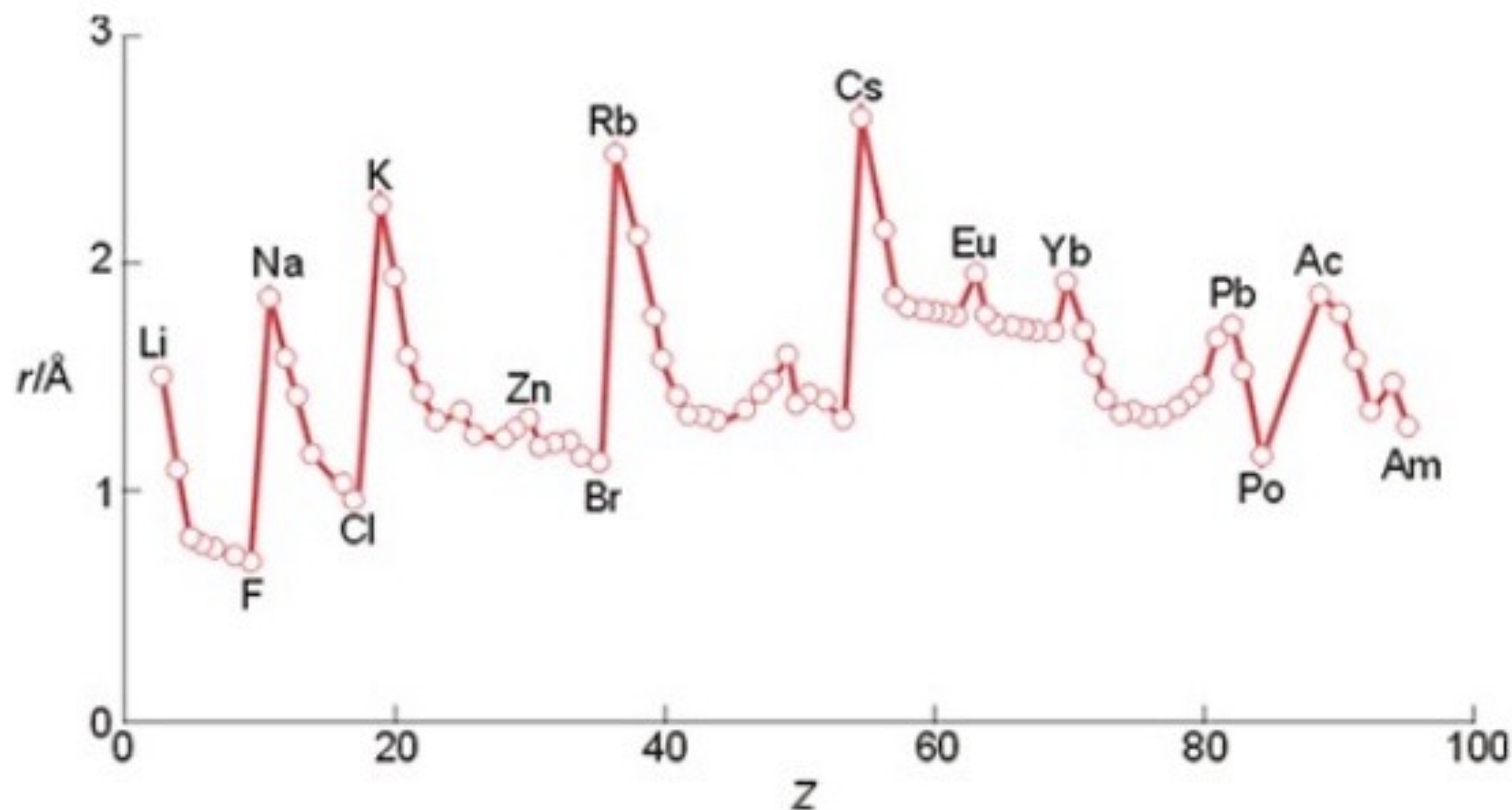


El radi d'un **anió** és sempre més gran que el de l'àtom neutre corresponent (ha guanyat electrons) i el radi d'un **catió** és més petit (ha perdut electrons).

Radis atòmics i iònics Variació periòdica

Li 152 Li⁺ 59 Be 111 Be²⁺ 27	Augment radi										B 88 C 77	N 75 N³⁻ 171	O 73 O²⁻ 140	F 71 F⁻ 133			
Na 186 Na⁺ 99 Mg 160 Mg²⁺ 72	Al 143 Al³⁺ 53	Si 117	P 110 P³⁻ 212	S 104 S²⁻ 184	Cl 99 Cl⁻ 181												
K 227 K⁺ 138 Ca 197 Ca²⁺ 100	Sc 161 Sc³⁺ 75	Ti 145 Ti²⁺ 86	V 132 V²⁺ 79 V³⁺ 64	Cr 125 Cr²⁺ 82 Cr³⁺ 62	Mn 124 Mn²⁺ 83	Fe 124 Fe²⁺ 77 Fe³⁺ 65	Co 125 Co²⁺ 75 Co³⁺ 61	Ni 125 Ni²⁺ 70	Cu 128 Cu⁺ 96 Cu²⁺ 73	Zn 133 Zn²⁺ 75	Ga 122 Ga³⁺ 62	Ge 122	As 121	Se 117 Se²⁻ 198	Br 114 Br⁻ 196		
Rb 248 Rb⁺ 149 Sr 215 Sr²⁺ 113											Ag 144 Ag⁺ 115	Cd 149 Cd²⁺ 95	In 163 In³⁺ 79	Sn 141 Sn²⁺ 93	Sb 140 Sb³⁺ 76	Te 137 Te²⁻ 221	I 133 I⁻ 220

