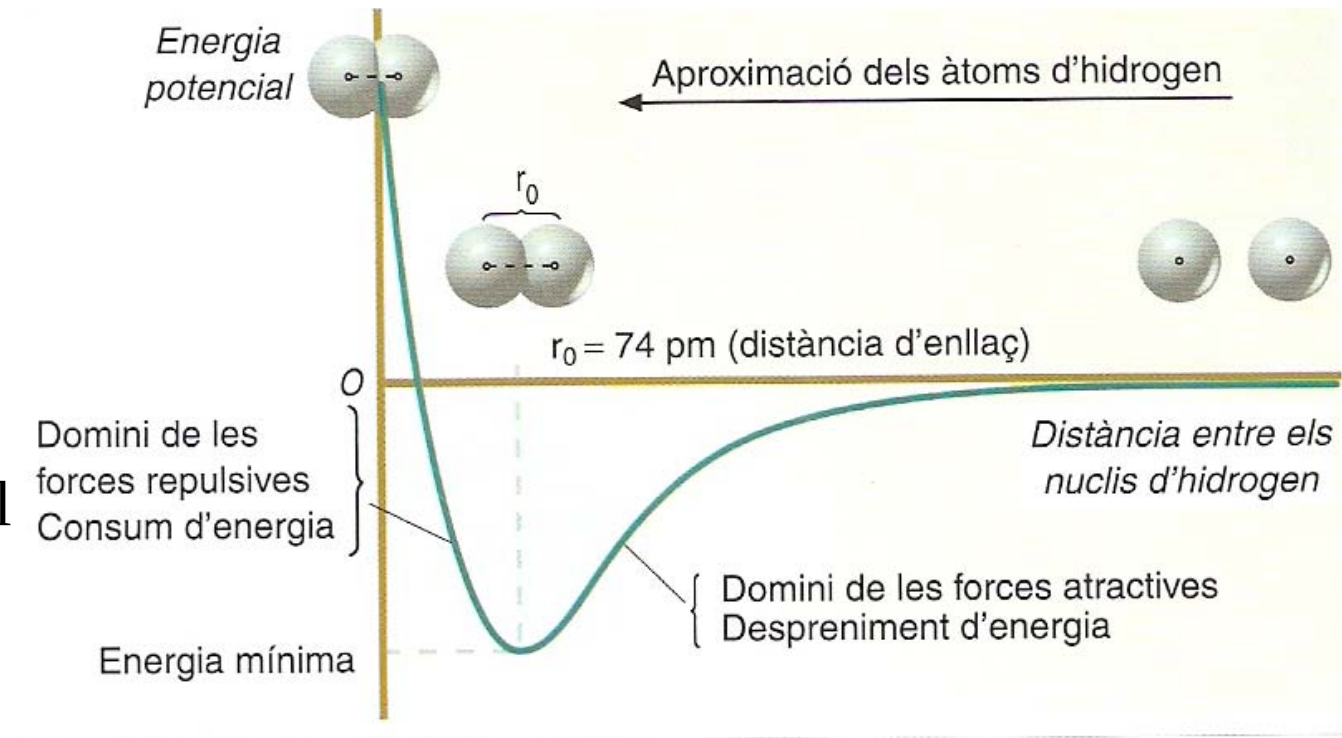


Per què s' uneixen els àtoms?

Els àtoms, molècules i ions i s'uneixen entre si perquè al fer-lo s'arriba a una situació de mínima energia, el que equival a dir de màxima estabilitat.

Són els electrons més externs, els també cridats electrons de valència els responsables d'aquesta unió, igual que de la estequiometria i geometria de les substàncies químiques.

- L'energia dels àtoms aïllats es considera 0.
- Quan s'acosten els àtoms dominen les forces atractives.
- Quan els àtoms es troben a una determinada distància, l'energia és mínima i l'estabilitat del sistema és màxima.
- Si els àtoms s'acosten més, apareix un domini de les forces repulsives respecte de les atractives, la qual cosa representa una absorció d'energia.



CLASSES D'ENLLAÇOS QUÍMICS

- * Intramoleculares:

 - Iònic.

 - Covalent.

- * Intermoleculares:

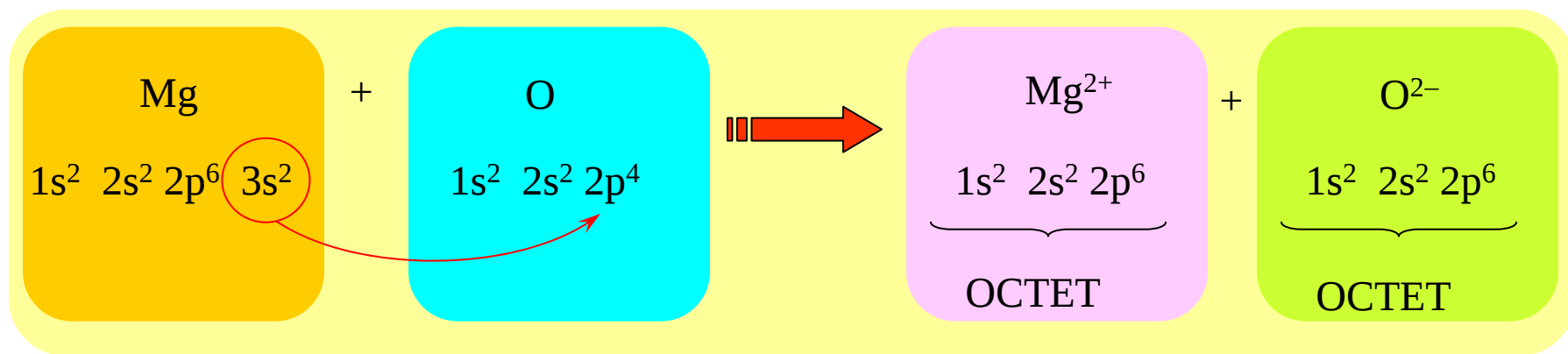
 - Forces de Van de Waals

 - Enllaços d'hidrogen.

- * Metàl·lic.

L'enllaç iònic (I)

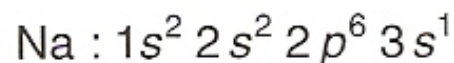
- El magnesi cedeix dos electrons a l'oxigen. Tots dos consigüeixen completar al seu octet.



- Els ions formats, s'atrauen fortament per tenir càrregues elèctriques de diferent signe
- Aquest enllaç es denomina iònic, i és la unió dintre ions de càrrega diferent a causa de forces electrostàtiques . Es dóna entre elements d'un potencial d'ionització baix, com el sodi , i elements que poden guanyar electrons amb facilitat, exemple el clor.

