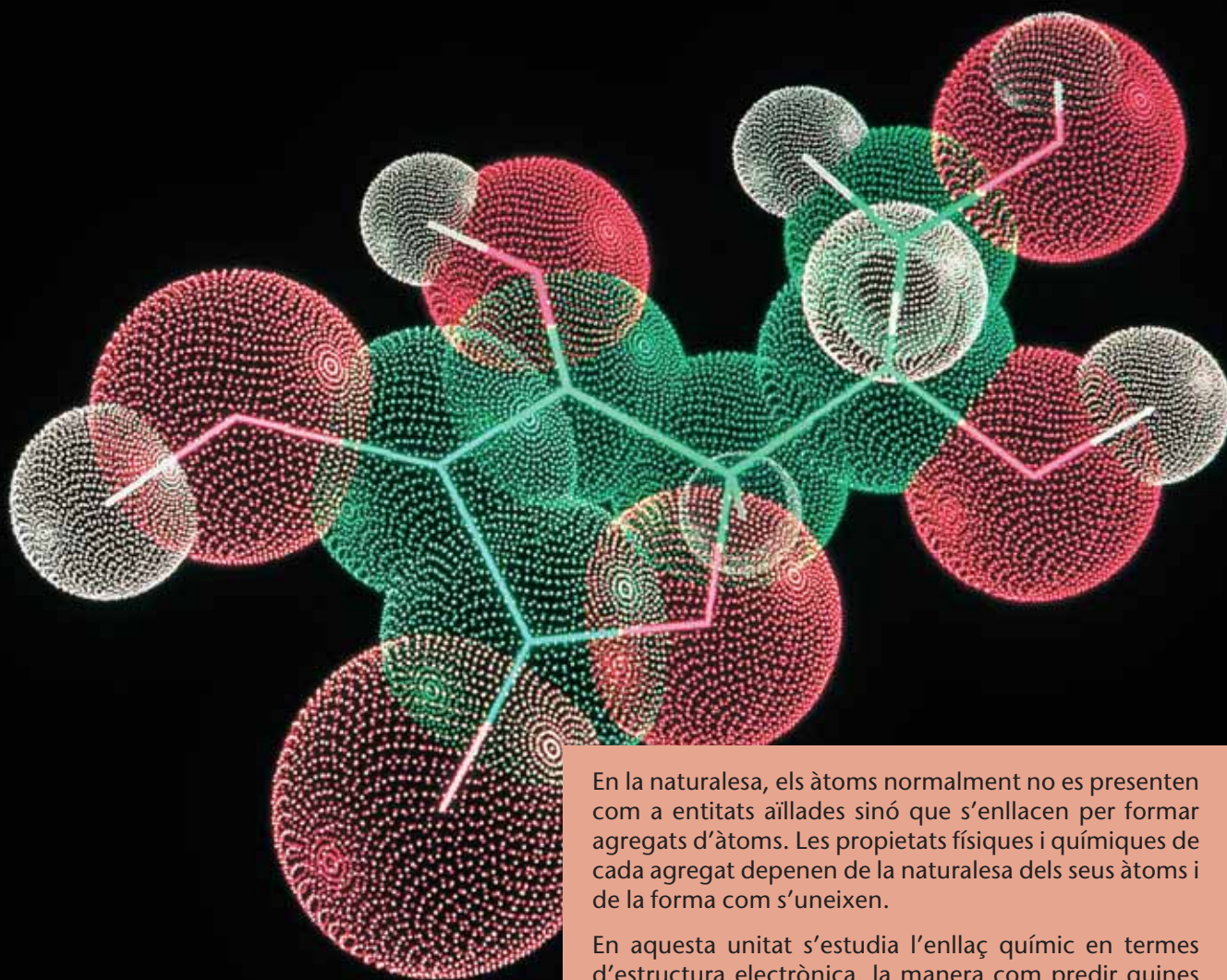


6 | L'enllaç químic



En la naturalesa, els àtoms normalment no es presenten com a entitats aïllades sinó que s'enllacen per formar agregats d'àtoms. Les propietats físiques i químiques de cada agregat depenen de la naturalesa dels seus àtoms i de la forma com s'uneixen.