Radis atòmics i iònics Variació periòdica



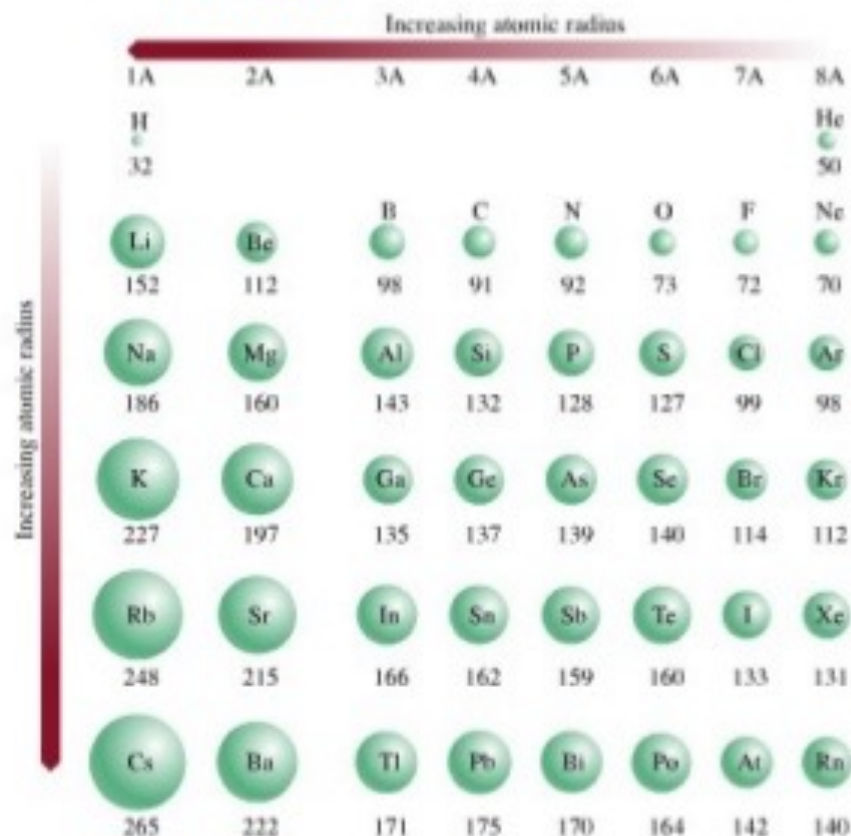
Variació del radi atòmic amb el nombre atòmic

Radis atòmics i iònics Justificació de la variació



- En un **grup**: cada vegada tenim **més capes d'orbitals** i augmenta el radi de l'àtom.
- En un **període**: cada vegada hi ha **més càrrega positiva** (protons) en el nucli, els electrons es van col·locant en el **mateix nivell energètic** i noten molt l'atracció de nucli (el radi va disminuint) .

Radis atòmics i iònics



<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/atomic4.swf>

Potencial d'ionització

És l'energia necessària per arrencar un electró d'aquest àtom en estat gasós.