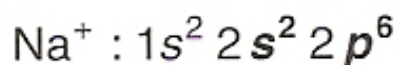
Formació d'un compost iònic: clorur de sodi, NaCl

Element **metàl·lic**

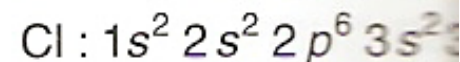


Cedeix un electró.

Forma un
ió **positiu**.

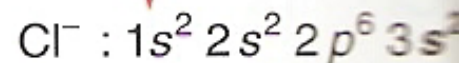


Element **no metàl·lic**



Guanya un electró.

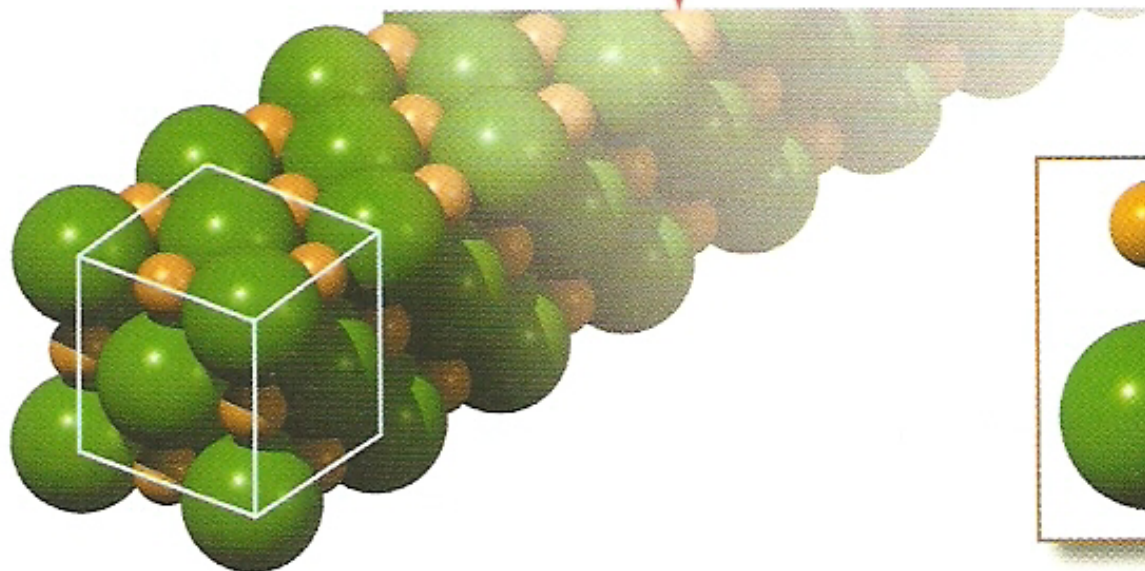
Forma un
ió **negatiu**.



$-1 e^-$

$+1 e^-$

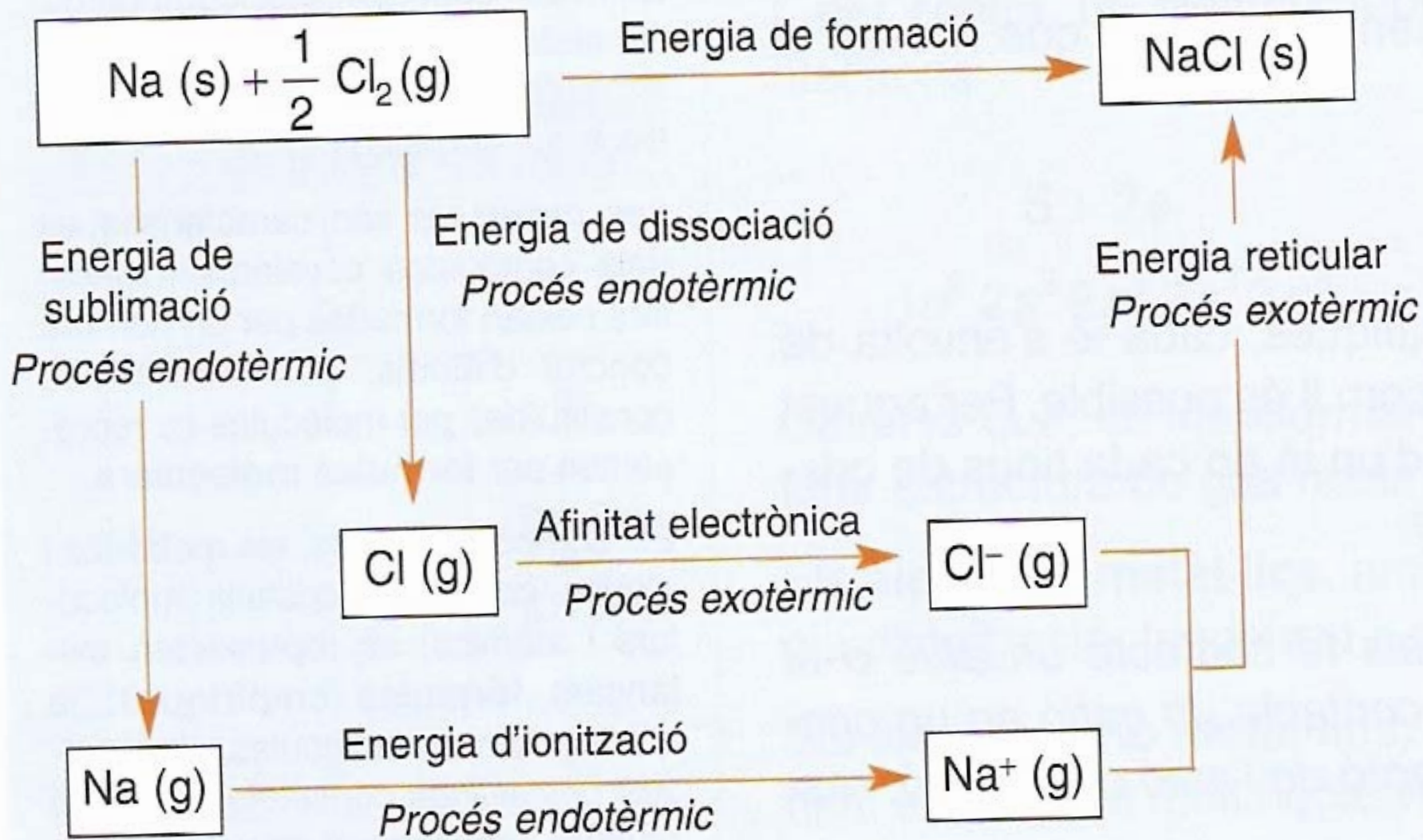
Agrupació dels ions positius
i negatius en un cristall iònic