En aquesta unitat s'estudia l'enllaç químic en termes d'estructura electrònica, la manera com predir quines classes de compostos pot formar un element determinat, el nombre d'enllaços que estableixen els àtoms entre si, com es reorganitzen els electrons de valència i les característiques dels compostos formats.

El coneixement de l'enllaç químic i de l'estructura de les substàncies ha ajudat els químics a obtenir agregats d'àtoms amb unes característiques determinades. Per estudiar els compostos químics cada cop més s'utilitza el disseny assistit per ordinador, com en el cas de la figura de la vitamina C que il·lustra aquesta pàgina.

1 | L'enllaç químic

La immensa majoria de substàncies que ens envolten estan formades per agrupacions d'àtoms fortament units. Únicament els gasos nobles i els metalls en forma de vapor estan constituïts per àtoms aïllats.

En estudiar l'estructura i les característiques atòmiques de la matèria, hem considerat els àtoms com a entitats aïllades i sense cap mena d'influència mútua. Malgrat tot, la realitat és ben diferent. Cada àtom rep la influència dels veïns i, al mateix temps, influeix en els altres. La norma general és que s'uneixen per formar agrupacions d'àtoms o **agregats atòmics**, que poden considerar-se com a unitats estructurals independents. Les unions entre els àtoms s'anomenen **enllaços químics**.

Hi ha un enllaç químic entre dos o més àtoms quan la força d'unió entre els quals dóna lloc a un agregat prou estable perquè sigui considerat com una espècie química independent.

La formació d'agregats atòmics estables es produeix perquè els àtoms s'atrauen i s'uneixen; aquesta atracció entre els àtoms és la causa de l'enllaç químic, i la força d'atracció que manté units els àtoms en un agregat atòmic s'anomena **força d'enllaç i és sempre d'origen elèctric**.

Però, per què s'uneixen els àtoms? Els àtoms s'uneixen perquè:

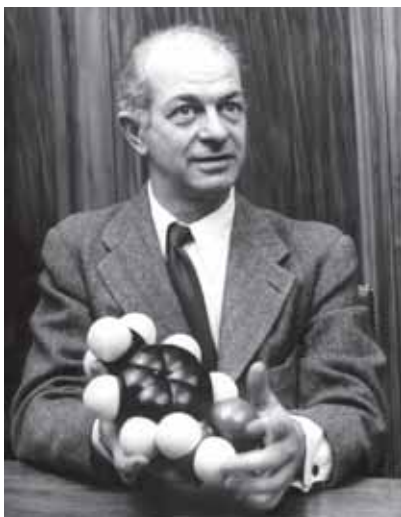
L'energia d'un conjunt de dos o més àtoms en un agregat atòmic és menor que la suma de les energies de cada àtom per separat.

Les propietats d'un agregat atòmic depenen de la classe d'àtoms que el constitueixen, dels enllaços que els uneixen i de la força de l'enllaç.

Un agregat atòmic és més estable energèticament com més gran és l'energia despesa en la seva formació. L'**energia d'enllaç** és l'energia necessària per trencar un enllaç alliberant els àtoms que estaven units.

En la formació d'un enllaç sempre es produeixen canvis en la configuració electrònica dels àtoms.

En unir-se, els àtoms adquireixen una configuració electrònica més estable.



1. Linus Pauling. Premi Nobel de Química el 1954 i premi Nobel de la Pau el 1963. Va ser un estudiós dels enllaços químics i un lluitador contra les proves nuclears.

Els elements químics més estables són els gasos nobles i, per això, els àtoms s'uneixen per adquirir la configuració del gas noble immediat. Excepte l'heli, que té configuració electrònica $1s^2$, els altres tenen a l'últim nivell la configuració $ns^2 np^6$, on n és la capa o nivell electrònic.