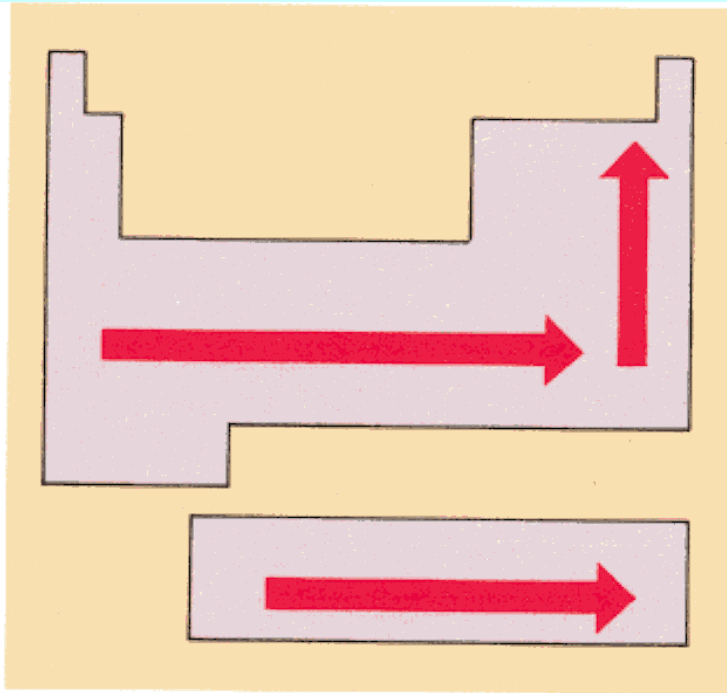
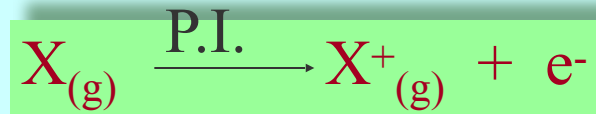
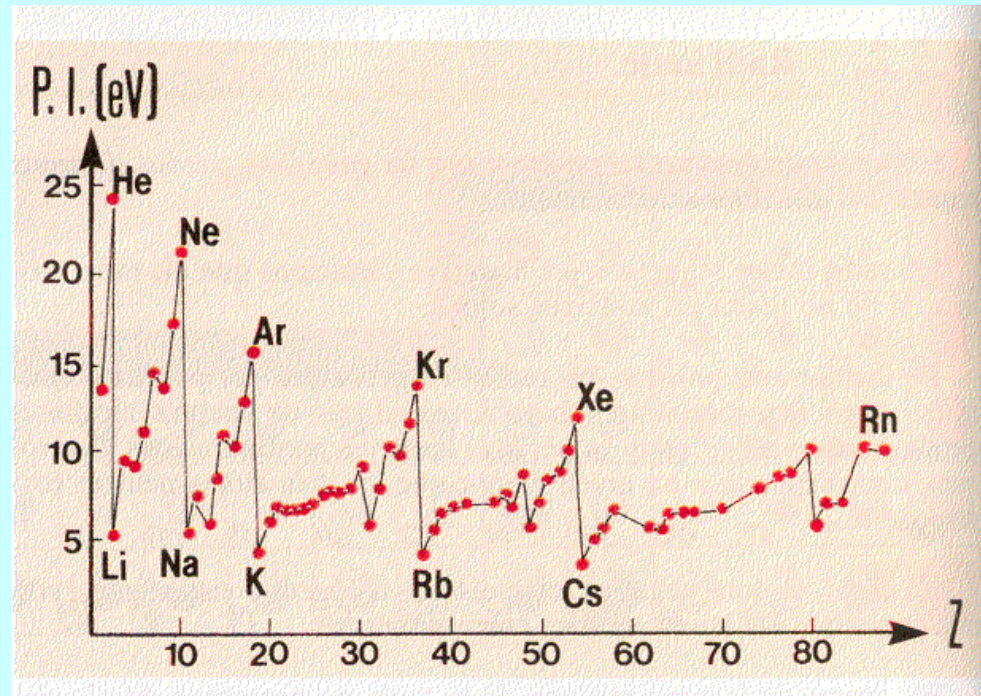
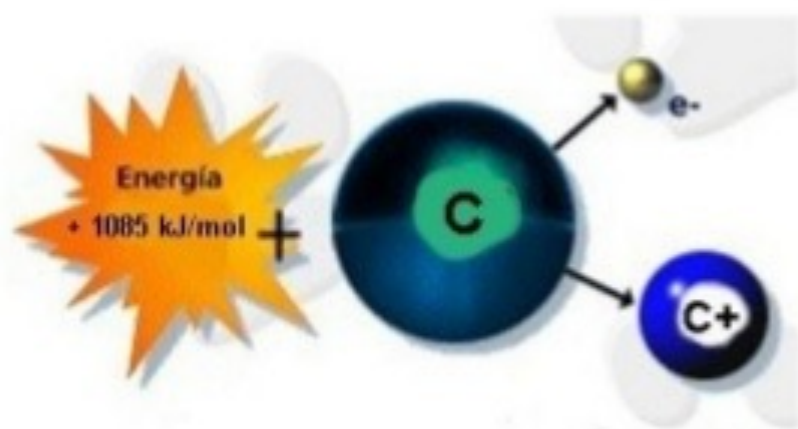


Fig. 3.9. Sentits en què creix el potencial d'ionització en la taula periòdica.

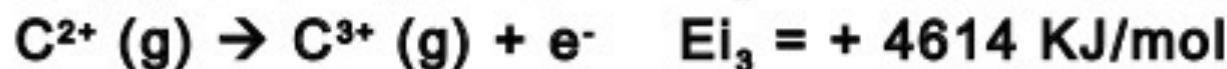


Energia d'ionització Definició

La **primera energia d'ionització** és l'energia necessària per **arrencar un electró** d'un àtom en fase gasosa i en el seu estat fonamental. És un valor experimental.



Si es poden arrencar més electrons es parla de **segona** i **tercera energia d'ionització**:



Quan l'energia d'ionització s'expressa en **electró-volt (eV)** s'anomena **potencial d'ionització**