Na^+



Cl^-

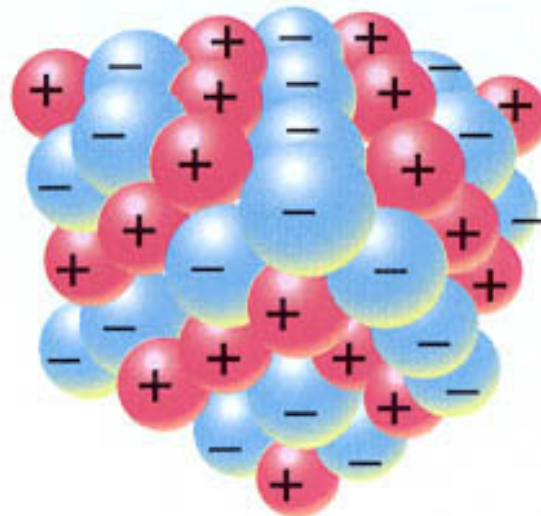


L' enllaç iònic (II)



Ion O^{2-}

Ion Mg^{2+}

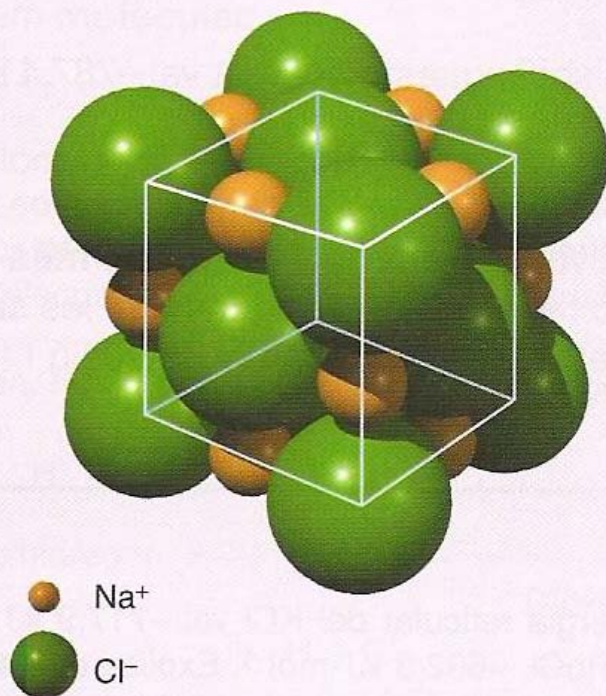


Els compostos iònics són sòlids a temperatures ordinàries. Atès que les forces entre ions no tenen cap direcció determinada, sinó que es donen en totes les direccions de l'espai, cad ió es troba envoltat d'ions de signe contrari.

El nombre d'ions d'un signe , que són els veïns més pròxims d'un altre de signe contrari, és el **nombre de coordinació** d'aquest ió. El conjunt forma una xarxa cristal·lina, en el vèrtexs de la qual hi ha ions.

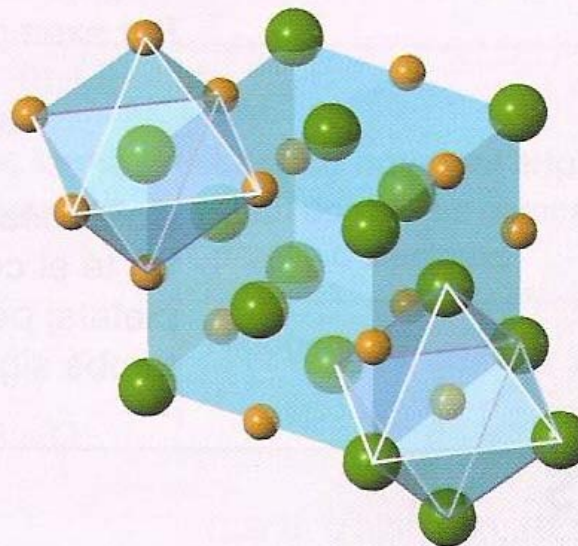


Xarxa cristal·lina de clorur de sodi, NaCl



Nombre de coordinació del clor: 6

Disposició octaèdrica, atès que els ions Na^+ ocupen els vèrtexs d'un octaedre al voltant de l'ió central Cl^-



Nombre de coordinació del sodi: 6

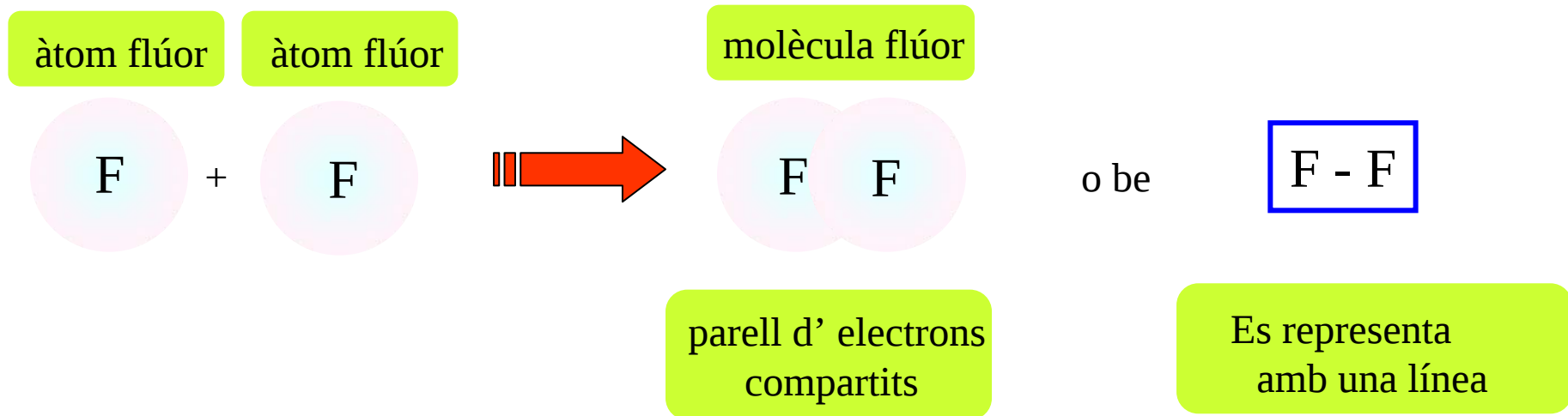
Disposició octaèdrica, atès que els ions Cl^- ocupen els vèrtexs d'un octaedre al voltant de l'ió central Na^+

Tal com es veu en la figura, el nombre de coordinació del clor en el clorur de sodi és 6, i el del sodi també. Això s'expressa dient que el nombre de coordinació del clorur de sodi és 6:6.

En altres cristalls iònics en què la proporció dels dos tipus d'ions no és 1:1, els nombres de coordinació són diferents. Així, per exemple, en el fluorur de calci, CaF_2 , el nombre de coordinació és 8:4.