Els gasos nobles, amb excepció de l'heli, tenen 8 electrons a l'últim nivell energètic. Es diu que tenen un **octet**. Els àtoms amb aquest nombre d'electrons a l'últim nivell energètic (l'heli amb dos) són molt estables. Per això, la resta d'àtoms tendeix a combinar-se per completar l'octet, és a dir, tenen a l'últim nivell energètic quatre parells d'electrons. Aquesta regla la compleixen, amb algunes excepcions, els elements representatius, però els elements de transició no adquireixen tan fàcilment la configuració de gas noble perquè tenen orbitals, d, incomplets i haurien de captar o cedir molts electrons.

Per a l'hidrogen, la configuració electrònica més estable és la de l'heli, amb 2 electrons. Per als elements representatius és, en general, la del gas noble més pròxim, amb 8 electrons a l'últim nivell (octet). La regla de l'octet es compleix per al carboni, el nitrogen, l'oxigen, el fluor, el clor i el brom.

Altres elements com el sofre o el fòsfor es poden envoltar amb 8 electrons i, en alguns casos, amb 10 o 12 electrons.

Els elements de transició poden tenir a l'últim nivell 2, 8 o 18 electrons.

El coneixement de l'enllaç químic és fonamental per a l'estudi de les transformacions químiques. Tota transformació química, que implica sempre un canvi energètic, pot consistir en la unió de dos o més àtoms per constituir un agregat atòmic, en la separació dels àtoms d'un agregat atòmic o en l'intercanvi d'àtoms entre agregats. En totes les transformacions químiques hi ha formació o ruptura d'enllaços i hi intervenen tots els nuclis i els electrons dels àtoms de l'agregat. Però, a efectes pràctics, només es consideren els electrons de l'últim nivell energètic de l'àtom, sense tenir en compte, en una primera aproximació elemental, ni els nuclis ni els electrons de les capes internes de l'àtom.

Hi ha diferents maneres d'unir-se els àtoms entre ells per formar espècies químiques, ja siguin elementals, com el diclor, (Cl_2) o compostes, com l'amoníac, (NH_3). Malgrat la diversitat d'enllaços i les gradacions que hi ha entre ells, per al seu estudi es poden reduir a uns tipus bàsics que serveixen de model per a la resta. En aquesta unitat, descriurem els enllaços químics fonamentals: **covalent**, **iònic**, **metàl·lic** i **d'hidrogen**.

Una teoria sobre l'enllaç químic ha d'explicar per què s'uneixen alguns àtoms entre ells i, en canvi, d'altres no; el grau d'estabilitat dels compostos formats i el paper que juguen els electrons dels àtoms en aquesta unió.

2 | Electrons de valència. Simbolisme de Lewis

En química, el terme **valència d'un element** indica tradicionalment el nombre d'àtoms d'hidrogen que poden unir-se o ser reemplaçats per un àtom de l'element. Es pren com a referència l'hidrogen, perquè aquest element no es combina mai amb dos o més àtoms d'un altre element. A l'hidrogen se li assigna, doncs, la valència 1. Les valències s'escriuen amb nombres aràbics.

En els enllaços químics intervenen preferentment els electrons més exteriors dels àtoms, anomenats **electrons de valència**. Els electrons de valència dels elements representatius són els ubicats a la capa electrònica més externa i, per això, aquesta capa s'anomena **capa de valència**. Així, per exemple, els electrons de la capa de valència del carboni són els electrons $2s^2 2p^2$ i els del clor són $3s^2 3p^5$.