$$1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

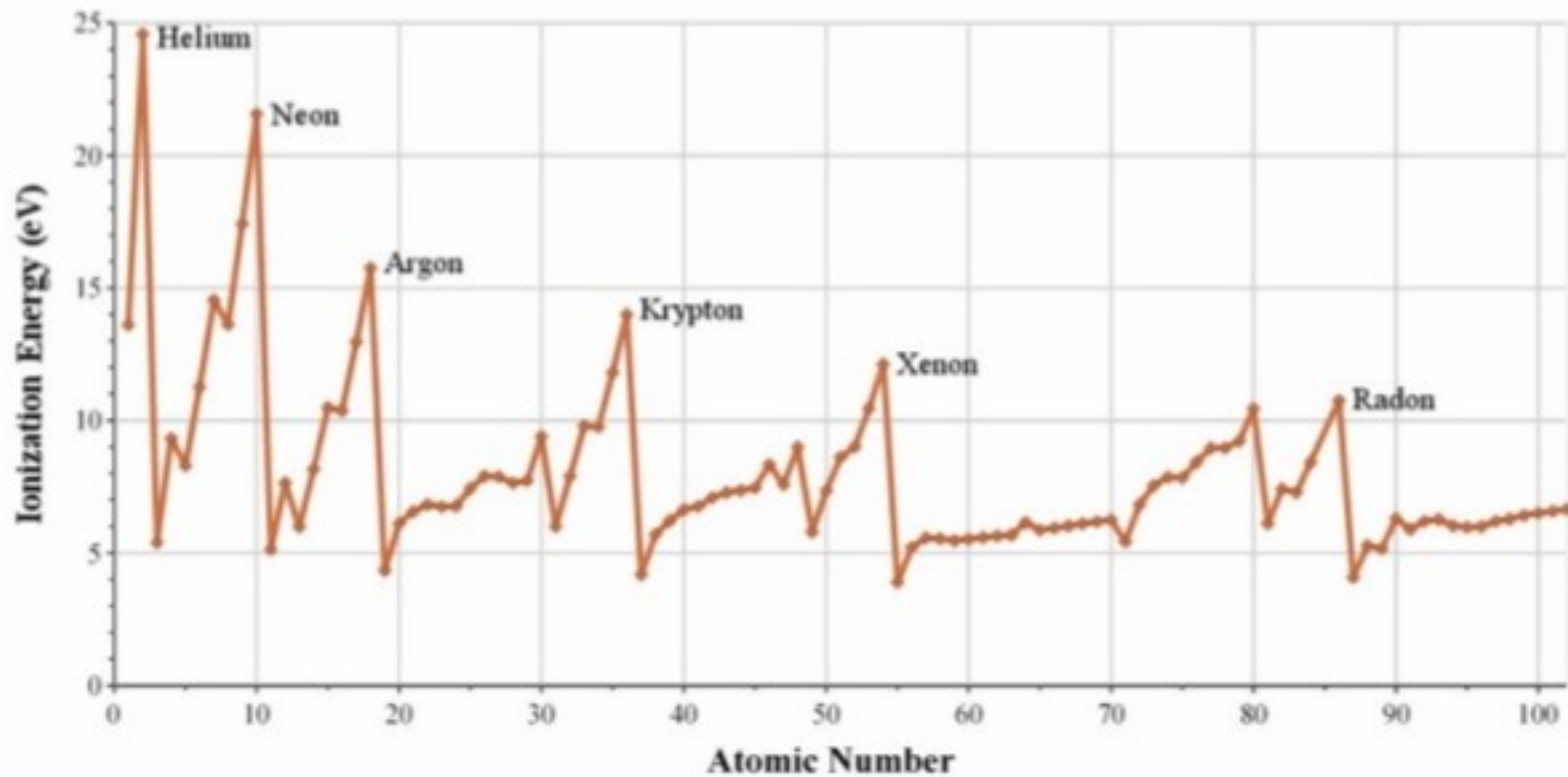
Energia d'ionització Variació periòdica

Augment Ei

H 1312																		He 2372
Li 520	Be 899												B 800	C 1086	N 1402	O 1313	F 1681	Ne 2080
Na 496	Mg 738												Al 577	Si 786	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1521
K 419	Ca 590	Sc 633	Ti 659	V 651	Cr 653	Mn 717	Fe 762	Co 760	Ni 737	Cu 745	Zn 906	Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1351	
Rb 403	Sr 549	Y 600	Zr 640	Nb 652	Mo 684	Tc 702	Ru 710	Rh 720	Pd 804	Ag 731	Cd 868	In 558	Sn 708	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170	
Cs 376	Ba 503	Lu 523	Hf 658	Ta 761	W 770	Re 760	Os 840	Ir 880	Pt 870	Au 890	Hg 1007	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 812	At 920	Rn 1037	
Fr 380	Ra 509	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo	

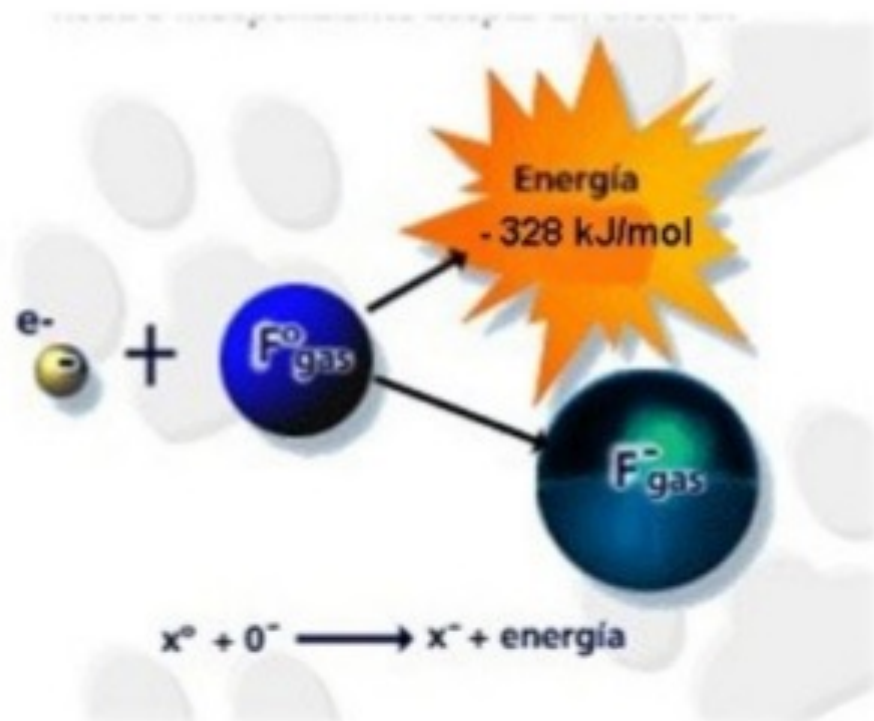
Valors de la primera energia d'ionització (kJ/mol)

