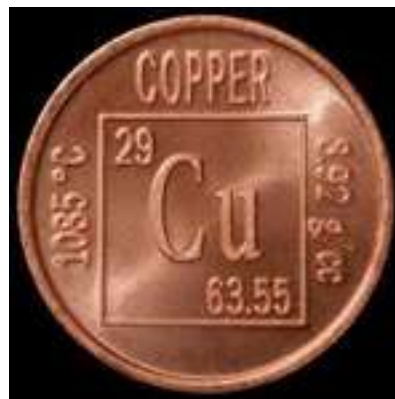


Per què es va fer necessari ordenar els elements?

En l'antiguitat es coneixien pocs elements en estat lliure, però a mesura que la ciència va avançar i es van poder separar els compostos en els seus elements (per exemple, mitjançant l'electròlisi), va augmentar el nombre d'elements coneguts.

Els químics del segle XIX van observar propietats similars entre alguns elements químics (densitat, reactivitat, fórmula dels seus compostos). Per tant, ha d'haver alguna relació entre aquests elements i això va fer pensar en la possibilitat de classificar-los per tal de facilitar el seu estudi.



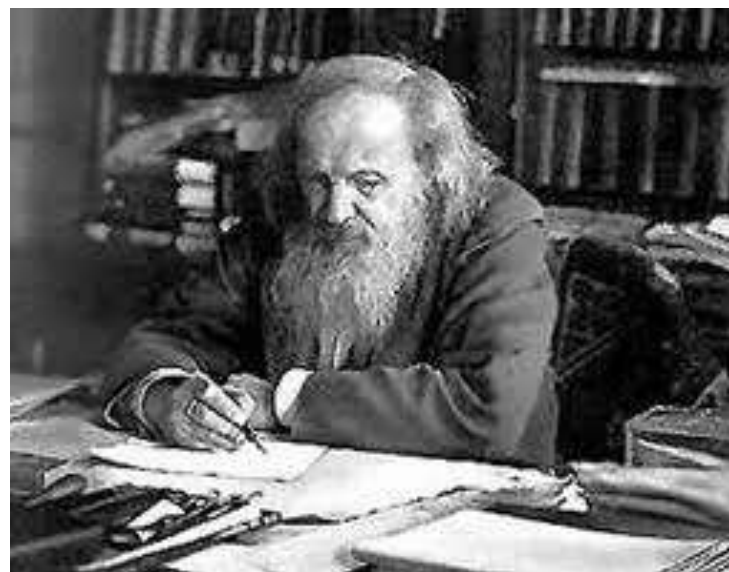
La classificació periòdica de Mendeléeiev

Després de diversos intents de classificació, l'any 1869 **Lothar Meyer** i **Dimitri Mendeléeiev** van proposar, de forma independent, una taula periòdica, que va servir com a base de la taula actual.

Mendeléeiev va trobar una repetició periòdica de les propietats dels elements en ordenar-los per ordre creixent de masses atòmiques.



Lothar Meyer



Dimitri Mendeléeiev

Taula periòdica de Mendeléeiev

Row	Group I — R ₂ O	Group II — RO	Group III — R ₂ O ₃	Group IV RH ₄ RO ₂	Group V RH ₃ R ₂ O ₅	Group VI RH ₂ RO ₃	Group VII RH R ₂ O ₇	Group VIII — RO ₄
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 = 106, 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		

La taula periòdica actual

En la taula periòdica actual, o sistema periòdic, els elements estan ordenats per **ordre creixent del seu nombre atòmic (Z)**.

<https://www.ptable.com/?lang=ca>

Períodes

Files horitzontals numerades de l'1 al 7 en que s'alineen els elements.

Grups o famílies

Columnes de la taula numerades de l'1 al 18, on s'agrupen elements que tenen propietats similars.