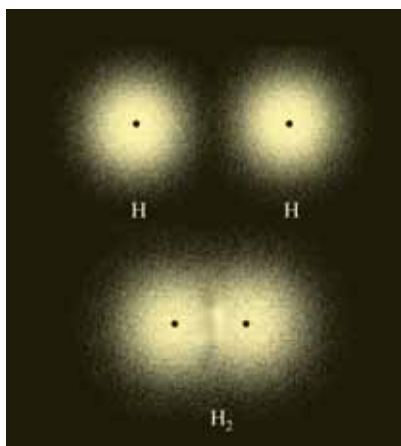
En l'estudi de l'enllaç químic és còmode mostrar els electrons de valència d'un àtom per mitjà de la **notació de Lewis** (en honor de Gilbert N. Lewis, autor del primer model electrònic de l'enllaç covalent). En aquesta notació s'escriu el símbol de l'element i, distribuïts al voltant seu, es representen els electrons de valència mitjançant punts, cercles, aspes, etc. Recorda que els electrons de l'embolcall de l'àtom poden estar agrupats de dos en dos ocupant un mateix orbital; llavors es diu que estan **aparellats** o formant un **doblet**, o bé semioocupant orbitals, en aquest cas, es diu que estan **desaparellats**. El doblet electrònic es representa amb dos punts junts o amb un guió (Fig. 2).

La notació de Lewis mostra el nombre d'electrons desaparellats en cada àtom. Així per exemple, l'hidrogen té un sol electró desaparellat. L'heli no en té cap perquè té un doblet. El fluor té tres doblets i un electró desaparellat.

• H									— He
• Li	• Be	• B	• C	• N	• O	• F	• Ne		
• Na	• Mg	• Al	• Si	• P	• S	• Cl	• Ar		

2. Simbolisme de Lewis dels àtoms dels primers elements de la taula periòdica. Observa que el liti i el sodi, o el fluor i el clor, tenen la mateixa representació de Lewis. En general, tots els àtoms dels elements d'un mateix grup de la taula periòdica tenen la mateixa notació de Lewis. Atès que els elements del mateix grup tenen propietats químiques semblants, podem afirmar que hi ha una relació entre la representació de Lewis i les propietats químiques dels elements.

La valència d'un àtom és el nombre d'enllaços covalents que pot formar. Però com que els enllaços covalents s'estableixen amb els electrons desaparellats del nivell més extern de l'àtom, si aquest té diversos electrons desaparellats, podrà establir diversos enllaços covalents i, per tant, presentar diverses valències.



3. Formació de l'orbital molecular de l'hidrogen a partir dels dos orbitals atòmics. Les zones amb més densitat de punts és on la probabilitat de trobar els electrons és més elevada.

3 | L'enllaç covalent

És l'enllaç més important i el més abundant en les combinacions químiques. Segons Lewis:

L'enllaç covalent consisteix en la compartició d'un o més parells d'electrons per dos àtoms.

Lewis va pensar que els electrons compartits pels àtoms atrauen els nuclis entre els quals estan situats i, per tant, els mantenen units.

Es parla de **compartició**, ja que cada àtom cedeix parcialment un o diversos electrons i n'accepta parcialment un altre o uns altres. Una vegada format l'enllaç, els dos electrons són atrets pels dos nuclis i la seva procedència esdevé indistingible. Si els dos àtoms comparteixen un parell d'electrons, la unió està formada per un **enllaç senzill**; si en comparteixen dos parells, per un **doblet enllaç**; si en comparteixen tres, per un **triple enllaç**.

L'enllaç covalent entre els àtoms d'un agregat origina les molècules. La capacitat per formar molècules és deguda al fet que els àtoms que participen en l'enllaç tendeixen a adquirir la configuració electrònica més estable i, per aconseguir-ho, comparteixen electrons desaparellats (Teoria de Lewis de l'enllaç covalent).

Per exemple, els àtoms A i B, amb un electró desaparellat cadascun, comparteixen els dos electrons mitjançant un doblet que assegura la unió entre els dos àtoms. Quan es representen molècules en la notació de Lewis, per diferenciar els electrons de valència que corresponen a cada àtom, uns es dibuixen en forma de punt i els altres en forma d'aspa. En el cas que formin un enllaç en el qual comparteixen dos electrons, també es poden representar per un guió.