L'enllaç covalent (I)

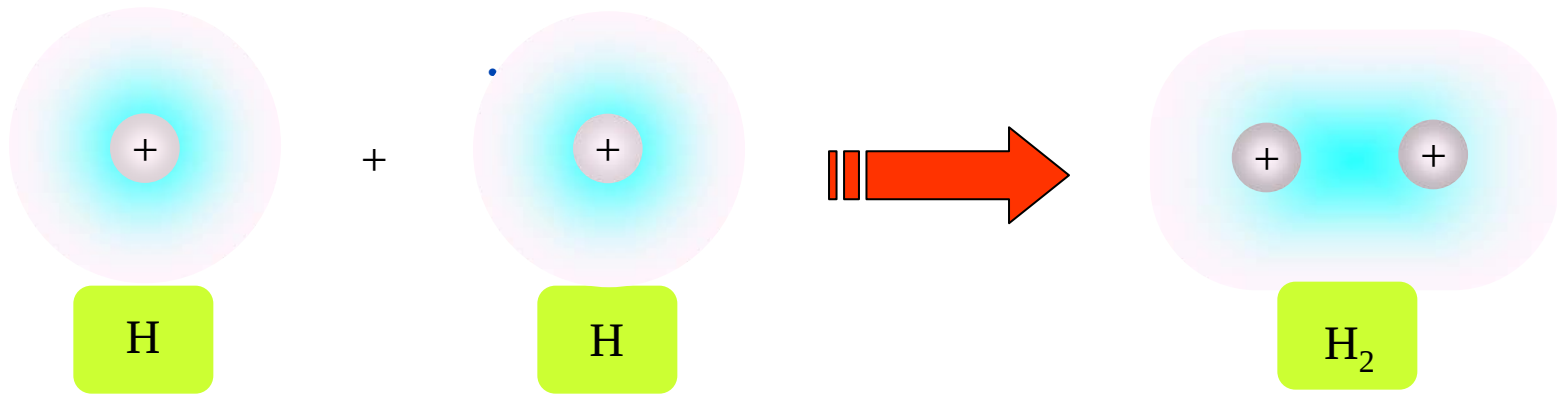
- Quan dos àtoms comparteixen un parell d'electrons es diu que formen un **enllaç covalent** . Els compostos que només tenen enllaços covalents s'anomenen **compostos covalents**.
- Lewis va suggerir que els àtoms podien aconseguir al seu octet compartint un parell d'electrons



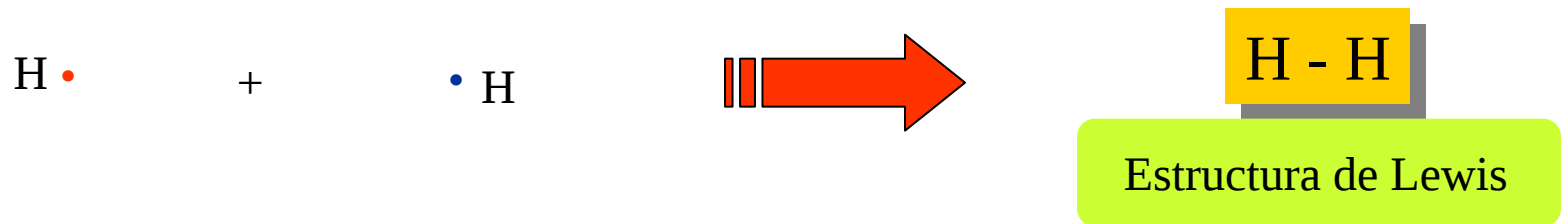
Els àtoms tenen igual o semblant electronegativitat.

L' enllaç covalent (II)

Molècula d' hidrogen

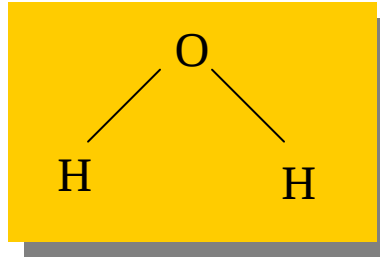
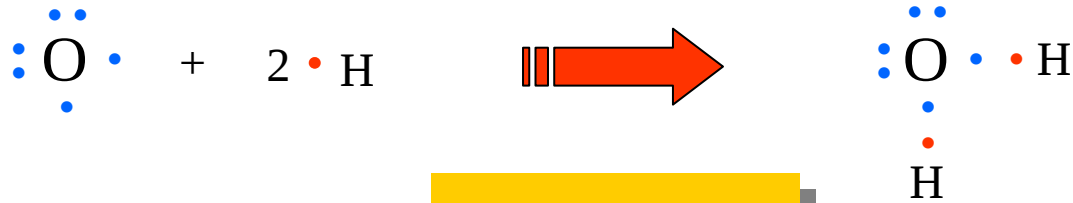


Dos àtoms d'hidrogen comparteixen un par d'electrons

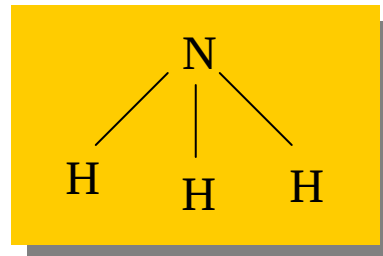
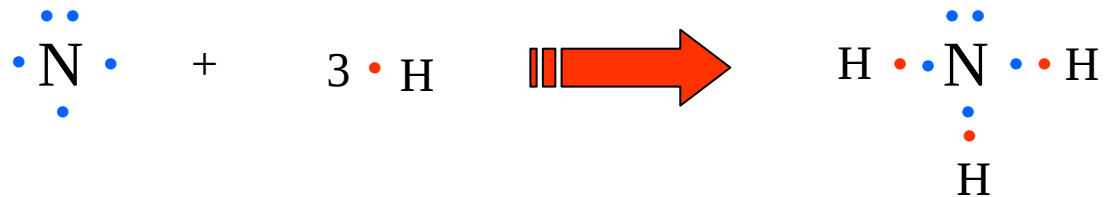


L' enllaç covalent (III)