Energia d'ionització Variació periòdica



Variació de l'energia d'ionització amb el nombre atòmic

Afinitat electrònica Definició

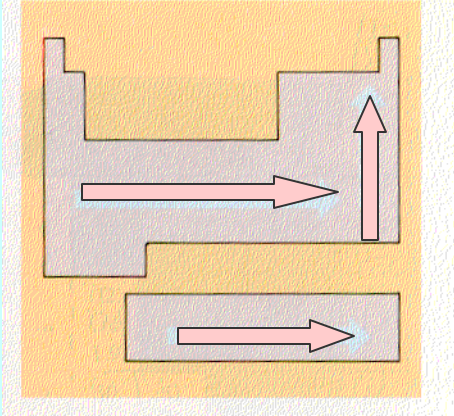


L'**afinitat electrònica** o **electroafinitat** és l'energia intercanviada (normalment alliberada) quan un àtom neutre, en estat gasós i en el seu estat fonamental, capta un electró.



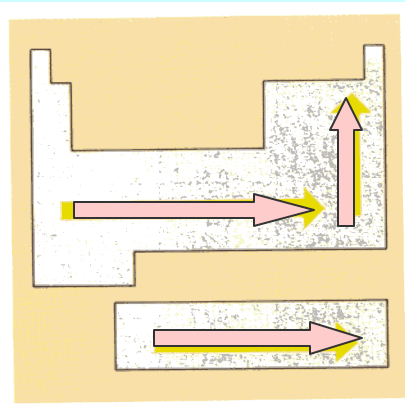
Afinitat electrònica

És l'energia que es desprèn quan un àtom en esta gasós capta un electró.



Electronegativitat

És una mesura de l'atracció d'un àtom sobre el parell d'electrons mitjançant els quals està enllaçat amb un altre àtom.



1 H 2,1																	2 He --
3 Li 1,0	4 Be 1,5											5 B 2,0	6 C 2,5	7 N 3,0	8 O 3,5	9 F 4,0	10 Ne --
11 Na 1,0	12 Mg 1,2											13 Al 1,5	14 Si 1,8	15 P 2,1	16 S 2,5	17 Cl 3,0	18 Ar --
19 K 0,9	20 Ca 1,0	21 Sc 1,3	22 Ti 1,4	23 V 1,5	24 Cr 1,6	25 Mn 1,6	26 Fe 1,7	27 Co 1,7	28 Ni 1,8	29 Cu 1,8	30 Zn 1,6	31 Ga 1,7	32 Ge 1,9	33 As 2,1	34 Se 2,4	35 Br 2,8	36 Kr --
37 Rb 0,9	38 Sr 1,0	39 Y 1,2	40 Zr 1,3	41 Nb 1,4	42 Mo 1,5	43 Tc 1,7	44 Ru 1,9	45 Rh 1,9	46 Pd 1,8	47 Ag 1,9	48 Cd 1,7	49 In 1,6	50 Sn 1,7	51 Sb 1,8	52 Te 1,9	53 I 2,1	54 Xe --
55 Cs 0,8	56 Ba 1,0	71 Lu 1,2	72 Hf 1,3	73 Ta 1,4	74 W 1,5	75 Re 1,7	76 Os 1,9	77 Ir 1,9	78 Pt 1,8	79 Au 1,9	80 Hg 1,7	81 Tl 1,6	82 Pb 1,7	83 Bi 1,8	84 Po 1,9	85 At 2,1	86 Rn --
87 Fr 0,7	88 Ra 1,0	103 Lr 1,5	104	105	106												

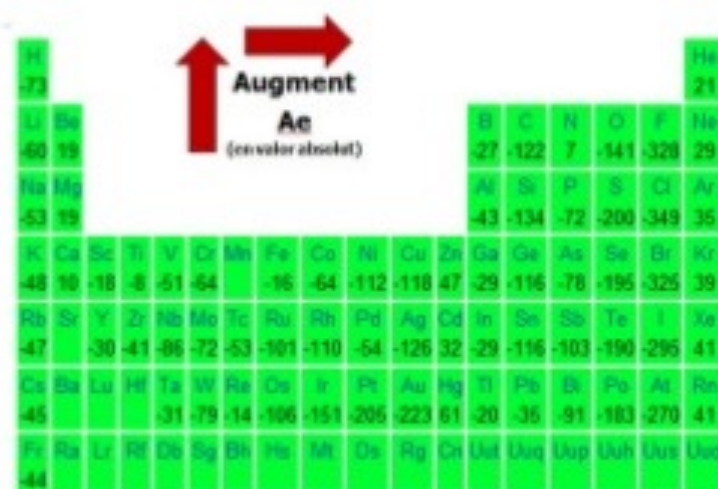
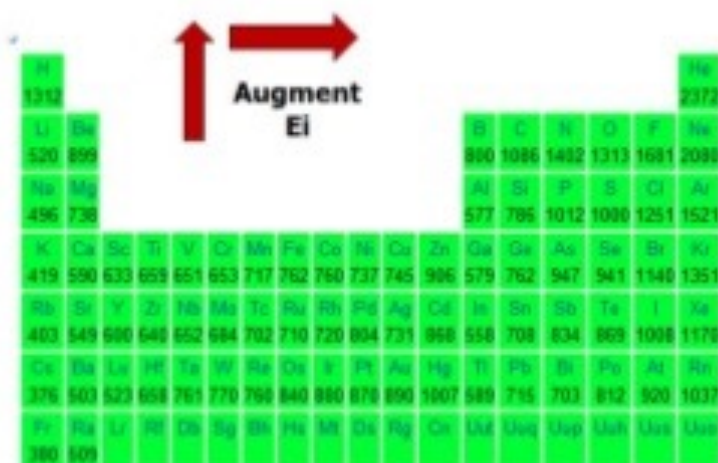
Afinitat electrònica Variació periòdica