Grup 1: **Metalls alcalins** (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)

Grup 2: **Metalls alcalinoterris** (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)

Grups 3 al 12: **Metalls de transició**

Grup 13: **Família del Bor** (B, Al, Ga, In, Tl)

Grup 14: **Família del Carboni** (C, Si, Ge, Sn, Pb)

Grup 15: **Família del Nitrogen** (N, P, As, Sb, Bi)

Grup 16: **Família dels Calcògens** (O, S, Se, Te, Po)

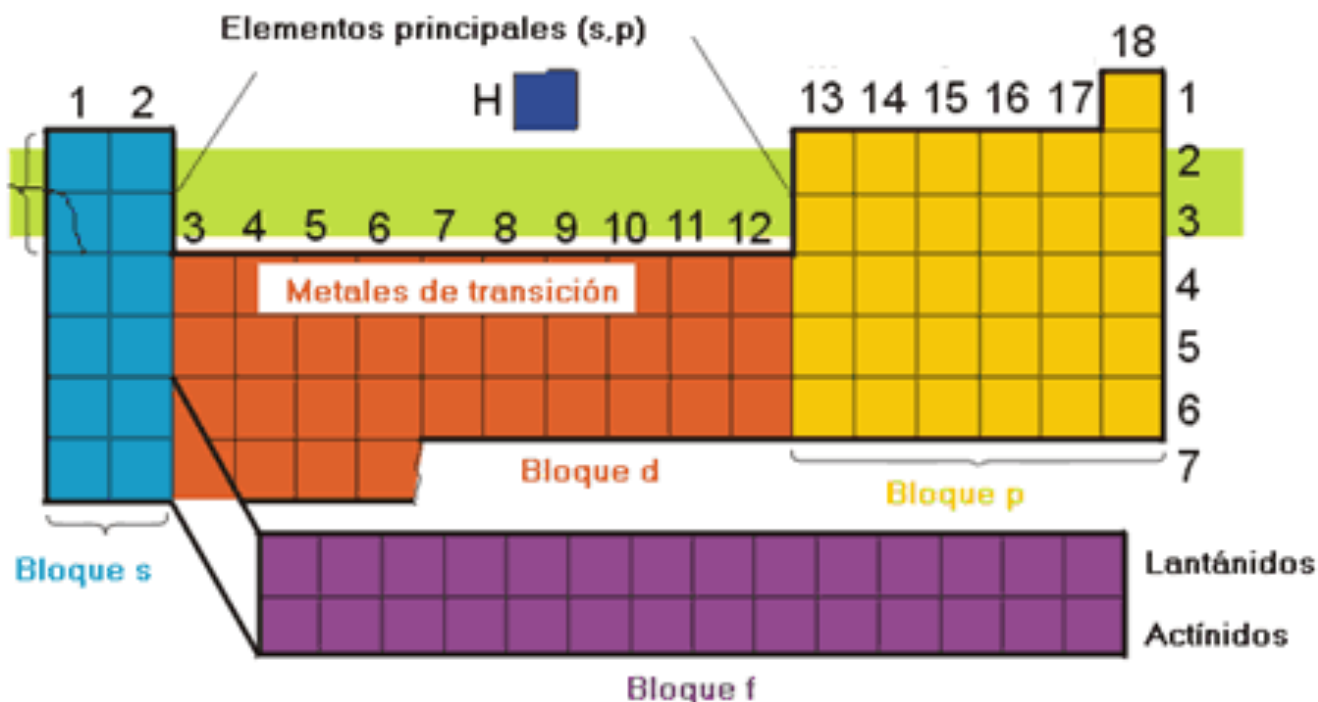
Grup 17: **Halògens** (F, Cl, Br, I, At)

Grup 18: **Gasos Nobles** (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)