Molècula d'aigua

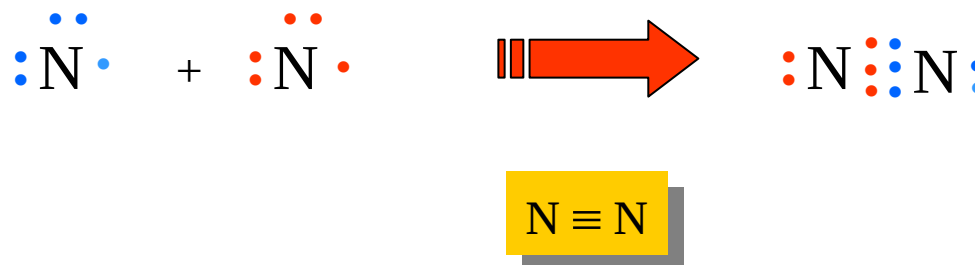
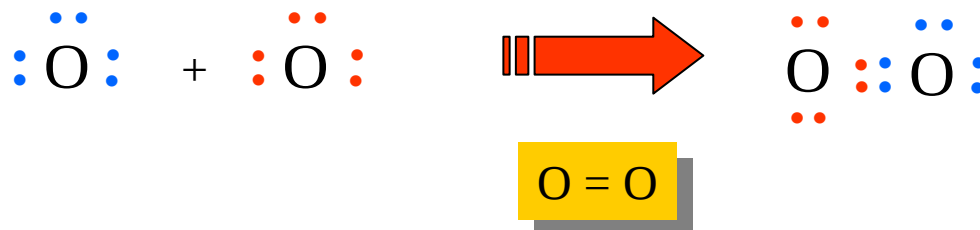


Molècula d'amoníac



Enllaços covalents múltiples i coordinats

Dos àtoms poden compartir més d'un parell d'electrons; llavors es formen enllaços dobles, enllaços triples.

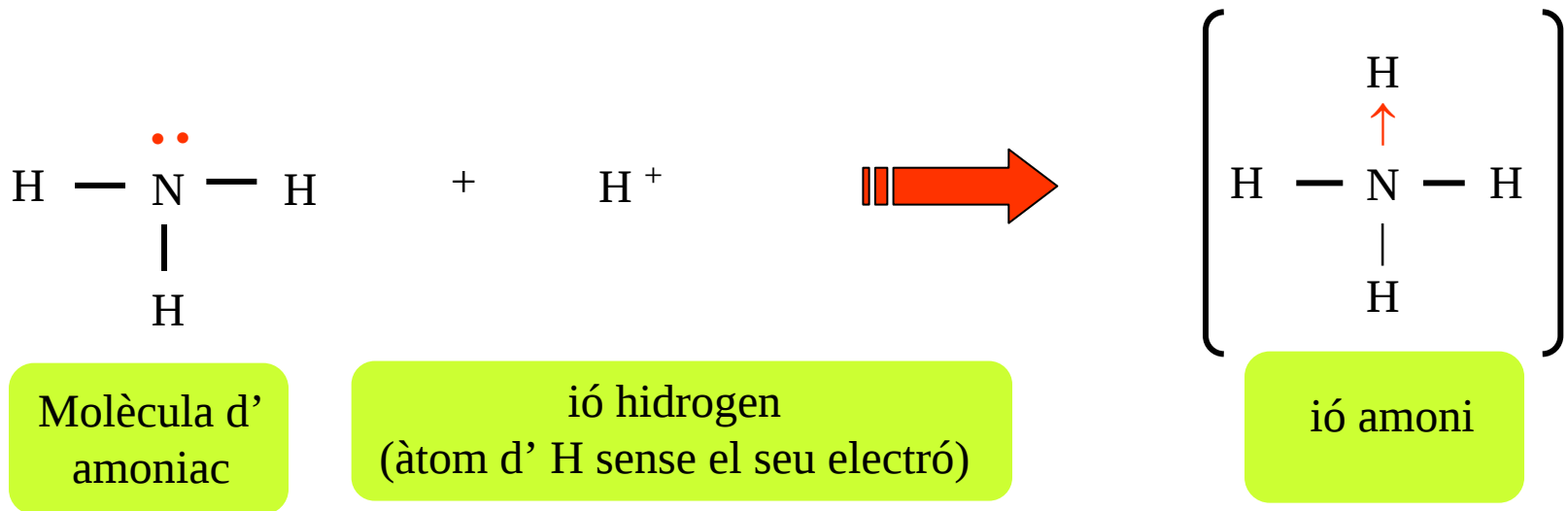


Un àtom també pot formar més d'un enllaç amb àtoms d'elements diferents. En el pentafluorur, un àtom de fòsfor s'uneix a cinc àtoms de clor i amb cadascun d'ells forma un enllaç senzill; cada àtom de clor adopta la configuració d'un gas noble.

Enllaç covalent datiu

En un enllaç covalent entre dos àtoms, els dos electrons que formen el parell d'enllaç poden provenir d'un mateix àtom i no un de cada àtom.

Aquest enllaç es anomena **enllaç covalent de coordinació o datiu**.

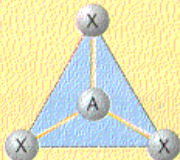
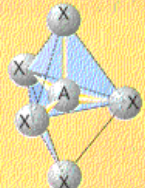
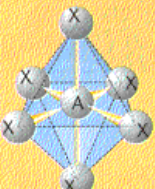


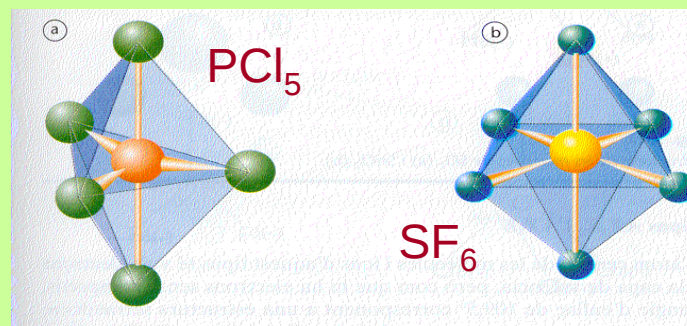
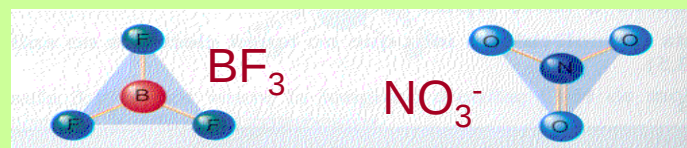
GEOMETRIA MOLECULAR

model RPECV

Molècules o ions AX_n

Es basa en el fet que els electrons de valència, a causa de la força de repulsió, se situen la voltant del nucli de l'àtom central del compost de la manera més allunyada possible, de repulsió mínima.

