

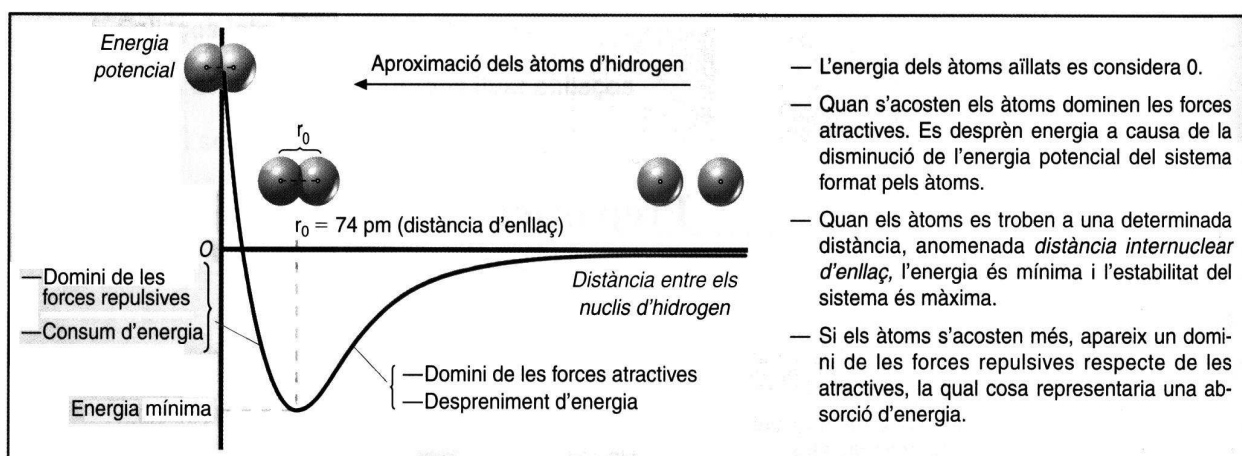
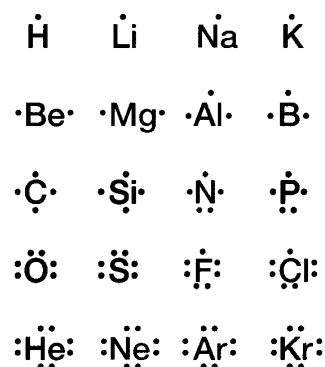
# ENLLAÇ QUÍMIC

## CONCEPTE D'ENLLAÇ

- ◆ Un enllaç químic és la força que manté la unió de dos àtoms.
- ◆ Tret dels gasos nobles, els àtoms rarament són entitats aïllades.
- ◆ La força d'enllaç és de naturalesa elèctrica i implica un canvi en la distribució dels electrons.
- ◆ Encara que tots els electrons hi intervenen, els més rellevants són els anomenats **electrons de valència**.
- ◆ L'enllaç es forma per guanyar estabilitat; els agregats atòmics (elements o compostos) es formen, perquè són més estables que els àtoms per separat.
- ◆ En unir-se, els àtoms adquireixen una configuració electrònica més estable.
- ◆ Els gasos nobles, amb 8 electrons en la capa de valència, tenen estabilitat màxima. Per això són tan poc reactius i les seves entitats estan constituïdes per un sol àtom, són monoatòmiques.
- ◆ Quan dos àtoms s'acosten, apareixen simultàniament forces atractives i repulsives:
  - Forces atractives: entre el nucli d'un àtom i el núvol electrònic de l'altre.
  - Forces repulsives: entre els nuclis (positius); també entre els núvols electrònics (negatius).
- ◆ Quan els dos nuclis estan separats per la distància internuclear d'enllaç, les forces atractives i repulsives abans esmentades han arribat a un punt d'equilibri.
- ◆ La formació d'un enllaç va acompanyada d'una disminució d'energia (**energia d'enllaç**); aquesta mateixa energia ha de ser aportada per trencar l'enllaç, és a dir, per vèncer la força que manté units els àtoms (**energia de dissociació**).
- ◆ Un agregat atòmic és tant més estable energèticament com més energia s'ha després en la seva formació.
- ◆ En tota transformació química hi ha formació i/o trencament d'enllaços i hi intervenen tots els nuclis i electrons dels àtoms.

Hi ha una immensa varietat de distribucions electròniques en les combinacions químiques, és a dir, una gran varietat d'enllaços i moltes gradacions entre ells. Es poden reduir, tanmateix, a uns pocs tipus bàsics que serveixen de model per als altres. A continuació es descriuran els enllaços químics següents: iònic, covalent i metàl·lic.

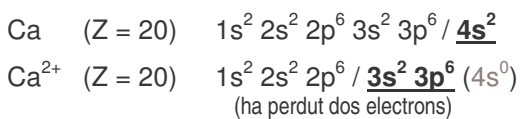
En l'estudi de l'enllaç químic, és còmode representar els àtoms mitjançant el simbolisme o diagrames de Lewis. L'objectiu és representar els electrons perifèrics o de valència d'un àtom, és a dir, els de la capa més externa. Cada electró es representa amb un punt (o una creu). Un parell d'electrons es pot representar per una línia.



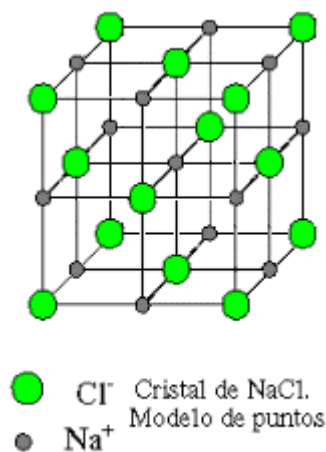
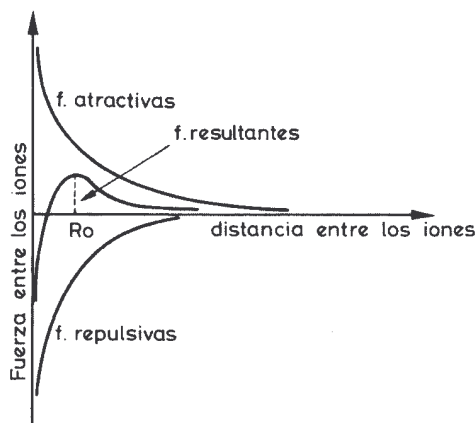
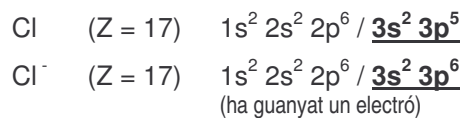
## ENLLAÇ IÒNIC

- L'enllaç iònic és la unió entre ions de càrrega diferent a causa de forces electrostàtiques.
- Els compostos iònics són el resultat de la transferència d'electrons entre àtoms, fet que comporta la formació d'ions (àtoms amb càrrega elèctrica). La càrrega d'un ió és la seva valència iònica. Els ions positius són **cations**; els ions negatius són **anions**.
- Es dona entre elements metàl·lics i elements no metàl·lics. Dit d'una altra manera, l'enllaç iònic es forma entre àtoms amb electronegativitats prou diferents (diferència igual o superior a 2 unitats).
- El caràcter iònic d'un enllaç serà més accentuat com més diferència d'electronegativitat hi hagi entre els àtoms implicats.
- L'element metàl·lic transfeix electrons a l'element no metàl·lic.
- L'atracció electrostàtica que es produeix entre cations i anions és la força responsable de l'enllaç que configura els compostos iònics.
- Són compostos iònics:
  - ⇒ Les sals binàries (NaCl, CaF<sub>2</sub> ...)
  - ⇒ Les sals ternàries (KClO<sub>3</sub>, CaSO<sub>4</sub> ...)
  - ⇒ Alguns òxids metàl·lics (Li<sub>2</sub>O, CaO ...)
  - ⇒ Alguns hidròxids (NaOH, KOH ...)
- Alguns ions són poliatòmics: SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ...