La taula periòdica actual

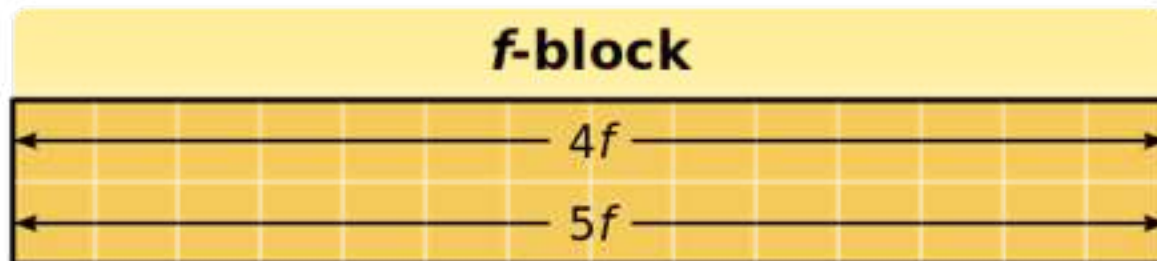
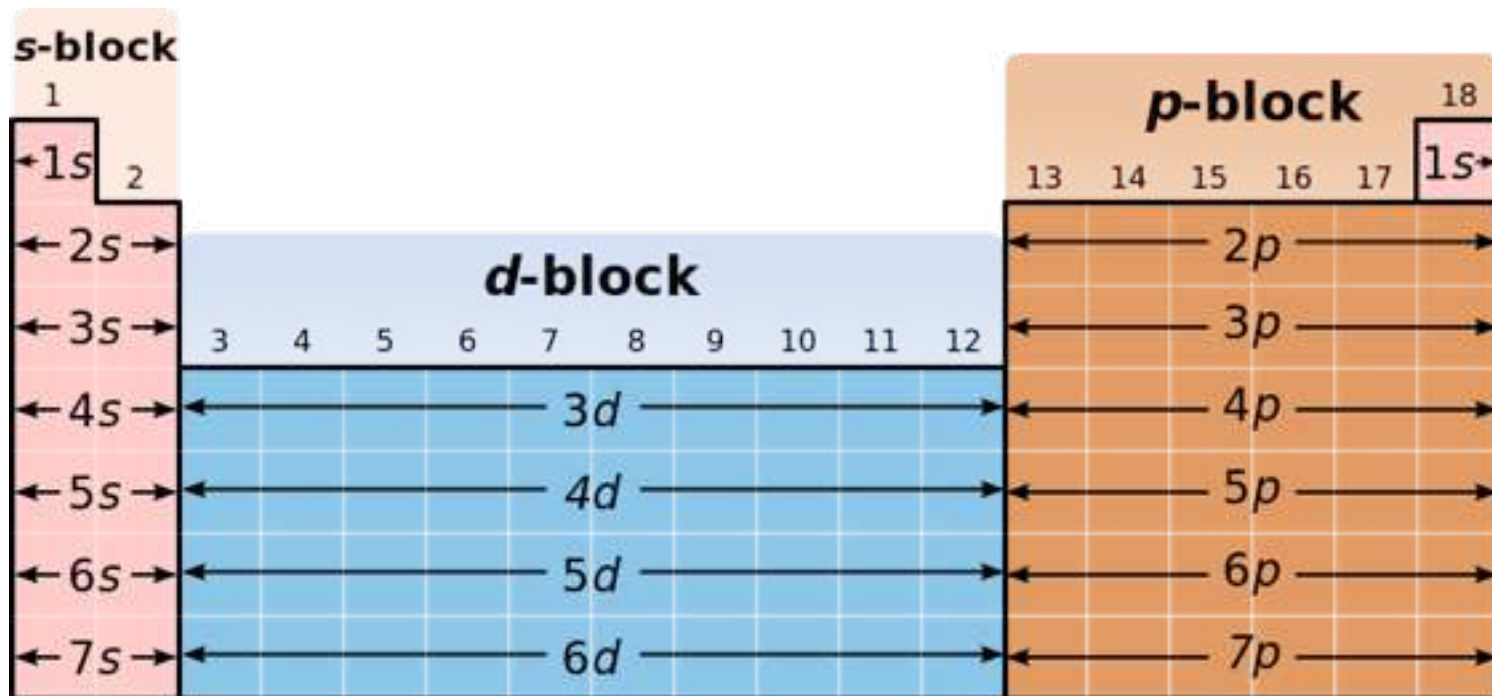
Els elements dels grups 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 i 18 reben el nom d'**elements representatius** o **elements dels grups principals**.

A peu de taula hi ha els **elements de transició interna** o **terres rares**: la família dels **lantànids** i la família dels **actínids**. Els elements que formen cadascuna d'aquestes famílies tenen propietats molt semblants entre ells, per això s'agrupen de forma independent a la resta de la taula.