**Augment
Ae
(en valor absolut)**

H -73																	He 21
Li -60	Be 19											B -27	C -122	N 7	O -141	F -328	Ne 29
Na -53	Mg 19											Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar 35
K -48	Ca 10	Sc -18	Ti -8	V -51	Cr -64	Mn	Fe -16	Co -64	Ni -112	Cu -118	Zn 47	Ga -29	Ge -116	As -78	Se -195	Br -325	Kr 39
Rb -47	Sr	Y -30	Zr -41	Nb -86	Mo -72	Tc -53	Ru -101	Rh -110	Pd -54	Ag -126	Cd 32	In -29	Sn -116	Sb -103	Te -190	I -295	Xe 41
Cs -45	Ba	Lu	Hf	Ta -31	W -79	Re -14	Os -106	Ir -151	Pt -205	Au -223	Hg 61	Tl -20	Pb -35	Bi -91	Po -183	At -270	Rn 41
Fr -44	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Afinitat electrònica Justificació de la variació



L'afinitat electrònica varia, en valor absolut, **de la mateixa manera que l'energia d'ionització** (si cal molta energia per arrencar un electró d'un àtom, també s'alliberarà molta energia quan l'àtom capti aquest electró)

Electronegativitat Definició

L'**electronegativitat** mesura la tendència d'un àtom a atreure els electrons quan s'enllaça amb altres àtoms.

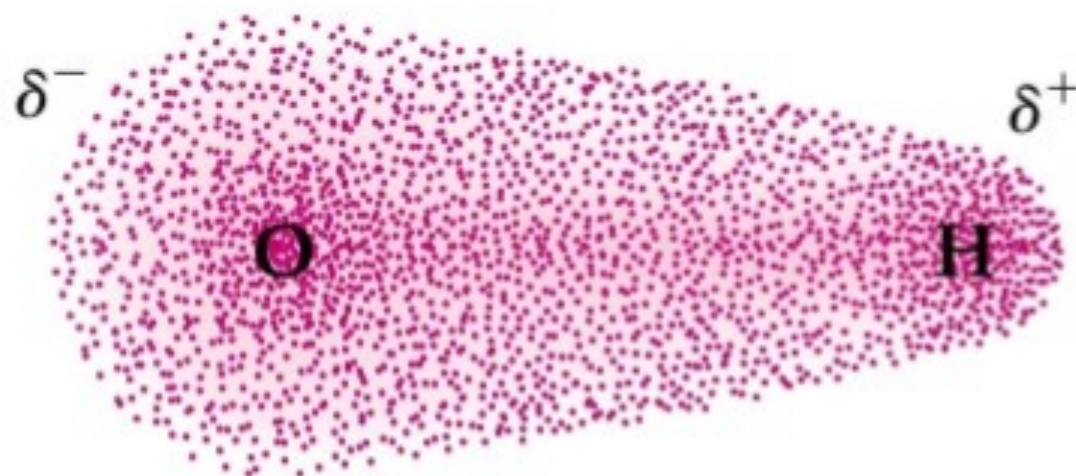
Per mesurar l'electronegativitat s'utilitza l'**escala de Pauling**.

1																	13	14	15	16	17
H 2.1																	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
2	Li 1.0	Be 1.5											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0				
3	Na 0.9	Mg 1.2	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8				
4	K 0.8	Ca 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5				
5	Rb 0.8	Sr 1.0	La* 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.4	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2				
6	Cs 0.8	Ba 0.9	Ac† 1.1	* Lanthanides: 1.1–1.3 † Actinides: 1.3–1.5																	
7	Fr 0.7	Ra 0.9																			

Electronegativitat

Definició

Si els àtoms units per un **enllaç covalent** tenen diferent **electronegativitat** la **densitat electrònica** es concentra al voltant de l'àtom més electronegatiu.



Electronegativitat: 3.5

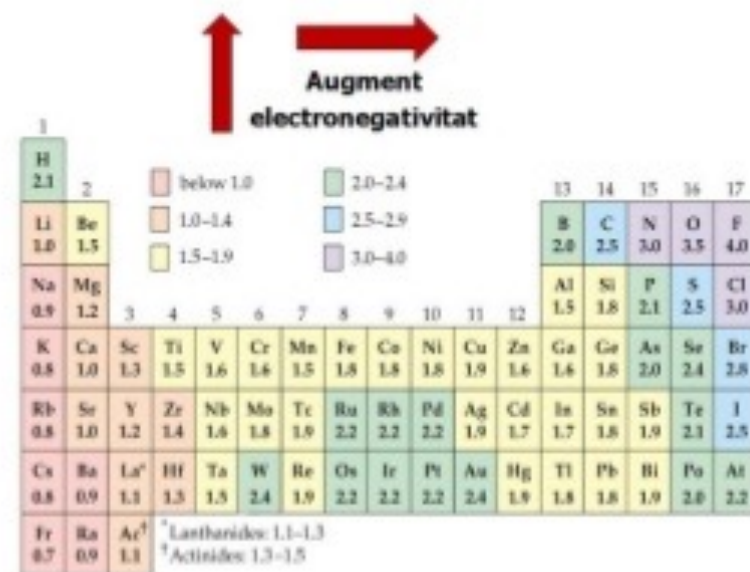
2.1

Electronegativitat Variació periòdica

Augment electronegativitat

electronegativitat																	
1													13	14	15	16	17
H 2.1	2											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
Li 1.0	Be 1.5											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	
Na 0.9	Mg 1.2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	
Cs 0.8	Ba 0.9	La* 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.4	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9						
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac† 1.1	* Lanthanides: 1.1–1.3 † Actinides: 1.3–1.5														