L'element metàl·lic, amb P.I. baix, cedeix fàcilment electrons i es converteix en catió, amb 8 electrons en la capa més externa o de valència (configuració de gas noble).



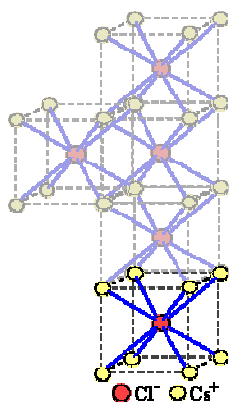
L'element no metàl·lic, amb A.E. elevada, capta fàcilment electrons i es converteix en anió, amb 8 electrons en la capa de valència (configuració de gas noble).



La mida dels cations sempre és menor que la de l'àtom del metall que perd electrons. La raó és que apareix un excés de càrrega positiva nuclear que fa que la resta d'electrons siguin atrets amb més força.

Pel contrari, quan un no metall captura electrons per fer-se anió, augmenta la concentració de càrregues negatives en uns orbitals que ja estaven força saturats d'electrons. La repulsió entre electrons fa que el volum de l'anió sigui més gran que el de l'àtom.

## Xarxes cristal·lines



Atès que les forces entre ions no tenen cap direcció determinada, sinó que es donen en totes les direccions de l'espai, cada ió es troba voltat per altres de signe contrari. El conjunt forma una xarxa iònica. Els ions es distribueixen en l'espai per maximitzar les forces atractives entre cations i anions, així com per minimitzar les forces repulsives entre ions del mateix signe. Per això es formen xarxes tridimensionals potencialment infinites en les quals cations i anions ocupen posicions perfectament definides i separats per una distància d'equilibri que correspon a la suma dels radis iònics. S'assoleix una situació de mínima energia i, per tant, de màxima estabilitat.

Els ions s'ordenen de forma regular en l'espai, originant empaquetaments molt compactes en els quals cada ió queda voltat del major nombre d'ions de la càrrega oposada. **El nombre o índex de coordinació** d'un ió en una xarxa iònica és el nombre d'ions de signe contrari que se situen al voltant d'un d'aquests ions.

En parlar de compostos iònics, no té sentit utilitzar el terme *molècula*, doncs aquest concepte fa referència a una estructura molt definida pel que fa al nombre d'àtoms que la formen. Les fórmules químiques que utilitzem pels compostos iònics no són fórmules moleculars sinó empíriques, i ens indiquen les proporcions dels diferents ions en la xarxa cristal·lina.

**Fórmula molecular:** indica el nombre i la classe d'àtoms d'una molècula. Cal escriure, l'un al costat de l'altre, els símbols dels elements amb subíndexs que indiquen quants àtoms de cada element formen la molècula esmentada.

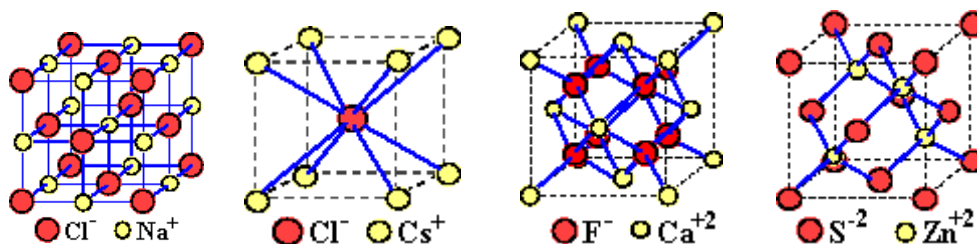
**Fórmula empírica:** indica les proporcions atòmiques entre els diferents elements que constitueixen una substància. En els compostos iònics, que formen reticles cristal·lins però no molècules, és l'única utilitzable. Coneguda la fórmula molecular, podem obtenir l'empírica simplificant ( p.ex.  $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow CH_2O$  ).

Hi ha moltes variants pel que fa a la forma de distribuir en l'espai els ions del reticle. La geometria de la xarxa dependrà de diferents factors, alguns dels quals són els següents:

- ♦ **La càrrega dels cations i els anions:** cal respectar la neutralitat elèctrica global del cristall. En el cas del clorur de sodi (NaCl) les proporcions iòniques han de ser de 1:1, ja que  $Na^+$  i  $Cl^-$  tenen càrregues +1 i -1. El mateix passa amb el clorur de cesi (CsCl, +1 i -1) i amb el sulfur de zinc ( $ZnS$ , +2 i -2). En el cas del fluorur de calci ( $CaF_2$ ) la neutralitat s'assoleix amb les proporcions fluor / calci de 2:1, perquè cada  $Ca^{2+}$ , amb dues càrregues positives, ha de ser compensat per dos  $F^-$ , amb una de negativa.
- ♦ **Les interaccions electrostàtiques:** ha d'haver-hi el màxim nombre d'atraccions i el mínim nombre de repulsions, ja que són les forces electrostàtiques atractives les que asseguren l'estabilitat del cristall. Per tant es donaran els nombres de coordinació més grans que siguin possibles.
- ♦ **La grandària relativa dels ions:** els cations i anions s'ordenen de manera que hi hagi la menor quantitat de buits possible.

Els radis iònics de  $Na^+$  i  $Cl^-$  són 0,98 Å i 1,81 Å respectivament. Aquest fet suposa que al voltant de  $Cl^-$ , més gran, poden situar-se fins a 12  $Na^+$ ; ara bé, al voltant d'un  $Na^+$  només hi podem acomodar 6  $Cl^-$ . Per garantir la neutralitat elèctrica del reticle, els nombres de coordinació de  $Cl^-$  i  $Na^+$  han de ser iguals (6:6).

En el cas del clorur de cesi, CsCl, el catió  $Cs^+$  té la mateixa càrrega que  $Na^+$ , però el supera en volum; pot arribar a situar al seu voltant fins a 8 anions  $Cl^-$ . En el compost iònic CsCl els índex de coordinació són 8:8.



## Propietats dels compostos iònics

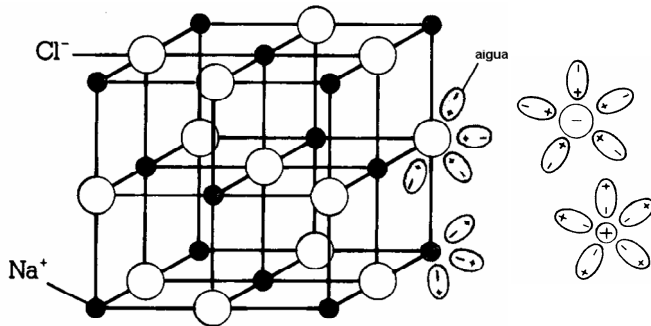
Les propietats dels compostos iònics estan relacionades amb la naturalesa de l'enllaç iònic i amb les característiques estructurals de les xarxes cristal·lines. Les forces atractives entre ions de càrrega oposada són intenses i estan en l'origen d'algunes de les propietats d'aquestes substàncies.

- ◆ **Punts de fusió i d'ebullició elevats.** La majoria dels compostos iònics són sòlids a temperatura ambient i cal escalfar-los molt per portar-los fins al punt de fusió (el clorur de sodi fon a 801°C). Per "desfer" el reticle cal proporcionar molta energia en forma de calor i provocar prou agitació tèrmica com per aconseguir que els ions escapin a les atraccions elèctriques.

En els fosos, les forces atractives entre cations i anions continuen essent importants, fet que explica que els punts d'ebullició també siguin elevats. Els ions han de vèncer les forces atractives "escapar-se" i per passar a l'estat de gas. En general, com més alta sigui l'energia de xarxa, més alts seran els punts de fusió i d'ebullició.