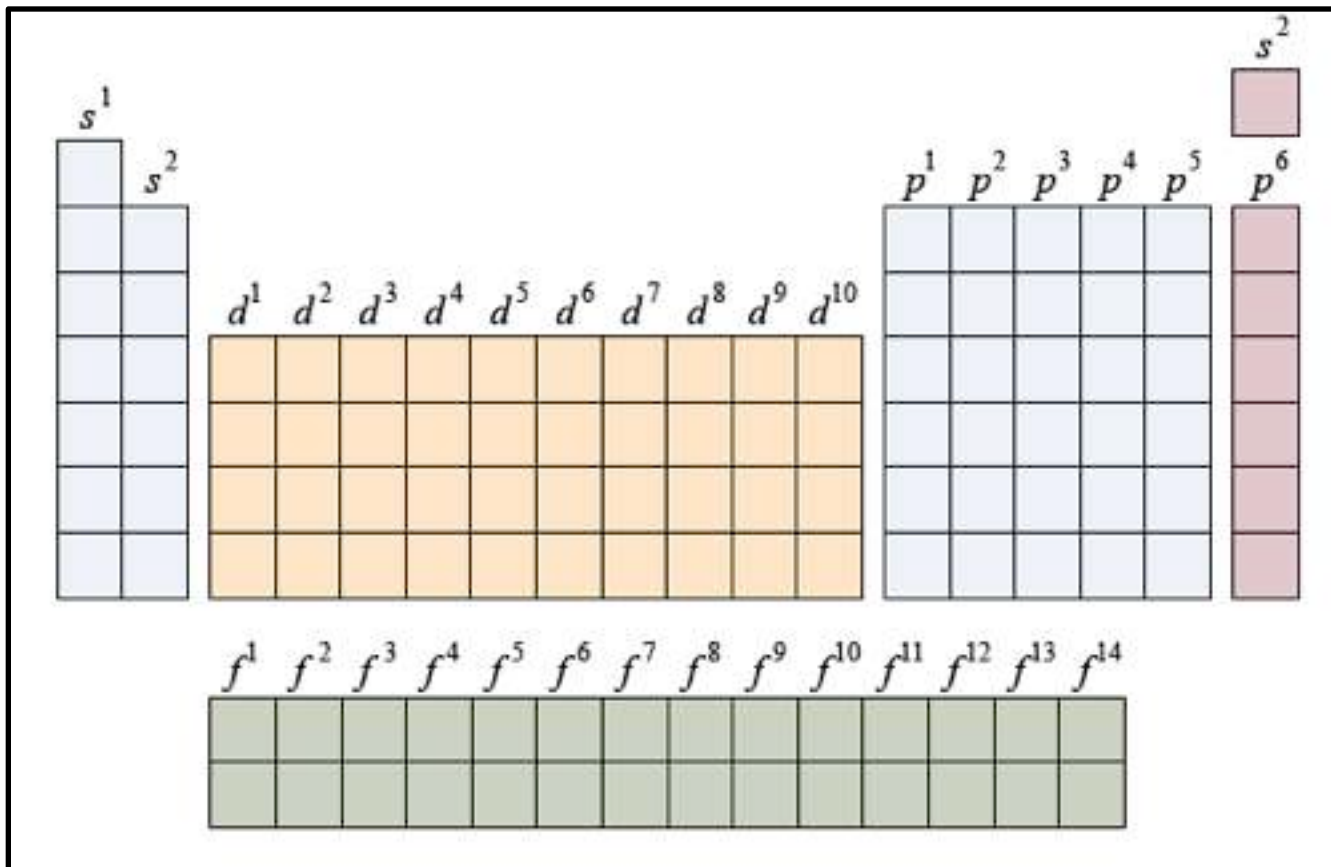
Configuració electrònica i taula periòdica

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



Configuració electrònica i taula periòdica

Hi ha tants períodes com nivells energètics. Cada període s'inicia quan comença a omplir-se un nou nivell. Els elements del mateix grup tenen la mateixa configuració electrònica de l'últim nivell energètic (capa de valència).



Propietats periòdiques

“Les propietats dels elements que depenen de la configuració electrònica varien periòdicament amb el nombre atòmic” (**llei de Moseley**, 1913).



Henry Moseley

Les propietats periòdiques més importants són:

- Radi atòmic (i volum atòmic)
- Energia d'ionització
- Afinitat electrònica
- Electronegativitat
- Caràcter metàl·lic

(En aquest 1r curs iniciarem l'estudi de l'energia d'ionització, l'electronegativitat i el caràcter metàl·lic).