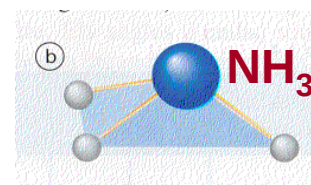
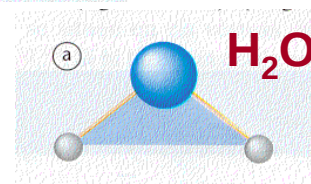
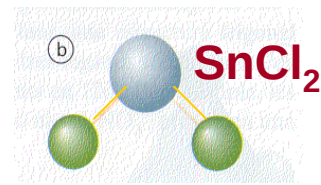
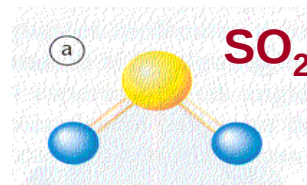
Tipus de fórmula	n	Estructura
AX_2	2	lineal (180°) 
AX_3	3	trigonal plana (120°) 
AX_4	4	tetraèdrica ($109^\circ 28'$) 
AX_5	5	bipiramidal triangular 
AX_6	6	octaèdrica 



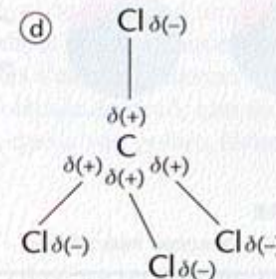
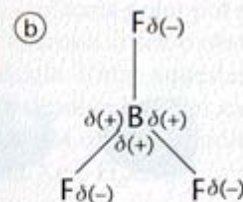
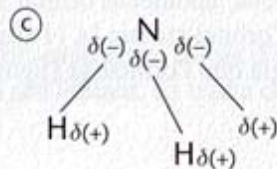
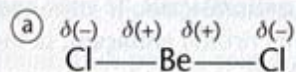
Molècules o ions AX_nE_m

Es tracta de molècules o ions que tenen electrons no enllaçants.

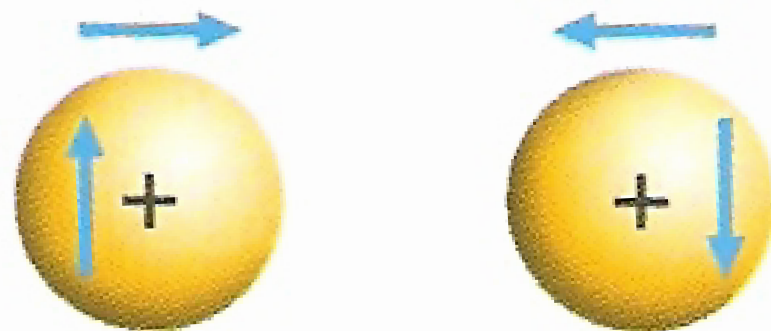
Tipus de fórmula	n	m	E
AX_2E	2	1	Angular 
AX_2E_2	2	2	Angular 
AX_3E	3	1	Trigonal piramidal 