Pels alts punts de fusió, alguns d'aquests compostos es fan servir com a materials refractaris en el recobriments de forns. Per exemple, l'òxid de magnesi (MgO) i l'òxid d'alumini (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) tenen punts de fusió de 2640°C i 2045°C respectivament.

- ◆ **Solubilitat.** Els compostos iònics generalment són solubles en dissolvents polars, com ara l'aigua, però insolubles en dissolvents apolars, com el benzè. Quan un cristall iònic és introduït en un dissolvent polar, les molècules del dissolvent interaccionen amb els ions de la superfície del sòlid cristal·lí. Els cations i anions del reticle són "segrestats" un a un gràcies al caràcter dipolar de les molècules del dissolvent, que se situen al voltant dels ions (solvatació i, en el cas concret de l'aigua, hidratació). La formació de solvats o hidrats a partir dels reticles és un procés endotèrmic (absorbeix calor) que pot tenir lloc per l'increment del desordre o entropia.

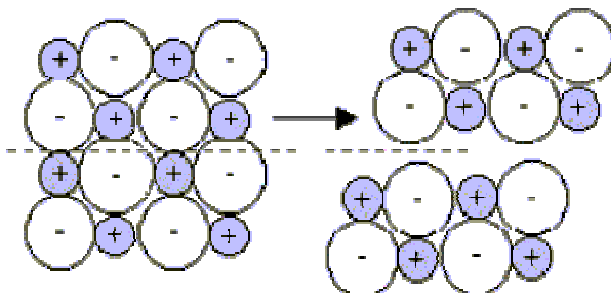


- ◆ **Conductivitat.** En estat de sòlid, els compostos iònics són uns pèssims conductors de l'electricitat. L'electricitat és un desplaçament massiu de càrregues elèctriques i en les xarxes iòniques els cations i anions experimenten fortes restriccions en la seva mobilitat: tan sols vibren al voltant de la posició d'equilibri i difícilment abandonaran el seu nus pel fet d'estar sotmesos a l'acció d'un camp elèctric.

D'altra banda, els seus **fosos** i també les seves dissolucions (**electròlits**) són excel·lents conductors de l'electricitat, doncs ara els ions tenen llibertat de moviments.

- ◆ **Duresa i fragilitat.** Els compostos iònics són **molt durs**, és a dir, ofereixen gran resistència a ser ratllats (escala de Mohs). De fet, ratllar un compost iònic significa arrencar mecànicament una certa quantitat d'ions que estan fortament fixats en les seves posicions per les forces electrostàtiques.

També són **fràgils**, que vol dir que es trenquen fàcilment quan són sotmesos a forces de deformació. L'aplicació de la força esmentada desplaça lleugerament una capa d'ions sobre una altra, amb la qual cosa els ions d'igual signe poden quedar alineats o més pròxims: la debilitació de les atraccions i l'enfortiment de les repulsions provoquen la ruptura del cristall i no de qualsevol manera, sinó a favor de certes superfícies preferents que formen entre elles angles concrets (aquesta forma de trencar-se és l'**exfoliació**, que depèn de la geometria del reticle).



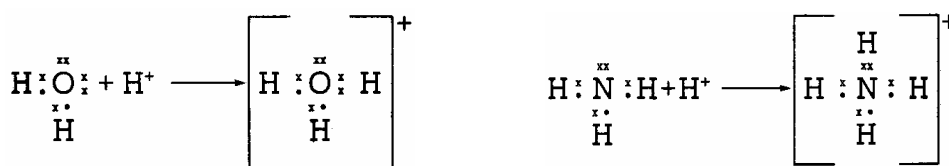
## ENLLAÇ COVALENT

- \* L'enllaç covalent s'origina quan s'uneixen elements no metàl·lics entre sí, o be metalls amb no metalls, però d'electronegativitats no massa diferents (diferència no superior a 2).
- \* Com en els enllaços iònics i metàl·lics, la formació de l'enllaç suposa una disminució d'energia i, per tant, un guany d'estabilitat. Les forces que mantenen units als àtoms són també de caràcter electrostàtic i impliquen als electrons de valència.
- \* No hi ha transferència d'electrons ni es forma cap núvol electrònic. Un enllaç covalent uneix els àtoms gràcies a la compartició d'electrons.
- \* L'enllaç covalent és l'únic que genera molècules, entitats discretes amb un nombre concret i finit d'àtoms, pes molecular determinat i geometria molecular definida.

Quan els dos àtoms estan molt separats, no interaccionen i l'energia potencial és pràcticament nul·la. Ara bé, a mida que s'acosten apareixen forces electrostàtiques atractives entre l'electró d'un àtom i el nucli de l'altre; per això es produeix el desplaçament dels núvols electrònics cap a la regió de l'espai situada entre tots dos nuclis. També es produeix repulsió entre els nuclis i repulsió entre els electrons però, d'entrada, predominen les forces atractives sobre les de rebuig i, per tant, l'energia potencial del sistema format per ambdós àtoms disminueix amb l'acostament i es va guanyant en estabilitat.

La situació d'equilibri s'assoleix quan els nuclis estan separats per una certa distància, la distància internuclear i en aquest moment l'energia és mínima. A menys distància, predominarien les forces repulsives i es perdria estabilitat. El desplaçament dels núvols electrònics a la zona internuclear o, el que és el mateix, la compartició d'un parell d'electrons minimitza la força repulsiva entre els nuclis i constitueix la clau de l'enllaç covalent.

**Enllaç coordinat o datiu:** quan un dels àtoms aporta els dos electrons a compartir i l'altra àtom no n'aporta cap, d'electró, l'enllaç rep el nom d'enllaç covalent coordinat o datiu. Es dona especialment en ions poliatòmics. A continuació es representen dos espècies químiques amb enllaç covalent datiu: els cations oxoni ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) i amoni ( $\text{NH}_4^+$ ).



Cada enllaç covalent entre un parell d'àtoms es descriu amb diferents paràmetres:

- \* **longitud o distància d'enllaç:** la distància mitjana que separa els nuclis dels dos àtoms. Els àtoms enllaçats no estan en repòs, sinó que vibren constantment; per això hom parla de distància mitjana.
- \* **energia d'enllaç:** la quantitat d'energia alliberada quan es forma un mol d'enllaços, o bé, l'energia que cal aportar per trencar un mol d'enllaços.
- \* **polaritat de l'enllaç:** en funció del caràcter electronegatiu dels àtoms implicats en l'enllaç, el parell d'electrons tindrà diferents comportaments.



- **enllaç homonuclear:** unió entre dos àtoms idèntics ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$  ...) i, per tant, igualment electronegatiu; el parell d'electrons o núvol de càrrega està centrat entre els dos nuclis. L'enllaç no està polaritzat.



- **enllaç heteronuclear:** els àtoms implicats són diferents ( $\text{HCl}$ ), tenen diferent electronegativitat i, per tant, el núvol electrònic està desplaçat cap a l'àtom més electronegatiu dels dos. Es diu que l'enllaç està polaritzat.

- \* **angle d'enllaç:** l'enllaç covalent és direccional perquè els orbitals (tret dels s) tenen una orientació espacial definida. Per això, quan un àtom forma més d'un enllaç covalent amb d'altres, s'estudia l'angle que formen.

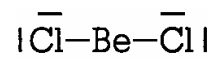


## Excepcions a la regla de l'octet

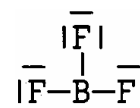
\* L'hidrogen completa la seva capa de valència amb 2 electrons, assolint la configuració del gas noble més lleuger, l'heli.  $\text{H} \times \text{H}$

\* El beril·li és un alcalino-terri que, per la seva posició en el sistema periòdic, presenta una electronegativitat relativament alta. Pot formar enllaços covalents però només té dos electrons en la capa de valència: si els comparteix, n'aconsegueix 2 més però encara faltarien 4 electrons per arribar a completar l'octet.