Energia d'ionització

L'energia d'ionització (EI) o potencial d'ionització és l'energia necessària per arrencar un electró d'un àtom en fase gasosa i en estat fonamental.

L'electró arrencat és el més allunyat del nucli i l'àtom que ha perdut un electró es transforma en un ió positiu o catió:



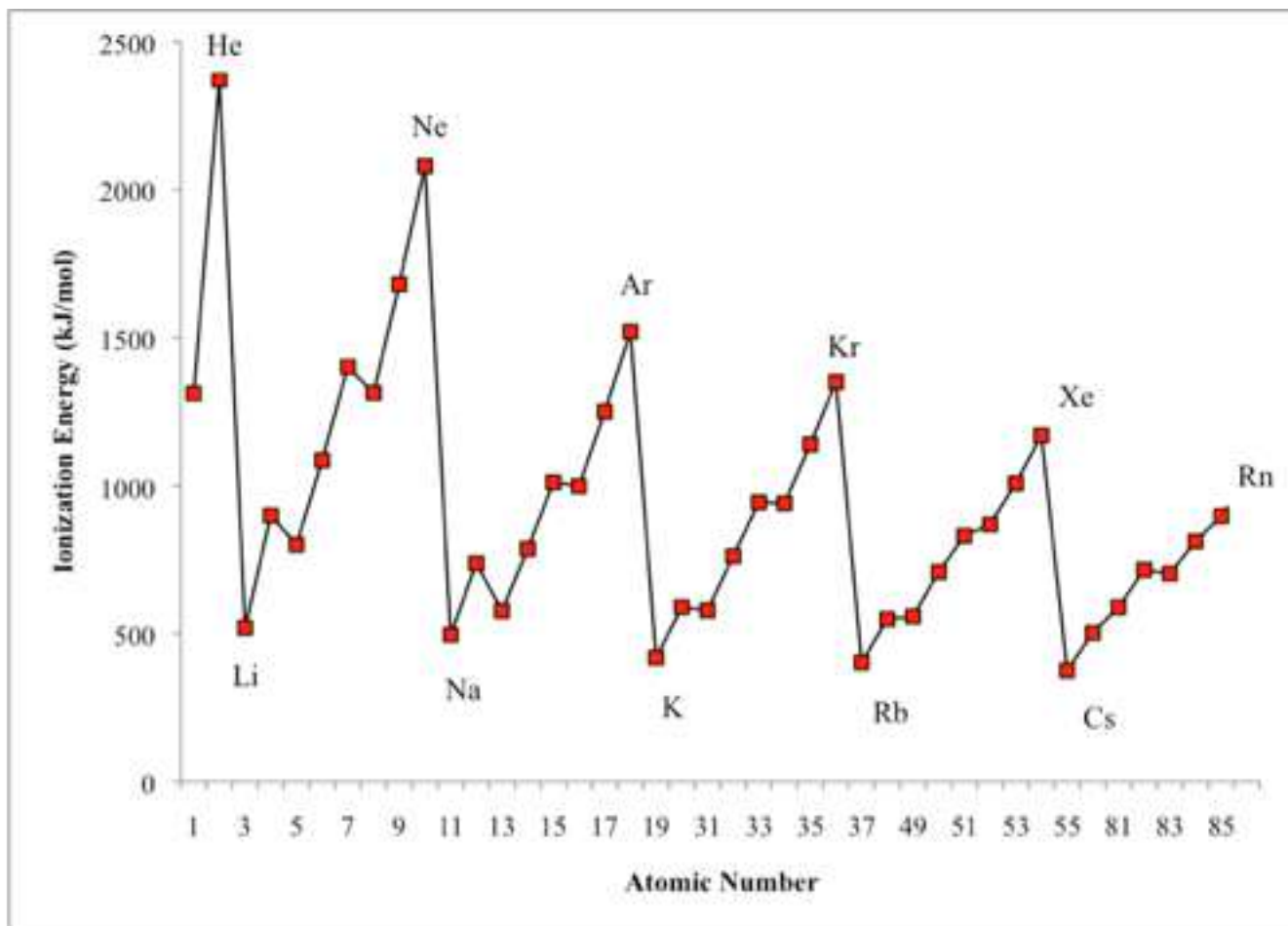
Si s'arrenca un electró d'un àtom neutre, es tracta de la **1a energia d'ionització**. Però és possible arrencar un segon electró (**2a energia d'ionització**), un tercer (**3a energia d'ionització**), ...