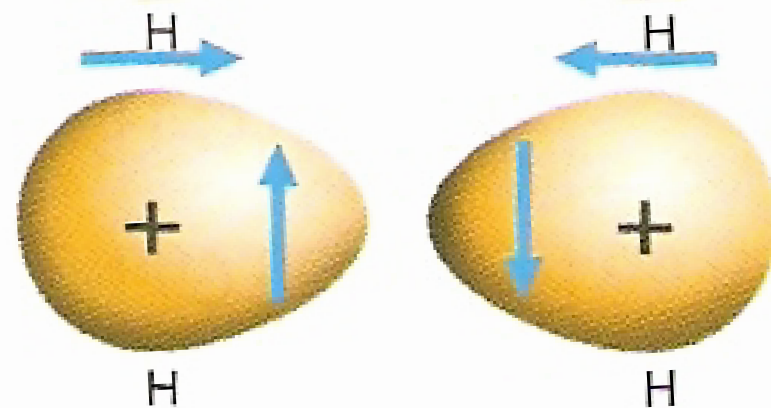
Polaritat de les molècules



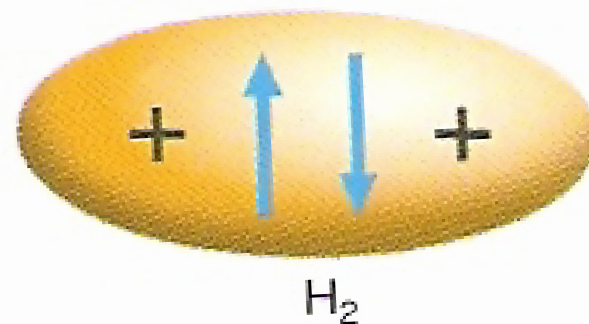
Àtoms a gran
distància



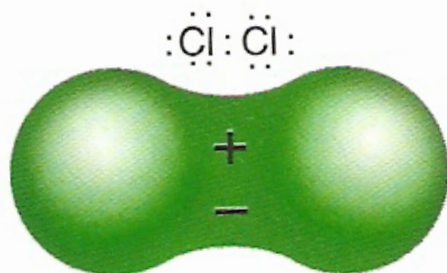
Aproximació



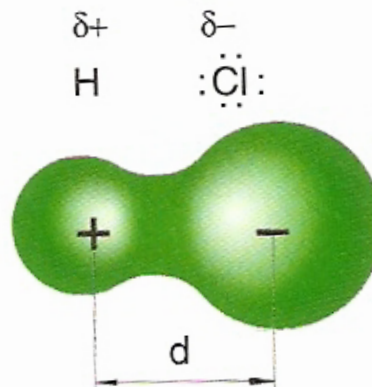
Superposició



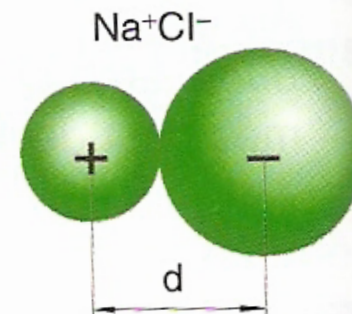
POLARITZACIÓ DE L'ENLLAÇ COVALENT



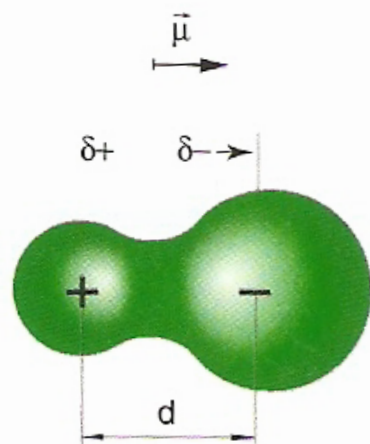
Enllaç covalent pur o apolar



Enllaç covalent polar



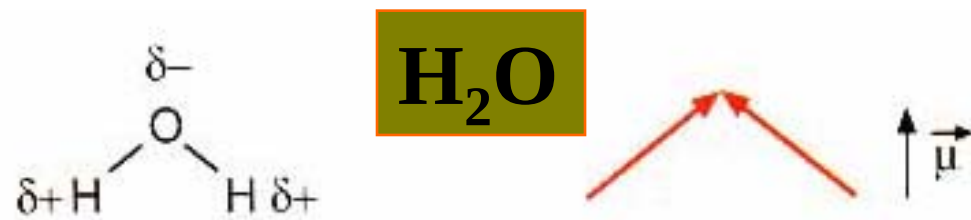
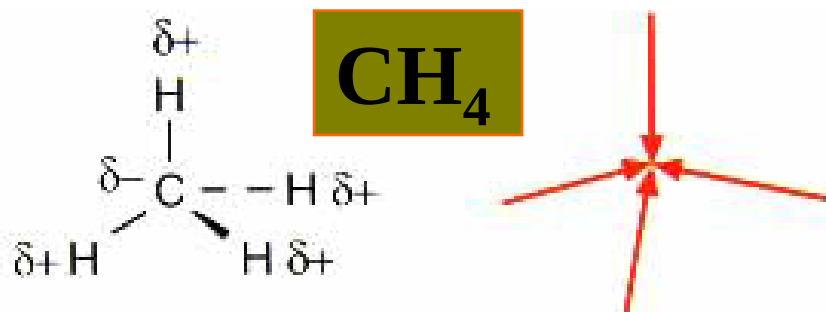
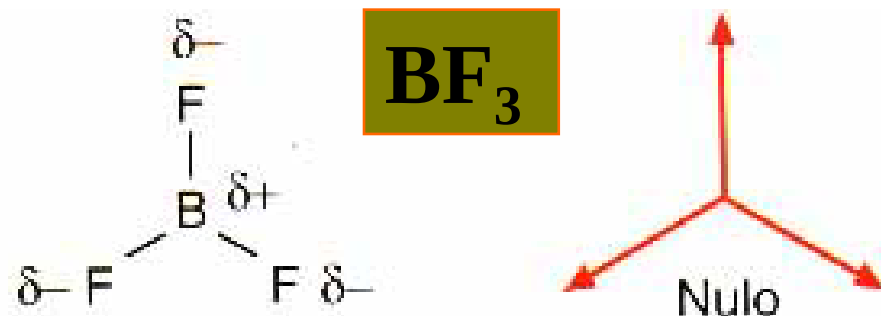
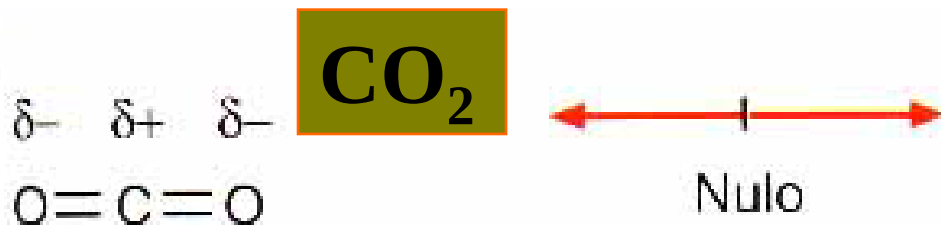
Enllaç iònic



$$\mu = \delta \cdot d$$

L'enllaç covalent polar es forma quan s'uneixen dos àtoms de diferent electronegativitat. Això produeix l'aparició de càrregues parcials en els extrems de l'enllaç.

GEOMETRIA MOLECULAR I POLARITAT

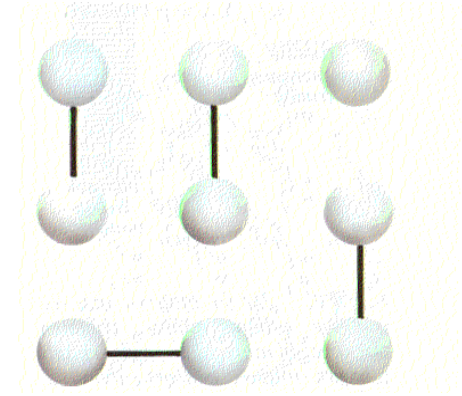
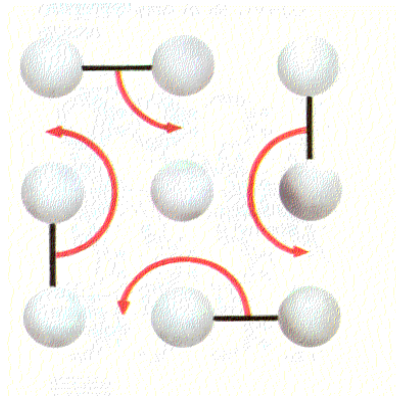


ENLLAÇ METÀL·LIC

Els metalls en estat sòlid es presenten en xarxes d'àtoms amb un empaquetament molt elevat. Els metalls disposen de pocs electrons en la seva capa de valència.

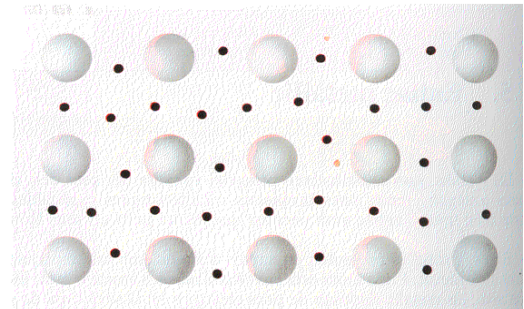
★ Teoria de l'enllaç valència

Els metalls no poden formar enllaços covalents deslocalitzats per manca d'electrons. Els enllaços han d'estar deslocalitzats. Els electrons de valència es poden moure lliurement servint d'unió mòbil entre uns àtoms i altres.



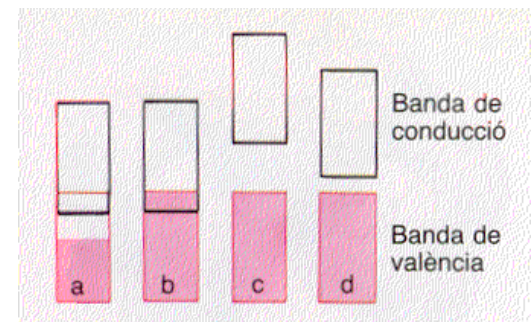
★ Teoria dels electrons lliures

Tots els àtoms del metall estan ionitzats per pèrdua dels seus electrons de valència. L'existència d'aquests electrons deslligats d'àtoms concrets fa que es parli de **núvol electrònic** o de **gas d'electrons**.



★ Teoria de les bandes d'energia

Els electrons que formen els enllaços estan situats en orbitals que es formen a partir dels orbitals atòmics. Els orbitals d'aquest conjunt no es tracten individualment, sinó que es consideren tots junts i formen una **banda d'energia**.



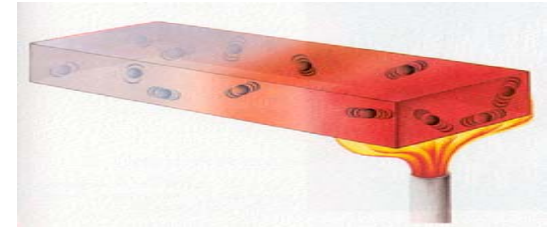
PROPIETATS DELS METALLS

CONDUCTIVITAT ELÈCTRICA

Són bons conductors a causa de la mobilitat dels seus electrons de valència. La conductivitat disminueix en augmentar la temperatura .