Electronegativitat Justificació de la variació



Quan més petit sigui el radi atòmic, més gran és l'atracció que exerceix el nucli sobre els electrons i per tant més gran serà l'electronegativitat (tendència de l'àtom a atraure els electrons en un enllaç)

Caràcter metàl·lic

Definició

Diagrama de la taula periòdica que mostra la divisió dels elements en metalls, no metalls i metaloides.

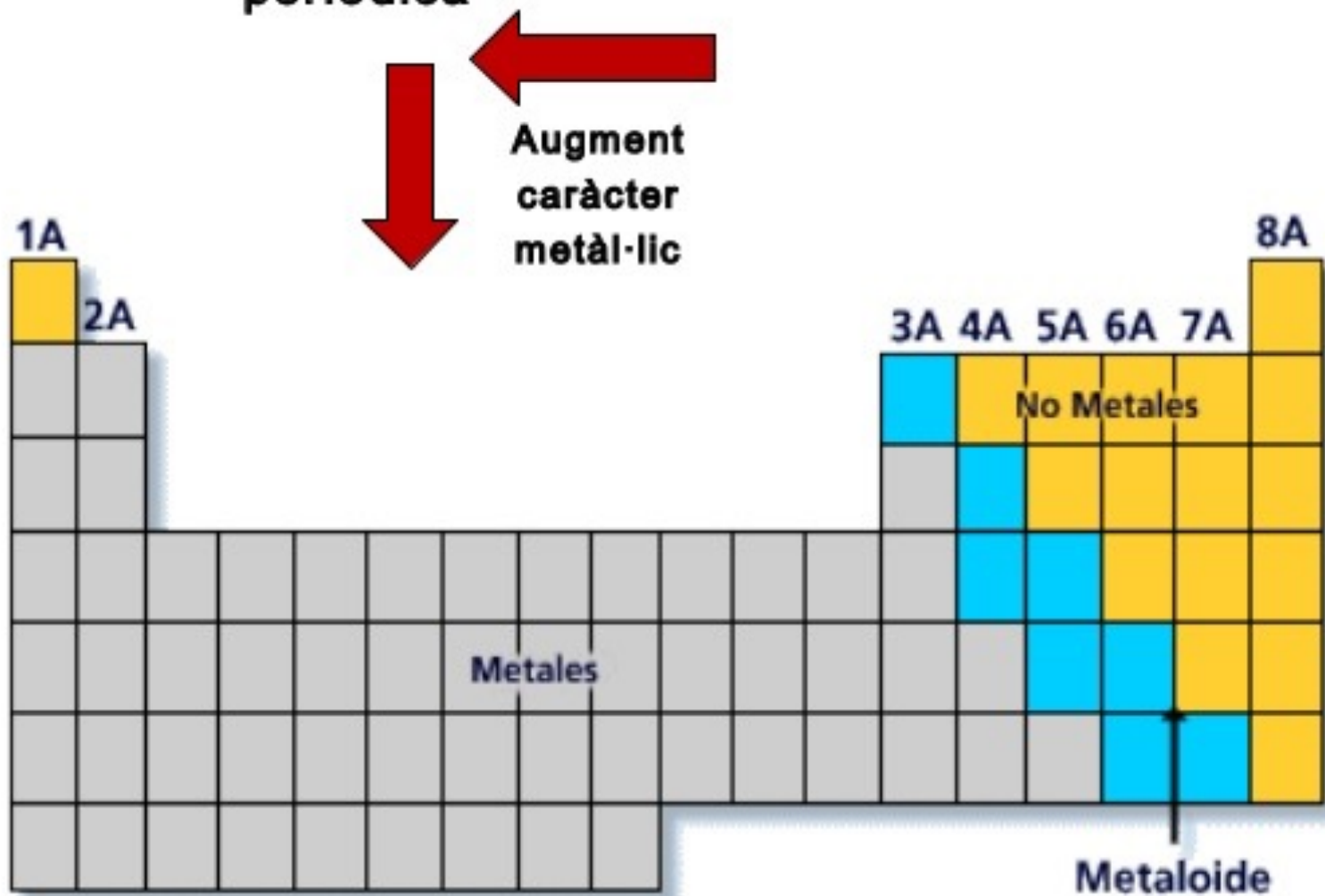
Les columnes estan etiquetades: 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A, 8A.

Les regions estan etiquetades: Metales, No Metales, Metaloides.