L'energia necessària per arrencar successius electrons cada vegada és més gran (costa més arrencar e^- d'espècies amb càrrega positiva).

Exemple: Li ($Z = 3$)

[1a EI = 520 kJ/mol
	2a EI = 7297 kJ/mol
	3a EI = 11810 kJ/mol

Variació periòdica de l'energia d'ionització



Els valors màxims de l'energia d'ionització en cada període corresponen als **gasos nobles** (configuració electrònica molt estable) i els valors mínims corresponen als **metalls alcalins** (l'electró del darrer nivell està més allunyat del nucli i els electrons més interns actuen com a pantalla, dificultant l'atracció nuclear).

Electronegativitat

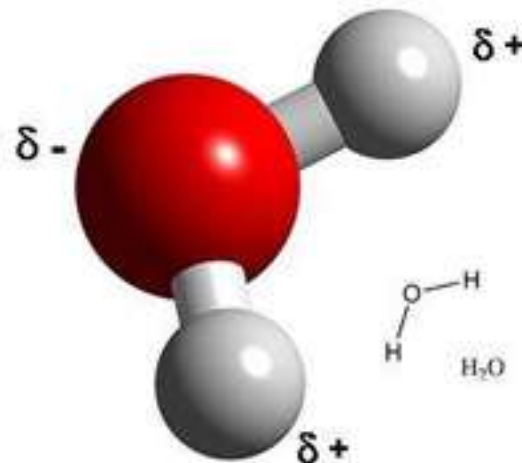
L'electronegativitat d'un element és la tendència que té un àtom d'un element, enllaçat amb un àtom d'un altre element, a atreure cap a ell mateix els electrons de l'enllaç.

Per exemple, el fluor i l'oxigen tenen molta tendència a atreure cap a ells els electrons de l'enllaç quan s'uneixen amb altres elements → F i O són molt **electronegatius**.

En canvi, el sodi i el potassi són molt poc electronegatius → Na i K són **electropositius**.

El concepte d'electronegativitat permet **preveure el tipus d'enllaç** que es formarà entre dos àtoms.

L'oxigen és més electronegatiu que l'hidrogen: això explica la polaritat de la molècula d'aigua



Taula d'electronegativitats

<u>H</u> 2.1																		<u>He</u>
<u>Li</u> 1.0	<u>Be</u> 1.5											<u>B</u> 2.0	<u>C</u> 2.5	<u>N</u> 3.0	<u>O</u> 3.5	<u>F</u> 4.0		<u>Ne</u>
<u>Na</u> 0.9	<u>Mg</u> 1.2											<u>Al</u> 1.5	<u>Si</u> 1.8	<u>P</u> 2.1	<u>S</u> 2.5	<u>Cl</u> 3.0		<u>Ar</u>
<u>K</u> 0.8	<u>Ca</u> 1.0	<u>Sc</u> 1.3	<u>Ti</u> 1.5	<u>V</u> 1.6	<u>Cr</u> 1.6	<u>Mn</u> 1.5	<u>Fe</u> 1.8	<u>Co</u> 1.9	<u>Ni</u> 1.8	<u>Cu</u> 1.9	<u>Zn</u> 1.6	<u>Ga</u> 1.6	<u>Ge</u> 1.8	<u>As</u> 2.0	<u>Se</u> 2.4	<u>Br</u> 2.8		<u>Kr</u>
<u>Rb</u> 0.8	<u>Sr</u> 1.0	<u>Y</u> 1.2	<u>Zr</u> 1.4	<u>Nb</u> 1.6	<u>Mo</u> 1.8	<u>Tc</u> 1.9	<u>Ru</u> 2.2	<u>Rh</u> 2.2	<u>Pd</u> 2.2	<u>Ag</u> 1.9	<u>Cd</u> 1.7	<u>In</u> 1.7	<u>Sn</u> 1.8	<u>Sb</u> 1.9	<u>Te</u> 2.1	<u>I</u> 2.5		<u>Xe</u>
<u>Cs</u> 0.7	<u>Ba</u> 0.9	<u>Lu</u>	<u>Hf</u> 1.3	<u>Ta</u> 1.5	<u>W</u> 1.7	<u>Re</u> 1.9	<u>Os</u> 2.2	<u>Ir</u> 2.2	<u>Pt</u> 2.2	<u>Au</u> 2.4	<u>Hg</u> 1.9	<u>Tl</u> 1.8	<u>Pb</u> 1.9	<u>Bi</u> 1.9	<u>Po</u> 2.0	<u>At</u> 2.2		<u>Rn</u>
<u>Fr</u> 0.7	<u>Ra</u> 0.9	<u>Lr</u>	<u>Rf</u>	<u>Db</u>	<u>Sg</u>	<u>Bh</u>	<u>Hs</u>	<u>Mt</u>	<u>Ds</u>	<u>Uuu</u>	<u>Uub</u>	<u>Uut</u>	<u>Uug</u>	<u>Uup</u>	<u>Uuh</u>	<u>Uus</u>		<u>Uuo</u>