CONDUCTIVITAT TÈRMICA

El calor produeix un augment de l'energia cinètica dels electrons que, gràcies a la seva mobilitat , es transmet a tot el metall.



LLUISOR

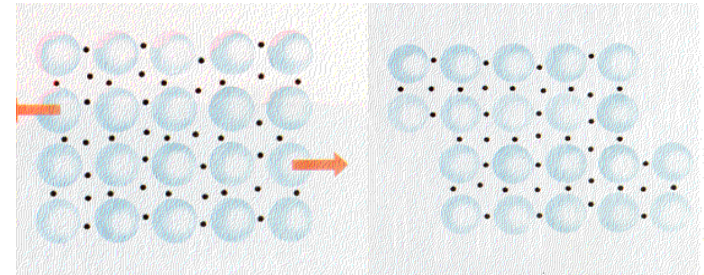
Deguda a la capacitat d'absorbir i després reemetre pràcticament totes les longituds d'ona de la llum visible.

DENSITAT ELEVADA

Perquè els seus cristalls tenen un índex de coordinació elevat.

GRAN DEFORMABILITAT

Qualsevol pla d'àtoms de l'estructura cristal·lina pot desplaçar-se respecte als altres sense que s'alterin les forces que mantenen units els àtoms



EMISSIÓ D'ELECTRONS

Com que alguns electrons estan relativament lliures dins del cristall, són fàcilment arrencables. És la base dels efectes fotoelèctric i termoiónic.

FORMEN ALIATGES

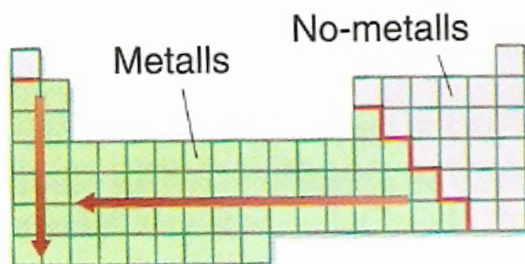
Són combinacions de metalls entre ells o amb alguns elements no metàl·lics.

Periodicitat del caràcter metàl·lic

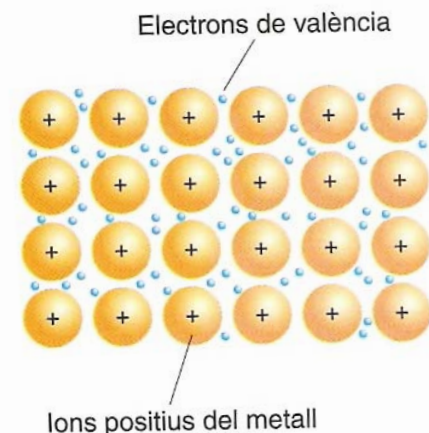
El caràcter metàl·lic està associat a unes determinades propietats dels àtoms. En general, un element té caràcter metàl·lic quan:

- Té pocs electrons de valència (1, 2, 3 o 4).
- La seva energia d'ionització i la seva electronegativitat són baixes.

El caràcter metàl·lic varia d'aquesta manera en la taula periòdica:

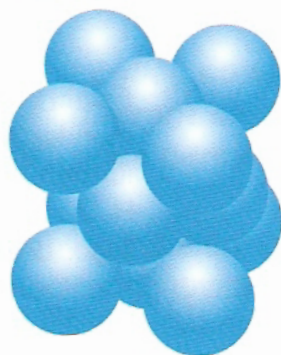


Augment del caràcter metàl·lic

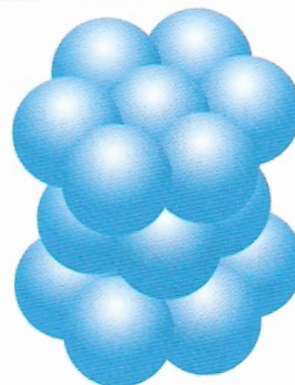


■ Cristall metàl·lic segons el model de núvol electrònic.

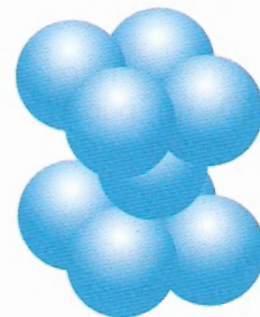
Formes d'empaquetament dels cations metàl·lics



Estructura cúbica compacta (Al, Cu, Au...)

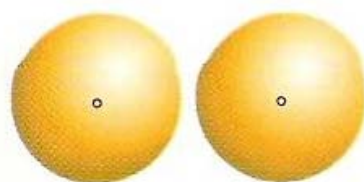


Estructura hexagonal compacta (Mg, Ir, Cd...)

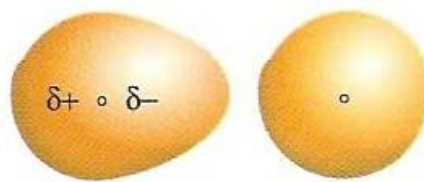


Estructura cúbica centrada (Na, V, Ba...)

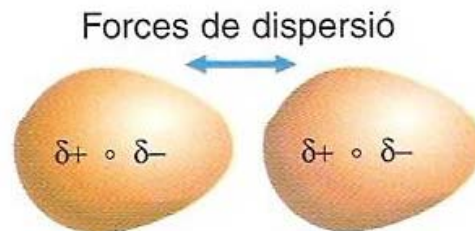
ENLLAÇOS INTERMOLECULARS



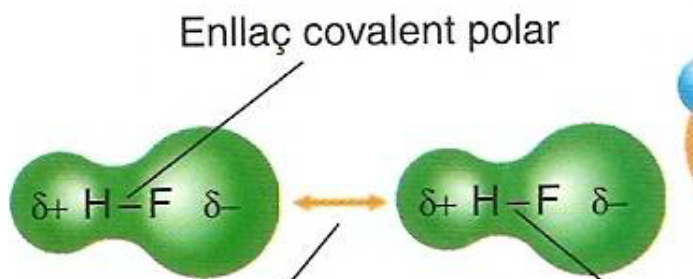
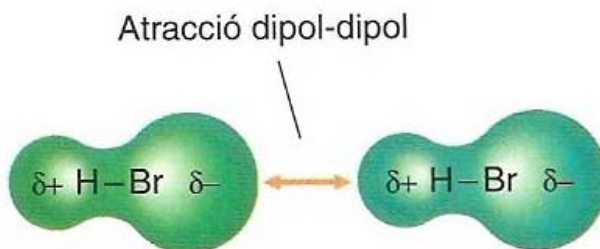
Àtoms o molècules
apolars



Dipol



Dipol induït



Enllaç d'hidrogen

Enllaç covalent polar