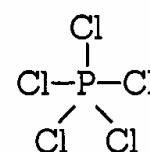
Be (Z = 4) (electroneg. = 1,5)  $1s^2 2s^2$   
Cl (Z = 17) (electroneg. = 3)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



\* Els elements del grup 13, en particular el bor i l'alumini, també tendeixen a formar compostos covalents als quals l'àtom central està voltat **per menys de 8 electrons**.



\* Nombrosos compostos tenen un àtom central **amb més de 8 electrons** en la seva capa de valència. Aquest comportament és usual en els àtoms dels elements situats en el tercer període i següents del sistema periòdic. Sembla que l'explicació estaria relacionada amb l'existència d'orbitals d, accessibles en energia, que poden ser utilitzats per a l'enllaç. En la molècula de pentaclorur de fòsfor, el fòsfor té 10 electrons en la capa de valència; i el sofre en té 12 en l'hexafluorur de sofre. De fet, la majoria dels no metalls poden tenir més de 8 electrons en la última capa.

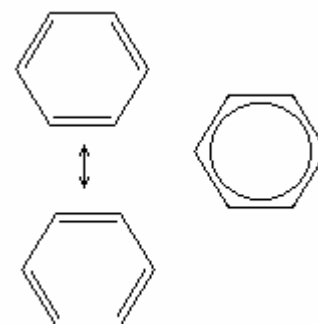


\* En el cas d'algunes molècules, com ara el monòxid de nitrogen (NO) i el diòxid de nitrogen ( $\text{NO}_2$ ), no es pot complir la regla de l'octet, doncs **el n<sup>o</sup> d'electrons de valència és senar**.

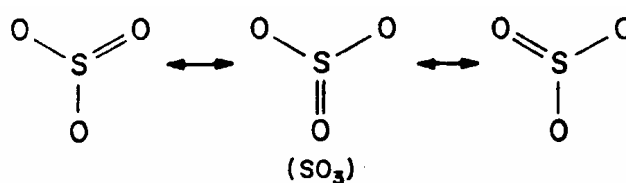
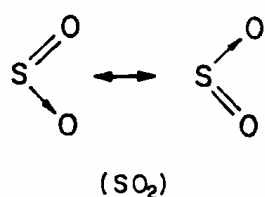
## Ressonància

En certs casos, les estructures de Lewis no descriuen de forma adient les característiques observades en les molècules que representen. Per exemple, en el cas del benzè es pot pensar que la molècula està formada per un anell de sis carbonis en el qual s'alternen tres enllaços senzills i tres enllaços dobles.

Ara bé, de la mesura experimental se'n desprèn que els sis enllaços carboni-carboni són idèntics i de llargada a mig camí entre la de un enllaç senzill i un de doble. Aquests enllaços podrien representar-se de diverses maneres (dues en aquest cas), que disposem separades per una fletxa de dues puntes. Ambdues estructures reben el nom d'**estructures resonants**. Això no vol dir que existeixin totes dues; la veritable naturalesa de la molècula és una combinació d'ambdues formes resonants, que s'anomena **híbrid de resonància**. En el cas del benzè, s'ha optat per una representació de l'híbrid de resonància en la qual un cercle substitueix als poc adients enllaços dobles i senzills.



El concepte de resonància és útil per justificar les distàncies d'enllaç que experimentalment s'han determinat en alguns oxoanions, com ara  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ , etc.



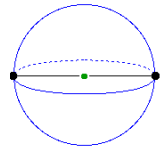
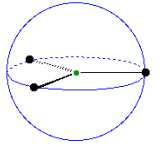
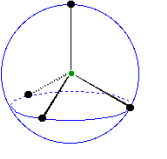
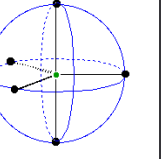
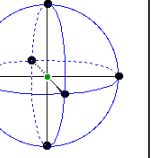

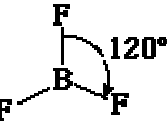
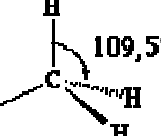
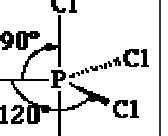
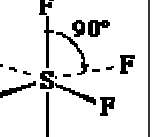
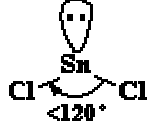
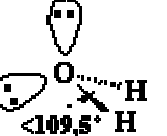
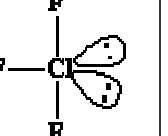
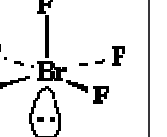
## Model de repulsió entre els parells d'electrons de la capa de valència

A diferència dels enllaços iònics, els enllaços covalents són direccionals: els àtoms formen enllaços en direccions específiques. L'estereoquímica estudia la geometria tridimensional de les molècules i la teoria de Lewis no és suficient com per fer una interpretació completa.

El model de repulsió entre els parells d'electrons de la capa de valència estableix **que la geometria de les molècules ve determinada per les repulsions dels parells d'electrons en la capa de valència de l'àtom central.**

Els parells d'electrons de la capa de valència, tant els compartits o enllaçants com els no compartits o no enllaçants, es disposen en l'espai de forma que quedin tan allunyats els uns dels altres com sigui possible, a fi i efecte de minimitzar les repulsions electrostàtiques. Per minimitzar les repulsions cal maximitzar els angles entre dos parells qualsevol.


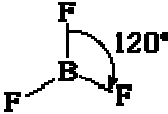
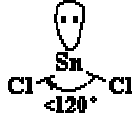
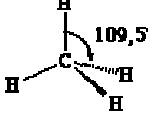
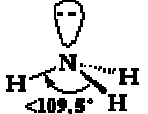
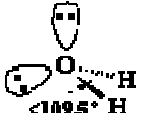
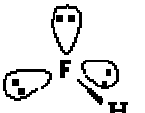
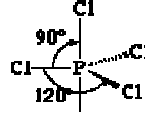
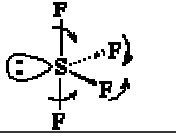
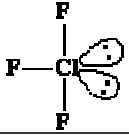
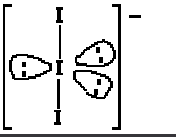
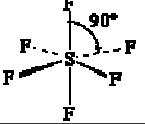
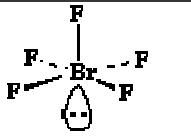
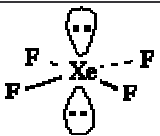
Existeixen varies possibilitats detallades a continuació. La lletra A representa l'àtom central; la lletra n indica quants àtoms X s'enllacen amb A per compartició d'electrons; la lletra m indica quants parells d'electrons E no enllaçants té l'àtom central. El nombre total de parells d'electrons en la capa de valència de l'àtom central ( $n+m$ ) determina la figura geomètrica que ens ajudarà a situar en l'espai aquests parells d'electrons:

nº p.e	2 parells d'e	3 parells d'e	4 parells d'e	5 parells d'e	6 parells d'e
Figura	Línia	Triangle	Tetraedre	Bipiràmide trigonal	Octaedre
Esquema 3D					
Exemples	$AX_2E_0$  linial	$AX_3E_0$  triangular plana	$AX_4E_0$  tetraèdrica	$AX_5E_0$  bpt	$AX_6E_0$  octaèdrica
		$AX_2E_1$  angular	$AX_2E_2$  angular	$AX_3E_2$  en T	$AX_5E_1$  piramidal quadrangular

Els parells electrònics experimenten repulsió mútua i per això se situen com més allunyats, millor. Per descriure la forma d'una molècula ens fixem en la disposició dels parells d'electrons enllaçants (PE), que és tant com dir que només compta la disposició dels àtoms al voltant de l'àtom central; prescindim dels parells d'electrons no enllaçants o solitaris (PS).