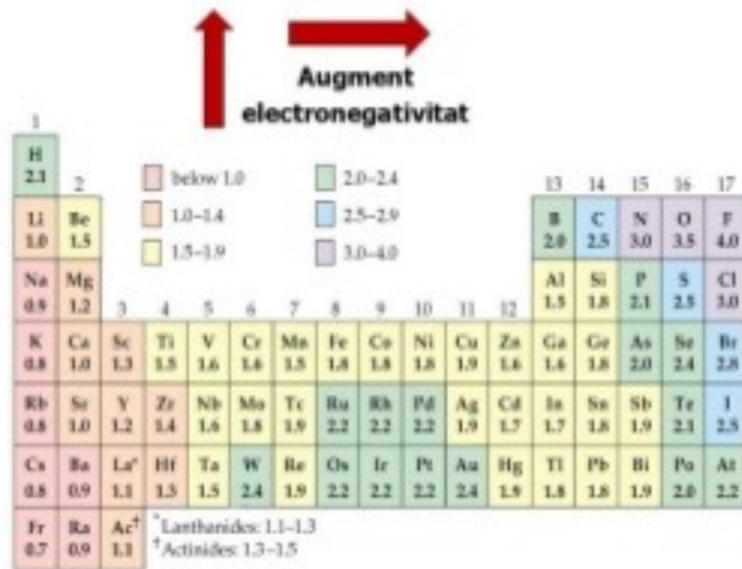
Els elements **metàl·lics** tenen tendència a perdre electrons amb facilitat i formen **cations**.

Els **no metalls** normalment tendeixen a captar electrons i es converteixen en **anions**.

Caràcter metàl·lic Variació periòdica



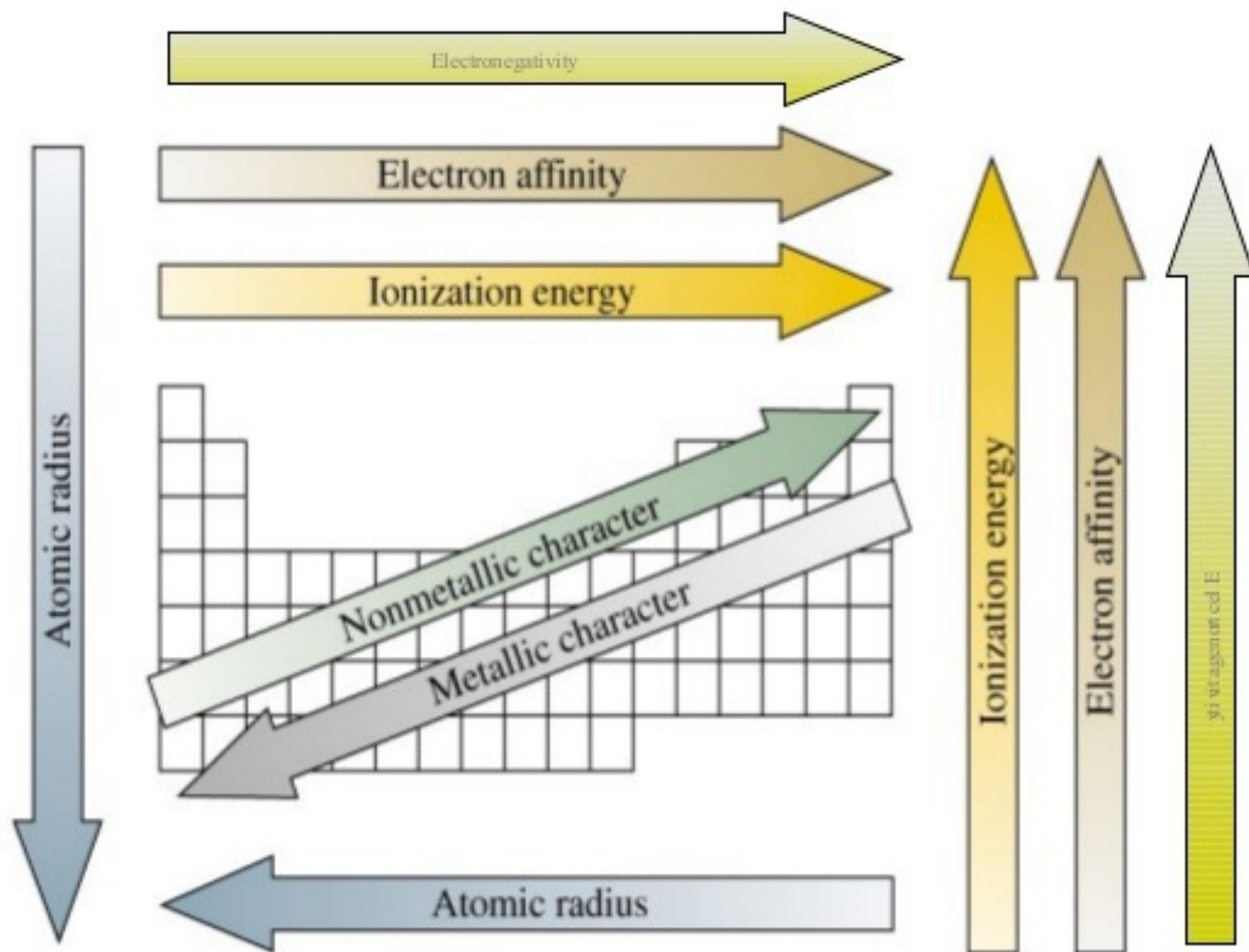
Caràcter metàl·lic Justificació de la variació



Els **metalls** tenen valors d'electronegativitat baixos, són **electropositius** (estan situats a la part esquerra de la taula periòdica)

Els **no metalls** són elements **electronegatius** (part dreta de la taula periòdica).





Inorganic
CHEMISTRY

5247