valor màxim

valors mínims

Taula d'electronegativitats
(observa que s'expressen amb nombres abstractes)

Variació de les propietats periòdiques en la T.P.

En general, l'energia d'ionització i l'electronegativitat:

- augmenten d'esquerra a dreta en cada període.
- augmenten de baix cap a dalt dins de cada grup.

H																	He
1312																	2372
Li	Be											B	C	N	O	P	Ne
520	899											800	1086	1402	1313	1681	2081
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
496	738											577	786	1012	1000	1251	1521
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
419	590	633	659	651	663	717	762	760	737	745	906	579	762	947	941	1140	1351
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
403	549	600	640	652	684	702	710	720	804	731	868	558	708	834	869	1008	1170
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
376	503	523	658	761	770	760	840	880	870	890	1007	589	715	703	812	920	1037
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Ct	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
380	509																

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

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

below 1.0 2.0-2.4
 1.0-1.4 2.5-2.9
 1.5-1.9 3.0-4.0

* Lanthanides: 1.1-1.3
 † Actinides: 1.3-1.5

Metalls

- **Sòlids** a temperatura ambient (amb poques excepcions, com el Hg).
 - **Brillantor** metàl·lica. Són **mal·leables** i **dúctils**.
 - **Bons conductors** de la calor i l'electricitat.
 - Molts són **durs** i **resistents** a la ruptura.
 - La majoria tenen **punts de fusió alts** i **densitats elevades**.
- Tenen **energies d'ionització baixes**. Són **electropositius**.



No-metalls

A temperatura ambient, alguns són **gasos** (com l'oxigen i el clor), el brom és **líquid**, i altres són **sòlids** (com el fòsfor i el sofre).

- No tenen brillantor metàl·lica (són **mates**).
- La majoria **no** són **bons conductors** de la calor i l'electricitat.

En general, tenen energies **d'ionització altes**. Són **electronegatius**.



Caràcter metàl·lic / no metàl·lic en la T.P.

- Els metalls més actius estan situats a l'esquerra i cap avall de la taula periòdica → l'element més electropositiu és el franci.
- Els no-metalls més actius estan situats a la dreta i cap amunt de la taula periòdica → l'element més electronegatiu és el fluor.

En la taula periòdica de la figura observem una ratlla més gruixuda que va des del B fins a l'At, esglaonadament. Els elements situats a l'esquerra de la ratlla són **metalls**, i els situats a la dreta, són **no-metalls**. Els elements contigus a aquesta línia (*B, Si, Ge, As, Sb, Te, At*) es consideren **semimetalls** (proprietats intermèdies).

Metalls i no-metalls

The periodic table is color-coded to show the distribution of metals, metalloids, and nonmetals. A thick diagonal line separates the red metal region on the left from the blue nonmetal region on the right. Green elements (B, Si, Ge, As, Sb, Te, At) are located along this diagonal line. The lanthanide and actinide series are shown below the main table.

1																	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	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	Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu																
Metalloids	Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr																
Nonmetals																	