Els PS ocupen més espai i provoquen repulsions més intenses que els parells enllaçants (PE). Les repulsions més fortes són les PS-PS; després venen les PS-PE i, finalment, les PE-PE. Els PS "necessiten" més espai i per això s'acomoden en els angles més grans, tot deixant pels PE els angles menors. Per això l'angle H-N-H és de  $107^\circ$  en  $NH_3$ , i l'angle H-O-H és de  $105^\circ$  en  $H_2O$ , en comparació als  $109,5^\circ$  del tetraedre perfecte (H-C-H en  $CH_4$ ). En les molècules amb disposició electrònica **bipiramidal trigonal (bpt)** els PS se situen en els vèrtexs equatorials, doncs disposen de  $120^\circ$ ; en les molècules amb disposició electrònica **octaèdrica** els PS van als extrems axials. Pel que fa al tipus d'enllaç, els els triples generen més repulsió que els dobles, i aquests més que els senzills.



n <sup>o</sup> parells electrons i disposició		Geometria molecular resultant		Exemples
2 en línia	AX <sub>2</sub> E <sub>0</sub>	lineal (180°)		BeH <sub>2</sub> BeBr <sub>2</sub> CO <sub>2</sub> HCN CS <sub>2</sub>
3  trigonal plana	AX <sub>3</sub> E <sub>0</sub>	trigonal plana (120°)		BBr <sub>3</sub> BCl <sub>3</sub> AlH <sub>3</sub> BF <sub>3</sub> BH <sub>3</sub> NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> SO <sub>3</sub> AlCl <sub>3</sub>
	AX <sub>2</sub> E <sub>1</sub>	Angular (<120°)		SnCl <sub>2</sub> SO <sub>2</sub>
4  tetraèdrica	AX <sub>4</sub> E <sub>0</sub>	tetraèdrica (109° 28')		CCl <sub>4</sub> CH <sub>4</sub> SiBr <sub>4</sub> PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> PCl <sub>4</sub> <sup>+</sup> SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> PH <sub>4</sub> <sup>+</sup> AlCl <sub>4</sub> <sup>-</sup> NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> GeCl <sub>4</sub>
	AX <sub>3</sub> E <sub>1</sub>	piramidal trigonal (<109° 28')		NH <sub>3</sub> NF <sub>3</sub> PH <sub>3</sub> PCl <sub>3</sub> AsF <sub>3</sub>
	AX <sub>2</sub> E <sub>2</sub>	angular (<109° 28')		H <sub>2</sub> O O <sub>3</sub> H <sub>2</sub> S H <sub>2</sub> Se H <sub>2</sub> Te OF <sub>2</sub> SCl <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> O TeCl <sub>2</sub>
	AXE <sub>3</sub>	lineal (180°)		HF ClO <sup>-</sup>
5  bipiramidal trigonal (bpt)	AX <sub>5</sub> E <sub>0</sub>	bipiramidal trigonal (bpt) (90° i 120°)		PCl <sub>5</sub> SiF <sub>5</sub> <sup>-</sup> AsF <sub>5</sub> BiCl <sub>5</sub>
	AX <sub>4</sub> E <sub>1</sub>	tetraèdrica distorsionada (balanci) (<120° i <90°)		SeF <sub>4</sub> SF <sub>4</sub>
	AX <sub>3</sub> E <sub>2</sub>	en T (<90°)		BrF <sub>3</sub> IF <sub>3</sub>
	AX <sub>2</sub> E <sub>3</sub>	lineal (180°)		KrF <sub>2</sub> XeF <sub>2</sub>
6  octaèdrica	AX <sub>6</sub> E <sub>0</sub>	octaèdrica o bipiramidal quadrangular (90°)		SF <sub>6</sub> SeF <sub>6</sub> SbF <sub>6</sub> <sup>-</sup> PCl <sub>6</sub> <sup>-</sup> AlF <sub>6</sub> <sup>3-</sup>
	AX <sub>5</sub> E <sub>1</sub>	piramidal quadrangular (<90°)		ClCl <sub>5</sub> BrF <sub>5</sub> IF <sub>5</sub>
	AX <sub>4</sub> E <sub>2</sub>	quadrangular plana (90°)		XeF <sub>4</sub> ICl <sub>4</sub> <sup>-</sup> BrCl <sub>4</sub> <sup>-</sup> BrF <sub>4</sub> <sup>-</sup>

## Geometria molecular i hibridació d'orbitals

S'han proposat altres sistemes per deduir la geometria de les molècules covalents. La configuració electrònica de l'oxigen és  $1s^2 2s^2 2p^4$ ; per tant en la capa de valència té dos orbitals p semioocupats, la seva covalència és dos i pot formar dos enllaços covalents. Si els orbitals p estan orientats en l'espai ortogonalment, sembla lògic pensar que si l'oxigen forma dos enllaços covalents amb hidrògens per donar aigua, el solapament d'orbitals p i s hauria de donar dos enllaços també ortogonals, de  $90^\circ$ ; però l'angle mesurat experimentalment és molt diferent ( $104,5^\circ$ ).

Per explicar la geometria de moltes molècules cal considerar la combinació d'orbitals atòmics dels àtoms per formar nous orbitals que reben el nom **d'orbital híbrids**. La hibridació d'orbitals consisteix en la combinació d'un nombre determinat d'orbitals atòmics per formar el mateix nombre d'orbitals híbrids, diferents dels orbitals de partida, tots ells de la mateixa energia (aproximadament la mitjana de l'energia del conjunt d'orbitals hibridats). Tots els orbitals híbrids tenen aproximadament la mateixa forma i consten de dos lòbuls de diferents dimensions.

Els orbitals atòmics són direccionals, i aquesta és la causa de la geometria de les molècules. Segons el tipus i nombre d'orbitals atòmics que es combinen, apareixen diferents tipus d'orbitals híbrids.

\* **Hibridació  $sp^3$** . Un orbital s i tres orbitals p es combinen donant lloc a quatre orbitals híbrids  $sp^3$ , d'igual energia i que s'orienten cap als vèrtex d'un tetràedre regular, formant entre sí angles de  $109,5^\circ$ . Són exemples l'aigua, el metà, el silà, l'amoníac.

\* **Hibridació  $sp^2$** . Un orbital s i dos orbitals p es combinen donant lloc a tres orbitals híbrids  $sp^2$ , d'igual energia i que s'orienten en un pla, formant entre sí angles de  $120^\circ$ . Un exemple és el trifluorur de bor.

\* **Hibridació  $sp$** . Un orbital s i un orbital p es combinen donant lloc a dos orbitals híbrids  $sp$ , idèntics entre sí i que formen un angle de  $180^\circ$ . Un exemple és el difluorur de beril·li.


\* **Hibridació  $sp^3d^2$** . Un orbital s, tres orbitals p i dos orbitals d es combinen donant lloc a sis orbitals híbrids  $sp^3d^2$ , idèntics i que formen entre sí angles de  $90^\circ$ . Un exemple és l'hexafluorur de sofre.

La hibridació d'orbitals atòmics també permet explicar la formació d'enllaços múltiples (dobles i triples) en les molècules. Dos bons exemples són l'etè (=etilè) i l'etí (= acetilè).

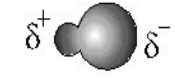
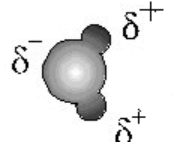
## Polaritat dels enllaços

En un **enllaç covalent pur**, dos àtoms comparteixen alhora un parell d'electrons. En canvi, en un **enllaç iònic pur**, un àtom transfereix completament a l'altre els seus electrons de valència. Aquests dos casos són situacions extremes en la formació d'enllaços, però el més habitual és que apareguin situacions intermèdies, com ara la que origina l'**enllaç covalent polar**.

L'enllaç covalent polar es forma quan s'uneixen dos àtoms amb electronegativitats diferents però no massa (sinó, el resultat és un enllaç iònic).

\* **Enllaç homonuclear**: els dos àtoms enllaçats són idèntics i, per tant, tenen la mateixa electronegativitat (la diferència d'electronegativitat és 0). Per això la distribució de la densitat electrònica entre els dos nuclis és simètrica i no apareix acumulació de càrrega negativa ni en un extrem ni en l'altre de l'enllaç. Podem dir que **un enllaç homonuclear és un enllaç covalent pur o apolar**.  $\text{H} \times \text{H}$    $\text{H}-\text{H}$

Les molècules diatòmiques són un bon exemple:  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ .

\* **Enllaç heteronuclear**: si els dos àtoms són diferents, també tindran electronegativitats diferents. L'àtom més electronegatiu dels dos atreu amb més força el parell d'electrons compartits i això comporta una distribució asimètrica de la densitat electrònica, més concentrada en l'àrea de l'àtom electronegatiu. En les proximitats d'aquest àtom hi ha una **càrrega parcial negativa** ( $\delta^-$ ), doncs hi ha més electrons que protons) mentre que, pel contrari, en l'àrea de l'àtom menys electronegatiu hi ha una **càrrega parcial positiva** ( $\delta^+$ , doncs hi ha més protons que electrons). L'aparició de càrregues parcials en els extrems condueix a l'aparició d'un **dipol** i aquest és el tret que caracteritza a un **enllaç covalent polar**.  $\text{H} : \ddot{\text{Cl}} :$    $\delta^+ \text{H}-\text{Cl} \delta^-$   
 $\text{H}_2\text{O}$    $\delta^- \text{O} \text{H} \delta^+$

Com més gran sigui la diferència d'electronegativitats entre els àtoms a unir, més polar serà l'enllaç que es formi.

- Si la diferència d'electronegativitat entre els dos àtoms és superior a 2,0, llavors l'enllaç es considera iònic.

p.ex.,  $\text{CsF}$      $\chi_{\text{F}} = 4$      $\chi_{\text{Cs}} = 0,8$      $\Delta\chi = 3,2$

- Si la diferència d'electronegativitat es situa entre 0,4 i 2,0, llavors l'enllaç es considera covalent polar.

p.ex.,  $\text{O}-\text{H}$      $\chi_{\text{O}} = 3,5$      $\chi_{\text{H}} = 2,1$      $\Delta\chi = 1,4$

- Si la diferència d'electronegativitat és inferior a 0,4, l'enllaç es pot considerar covalent pur o apolar.

p.ex.,  $\text{SeS}$      $\chi_{\text{S}} = 2,5$      $\chi_{\text{Se}} = 2,4$      $\Delta\chi = 0,1$

Un enllaç covalent entre dos àtoms idèntics pot ser polar, si aquests àtoms estan en entorns diferents. Per exemple, en la molècula de cloroetà ( $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{Cl}$ ), l'entorn de cada carboni farà que no tinguin la mateixa "avidesa" d'electrons i el núvol de densitat electrònica no serà simètric.

## Moment dipolar d'un enllaç

Els dipols són el resultat de l'aparició de càrregues parcials en els extrems d'un enllaç covalent polar. Els dipols es caracteritzen pel moment dipolar ( $\mu$ ), una magnitud vectorial que mesura el grau de polarització d'un enllaç.

$$\vec{\mu} = \delta \cdot \vec{r}$$

$\mu$  : moment dipolar; la unitat és el *debye* (D) ( $1D = 10^{-18} \text{ uee} \cdot \text{cm} = 3,3 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$ ).

$\delta$  : valor absolut de l'acumulació de càrrega en un dels extrems de l'enllaç.

$r$  : vector orientat del pol positiu al negatiu; el seu mòdul és la distància internuclear.

## Moment dipolar d'una molècula

Una molècula té un moment dipolar que es calcula com la suma vectorial dels moments dipolars dels seus enllaços. La polaritat és important perquè les substàncies polars tenen propietats físiques i químiques diferents de les substàncies apolars (solubilitat en l'aigua, punts de fusió i d'evaporació, tensió superficial, capil·laritat, interacció amb d'altres molècules ...).

### Moments dipolars d'algunes molècules gasoses

Molècula	$\mu$ (D)
LiCl	7.3
NaCl	9.0
KCl	10.3
BaO	8.0
BaS	10.9
CO	0.1
HF	1.8
HCl	1.1
HBr	0.8
N <sub>2</sub>	0
CO <sub>2</sub>	0
O <sub>3</sub>	0.5
SO <sub>2</sub>	1.6
N <sub>2</sub> O	0.2
H <sub>2</sub> O	1.8
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	2.1
NH <sub>3</sub>	1.5
CH <sub>3</sub> Cl	1.9

\* **Molècules polars:** el seu moment dipolar és diferent de 0 ( $\sum \mu \neq 0$ ).

- Totes les molècules diatòmiques amb enllaç heteronuclear (formades per dos àtoms diferents, com ara HBr, HCl ...) són forçosament polars, doncs l'únic enllaç existent té moment dipolar diferent de 0.

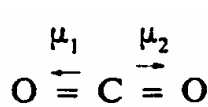
- Una molècula de geometria angular amb enllaços polars (H<sub>2</sub>O) tindrà una suma vectorial diferent de 0 i, per tant, serà polar.

- Una molècula de geometria piramidal de base triangular (NH<sub>3</sub>) pot tenir tres enllaços polars (N-H) que, per la seva disposició en l'espai, no s'anul·len.

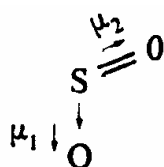
\* **Molècules apolars:** el seu moment dipolar és nul ( $\sum \mu = 0$ ).

- Les molècules diatòmiques amb enllaç homonuclear (formades per dos àtoms idèntics, com H<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> ...) són forçosament apolars, doncs l'únic enllaç existent té moment dipolar nul.

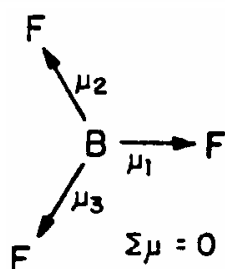
- Les molècules amb geometria lineal (CO<sub>2</sub>), plana triangular (BF<sub>3</sub>), tetraèdrica (CH<sub>4</sub>) ... poden tenir enllaços polars i, malgrat tot, tenir moment dipolar nul. Cal tenir present que el moment dipolar és una magnitud vectorial i que la suma de vectors diferents de 0 pot donar com a resultat 0. La disposició en l'espai dels diferents moments dipolars fa que s'anul·lin mútuament.



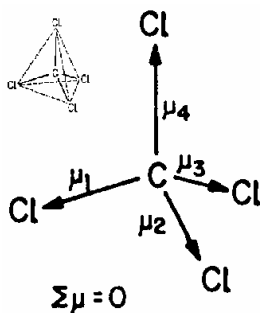
$$\Sigma \mu = 0$$



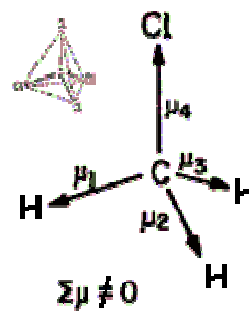
$$\Sigma \mu \neq 0$$



$$\Sigma \mu = 0$$



$$\Sigma \mu = 0$$



$$\Sigma \mu \neq 0$$

## Propietats dels compostos covalents

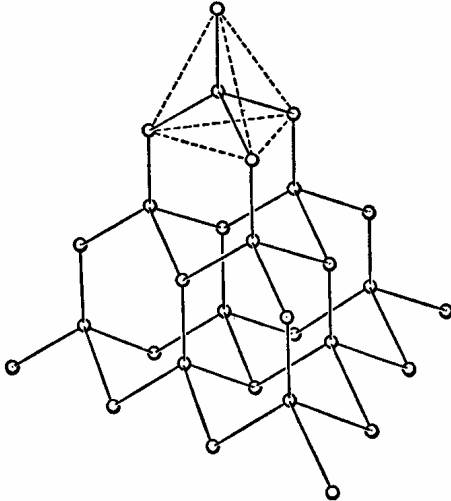
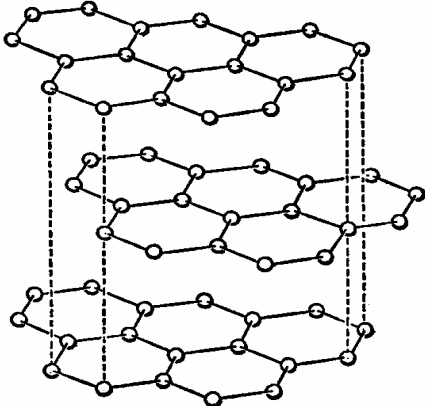
La formació d'enllaços covalents pot conduir a dos tipus de substàncies que tenen estructures i propietats completament diferents: els sòlids amb xarxes covalents i les substàncies moleculars.

### \* Sòlids amb xarxes covalents

Els sòlids amb xarxes covalents estan constituïts per àtoms units per enllaços covalents que formen una bastida tridimensional que s'estén indefinidament en les tres direccions de l'espai. El resultat és un cristall i no té sentit parlar de molècula.

- \* Són generalment sòlids a temperatura ambient.
- \* Tenen punts de fusió elevats (els enllaços covalent a trencar són forts).
- \* Són durs, insolubles en tot tipus de dissolvents.
- \* Són generalment mals conductors del corrent elèctric.

Alguns exemples són el diamant, el grafit i el diòxid de silici (quars).

Diamant	Grafit
<p>El diamant és dur, transparent, incolor, aïllant, més dens que el grafit.</p> <p>En el diamant, cada àtom de carboni està unit a 4 carbonis amb enllaços forts en disposició tetraèdrica (hibridació <math>sp^3</math>). Es forma una xarxa tridimensional complexa.</p>	<p>El grafit és tou, negre, conductor, menys dens que el diamant.</p> <p>El grafit presenta una estructura en capes; una làmina està formada per àtoms de carboni, cadascun dels quals s'uneix a 3 carbonis amb enllaços de geometria triangular plana (hibridació <math>sp^2</math>). Apareix un "mosaic hexagonal". Les diferents capes s'apilen gràcies a interaccions dèbils: per això el grafit extolia en làmines, taca el paper...</p>
	
<b>Diamante: estructura tetraédrica</b>	<b>Grafito: capas de anillos hexagonales de carbono</b>

### \* Substàncies moleculars

Les substàncies moleculars estan formades per molècules individuals unides entre sí per forces moleculars dèbils. La intensitat d'aquestes forces determina l'estat en que es troba el compost a temperatura ambient.

- \* Moltes són gasos a temperatura ambient ( $O_2$ ,  $H_2$ ).
- \* D'altres són líquides a temperatura ambient ( $H_2O$ ,  $Br_2$ , etanol).
- \* Unes poques, d'elevat pes molecular, poden ser sòlides (iode, sacarosa).
- \* Els punts de fusió són baixos (només cal vèncer forces intermoleculars).
- \* Els sòlids moleculars són tous i mal conductors del calor i de l'electricitat.
- \* La solubilitat depèn del caràcter polar o apolar de cada compost.

## Interaccions entre molècules: forces de van der Waals

Les molècules de les substàncies covalents moleculars s'atreuen entre sí mitjançant forces intermoleculars, molt més dèbils que els enllaços covalents que mantenen units els àtoms de la molècula. En general, les forces de van der Waals augmenten amb el pes atòmic o molecular.

Aquestes interaccions són més intenses en els sòlids i líquids que en els gasos; tanmateix, en el cas dels gasos, són les responsables que aquests no s'ajustin a la llei dels gasos ideals quan les temperatures són baixes. També condicionen els valors d'algunes propietats físiques, com ara els punts de fusió i ebullició, la duresa, la solubilitat, ...

- \* **Forces dipol-dipol.** Totes les molècules polars (**dipols permanents**) s'atreuen mútuament mitjançant interaccions dipol-dipol. En els dipols permanents, la càrrega parcial negativa ( $\delta^-$ ) d'una molècula experimenta una atracció electrostàtica per la càrrega parcial positiva ( $\delta^+$ ) d'una altra.

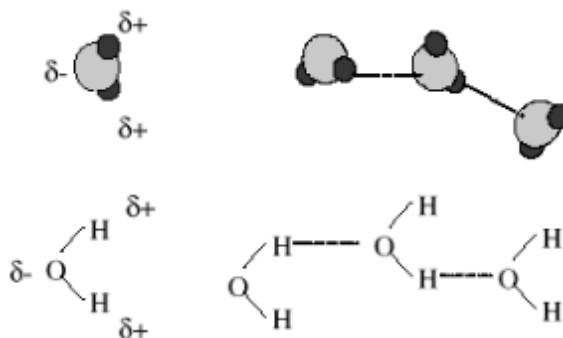
Aquestes atraccions entre els extrems dels dipols amb càrrega oposada, les forces dipol-dipol, són més intenses com més gran sigui el moment dipolar ( $\mu$ ) de la molècula. Són forces unes 100 vegades més dèbils que un enllaç covalent i tan sols són significatives a distàncies molt curtes.

- \* **Forces de dispersió o de London.** Les forces atractives entre molècules també poden aparèixer en el cas de molècules apolars. Aquestes forces es generen quan el moviment dels electrons en un àtom o en una molècula provoca que el centre de càrrega negativa de l'escorça no coincideixi amb el centre de càrrega positiva del nucli. Aquest lleuger desplaçament del núvol electrònic comporta que, per un instant, la distribució de la càrrega sigui asimètrica: ha aparegut un **moment dipolar instantani**, el qual afecta a les molècules properes, que presentaran **dipols induïts**. La interacció entre els extrems oposats dels dipols induïts és la responsable de les forces de London. Només són significatives a distàncies curtes.

Les forces de London expliquen perquè gasos monoatòmics (He, Ne ...) o molècules diatòmiques apolars ( $N_2$ ) puguin ser líquides si les temperatures són prou baixes.

- \* **Enllaç o pont d'hidrogen.** El pont d'hidrogen és una interacció molecular que es produeix quan un àtom d'hidrogen unit per enllaç covalent a un àtom X petit i molt electronegatiu (F, O, N) interacciona amb un parell d'electrons no compartit d'un altre àtom també petit i electronegatiu.

L'enllaç H-X és fortament polar, per la qual cosa l'hidrogen representa l'extrem positiu ( $\delta^+$ ) d'un dipol força intens. La atracció que apareix entre aquest hidrogen i un àtom petit i electronegatiu (podria ser X) és dèbil comparada amb un enllaç covalent, però forta en relació a les forces de van der Waals.



- Com més gran sigui la diferència d'electronegativitat, més grans seran  $\delta^+$  i  $\delta^-$  i més intens serà el pont d'hidrogen.
- Com més petits siguin els àtoms, més gran serà la concentració de la càrrega i més curta serà la distància; això suposa més moment dipolar i més atracció.
- Només les substàncies amb enllaços F-H, O-H i N-H presenten ponts d'hidrogen. P.ex. HF,  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $CH_3-CH_2OH$ ).

Cl o S, amb electronegativitats semblants a la del N, no formen ponts d'H en compostos com HCl o  $H_2S$ : són massa voluminosos.

La formació de ponts d'hidrogen augmenta extraordinàriament el punt d'ebullició d'un compost; és el cas dels hidrurs dels elements més electronegatiu: HF,  $H_2O$  i  $NH_3$ .

## ENLLAÇ METÀL·LIC

- ◆ L'enllaç metàl·lic es produeix entre àtoms d'elements metàl·lics.
- ◆ En general, tenen P.I. baixos i per això formen cations amb facilitat; el fet de tenir A.E. baixes dificulta la formació d'anions. Són electropositius (electronegativitat inferior a 2).
- ◆ Tret del mercuri, els elements metàl·lics són sòlids cristal·lins a temperatura ambient.
- ◆ Presenten una brillantor metàl·lica característica.
- ◆ Són opacs, dúctils, mal·leables i bons conductors de el calor i de l'electricitat.
- ◆ Presenten estructures molt compactes per l'empaquetament regular dels àtoms amb nombres de coordinació elevats (entre 8 i 12).
- ◆ Els metalls emeten electrons si són escalfats (efecte termoiónic) o si són sotmesos a radiacions lumíniques de freqüència determinada (efecte fotoelèctric).
- ◆ Els metalls representen les tres quartes parts dels elements coneguts.
- ◆ El caràcter metàl·lic augmenta cap a l'esquerra dintre d'un període, i cap a baix en el grups dels elements tipus o representatius.

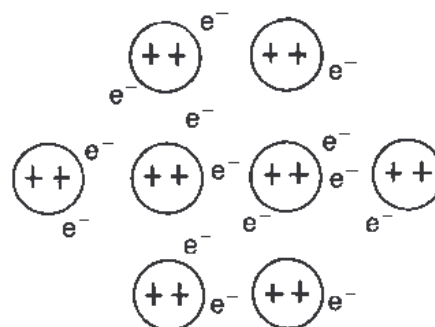
### Enllaç metàl·lic: model de la deslocalització electrònica

Aquest model és una descripció molt simplificada de la naturalesa de l'enllaç metàl·lic. Els metalls no tenen prou electrons per completar les seves capes de valència compartint electrons amb els àtoms contigus de la xarxa metàl·lica; aquest model proposa que els electrons de valència no estan sota la influència d'un nucli en concret: són compartits per molts àtoms simultàniament; és a dir, estan deslocalitzats sobre molts àtoms.

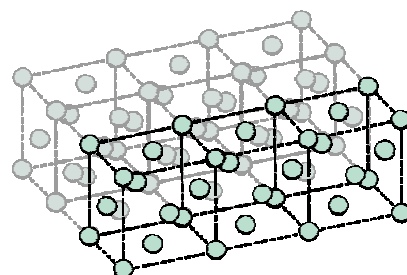
La imatge visual d'un cristall metàl·lic podria ser la d'un gran nombre de cations metàl·lics, formats per la pèrdua dels electrons de valència, vibrant al voltant d'un nus en un reticle cristal·lí. Aquest reticle altament ordenat estaria immers en un núvol d'electrons que es mou lliurement, com les molècules d'un gas, pels buits que existeixen entre els cations.

El cristall metàl·lic és elèctricament neutre; els cations que formen la xarxa es mantenen units, malgrat la repulsió electrostàtica, per les forces atractives que es produeixen entre els esmentats cations i el núvol electrònic. La interacció entre els ions positius i el núvol electrònic estabilitza el cristall. En general, es pot afirmar que l'enllaç metàl·lic és més fort com més gran és el nombre d'electrons de valència del metall.

El núvol o gas electrònic només es forma en els metalls, perquè en ells el P.I. és baix i presenten orbitals de valència buits: això garanteix la mobilitat dels electrons.



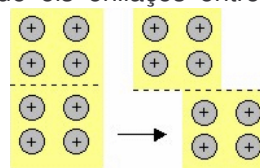
Núvol electrònic en la xarxa d'un metall de valència +2 (p.ex. magnesi)



Model de xarxa cristal·lina, concretament xarxa cúbica centrada en les cares. Així cristal·litzen l'argent, l'or i el coure.

## Propietats dels compostos metàl·lics

- ◆ **Ductilitat i mal·leabilitat.** Els metalls poden deformar-se fàcilment per acció d'una força. El fet que els metalls cristal·litzin en empaquetaments compactes i que els enllaços entre àtoms no siguin dirigits permet que, sota l'acció d'una força lateral, les capes d'àtoms puguin desplaçar-se una respecte de l'altra, passant a ocupar posicions equivalents. La unió entre els cations no és rígida ni gaire forta, de manera que les capes de cations es poden lliscar les unes damunt de les altres.



- ◆ **Conductivitat elèctrica.** Els metalls són bons conductors del corrent elèctric, tant en estat de sòlid com fosos. Els cations del reticle no atreuen amb força als electrons del núvol; per això, quan s'aplica una diferència de potencial entre dos punts del metall, els electrons de valència flueixen massivament des del pol negatiu cap al positiu.

A temperatures molt baixes, alguns metalls pràcticament no ofereixen resistència al pas del corrent; són els anomenats superconductors.

- ◆ **Conductivitat tèrmica.** La disposició compacta dels cations en les xarxes metàl·liques fa que les vibracions produïdes per l'agitació tèrmica es transmetin fàcilment d'uns cations als altres. (Per això els estris de cuina són metàl·lics, però els mànecs i les nanses estan recobertes per altres materials).
- ◆ **Densitat elevada.** És conseqüència de l'elevat nombre de coordinació (entre 8 i 12).
- ◆ **Punt de fusió elevat.** Per fondre un metall cal comunicar l'energia necessària per separar els cations de la xarxa metàl·lica. El nivell d'agitació ha de permetre al catió escapar de les forces atractives que el retenen al cristall. Cal assolir temperatures, en general, elevades (Fe: 1540°C; W: 3410°C) amb algunes excepcions notables (Hg: -38°C; Cs: 29°C).
- ◆ **Propietats òptiques.** Quan un feix de llum incideix sobre una superfície metàl·lica, part de l'energia s'absorbeix i es transforma en energia tèrmica, mentre que la part reflectida és la responsable de la brillantor metàl·lica. Degut a l'existència de nivells d'energia molt propers, els electrons poden absorbir radiacions de totes les freqüències de l'espectre visible i, com a conseqüència, els metalls són opacs. Tanmateix, els electrons emeten radiacions de la mateixa freqüència que la llum incident, per la qual cosa la superfície metàl·lica reflecteix la llum, i això explica la brillantor metàl·lica.

	Compostos iònics	Compostos covalents moleculars	Compostos covalents atòmics	Metalls
Partícules en el cristall	Cations i anions.	Molècules.	Àtoms.	Cations.
Forces presents	Enllaços iònics.	Enllaços covalents intramoleculares. Forces intermoleculares.	Enllaços covalents.	Enllaços metàl·lics.
Punts de fusió	Elevats, per sobre de 600 °C.	Baixos en general, de -272 °C a 400 °C.	Elevats, entre 1 200 °C i 3 600 °C.	Variats, de -39 °C a 3 400 °C.
Solubilitat	Solubles en aigua i altres dissolvents polars.	Les substàncies apolars són solubles en dissolvents apolars. Les polars, en dissolvents polars.	Insolubles.	Solubles en un altre metall fos (aliatges).
Conductivitat elèctrica	Conductors només en dissolució o fosos.	Substàncies apolars, no conductores. Substàncies polars, una mica conductores.	No conductors.	Bons conductors en estat sòlid.
Altres característiques	Formen xarxes cristal·lines d'una gran estabilitat. La dissolució dels compostos iònics produeix la seva dissociació iònica. Durs i fràgils.	En condicions ordinàries poden ser gasos, líquids o sòlids. Punts de fusió i d'ebullició baixos perquè quan es fonen o quan bullen només es trenquen les atraccions intermoleculares.	Els més durs de tots els sòlids, com a conseqüència de la gran estabilitat de llurs enllaços. No condueixen l'electricitat, ja que no tenen ions i llurs electrons de valència, clarament localitzats, no tenen llibertat de desplaçament.	Els valors més elevats de punts de fusió corresponen als metalls de les sèries de transició. Densitats elevades, a causa de llurs estructures compactes. Bones propietats mecàniques: tenaços, dúctils i mal·leables.
Exemples	NaCl, CaBr <sub>2</sub> , K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> O(s), I <sub>2</sub> , S <sub>8</sub> , C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	C, SiO <sub>2</sub>	Al, Na, Fe, Cu