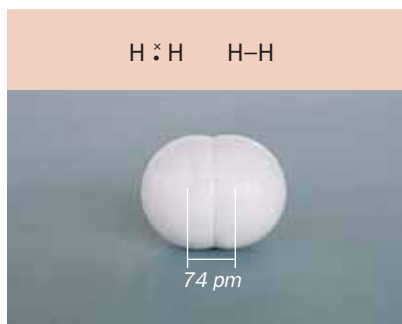


Sempre que es forma un enllaç covalent, dos orbitals atòmics semioocupats pertanyents a dos àtoms s'interpenetren i es forma un orbital únic, totalment ocupat, anomenat **orbital molecular**. L'orbital molecular és la regió de l'espai al voltant de dos nuclis on és més probable trobar el parell d'electrons (Fig. 3).

4 | Exemples de molècules amb enllaços covalents

En els següents exemples de molècules amb enllaços covalents n'indiquem la geometria i la representació a través de models moleculars.

Dihidrogen (H₂). La molècula de dihidrogen (o simplement hidrogen, H₂) és la més senzilla de totes. Els orbitals de dos àtoms d'hidrogen prou allunyats no s'influencien mútuament. Però en apropar-se, l'electró de cada un dels àtoms comença a ser atret pel nucli de l'altre, sense deixar de ser atret pel seu propi nucli. Quan els dos nuclis es troben a una distància igual a la que tenen a la molècula, els dos orbitals atòmics s'interpenetren al màxim, amb la qual cosa s'origina un orbital molecular, el contingut energètic del qual és menor que la suma dels dos continguts energètics dels dos orbitals atòmics per separat.



4. Model molecular de l'hidrogen i longitud d'enllaç.

Una vegada format l'enllaç, els dos electrons queden igualment compartits pels dos àtoms;



Encara que representem els electrons de l'enllaç per • i per ×, a fi de distingir-ne la procedència, quan l'enllaç s'ha creat, aquesta procedència és indistingible. Aquest parell d'electrons és un **doblet enllaçant** i l'enllaç entre els dos àtoms d'hidrogen és un **enllaç senzill**.

En química, s'utilitzen **models moleculars** per visualitzar l'estructura i el volum relatiu de les molècules. Els àtoms es representen per boles o, més sovint, per porcions de boles, les grandàries de les quals són proporcionals a les dels àtoms reals i el color de les quals és característic per a cada element.

En la figura 4 pots veure el model compacte de la molècula d'hidrogen en què hem indicat la distància que hi ha entre els centres dels dos àtoms. La distància que separa els centres dels dos àtoms units s'anomena **longitud d'enllaç**. La longitud de l'enllaç H-H és de 74 pm.

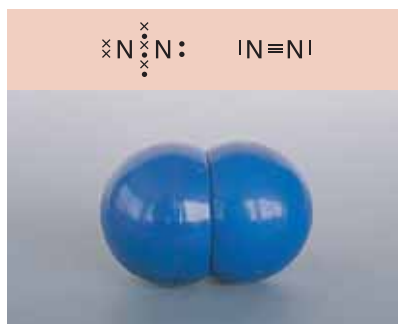
Diclor (Cl_2). Els àtoms de clor, amb set electrons a l'últim nivell energètic, tendeixen a guanyar un electró per envoltar-se de l'octet i quedar amb la configuració de l'argó, el gas noble més pròxim. Per aconseguir-ho, dos àtoms de clor comparteixen un parell d'electrons mitjançant un **enllaç senzill** o un **doblet enllaçant**. Per això, la molècula de clor està constituïda per dos àtoms, Cl_2 . Els altres sis electrons queden com a tres **doblets no enllaçants** (o parells solitaris), i s'indiquen amb ratlles al voltant del símbol de l'element (Fig. 5).

Dinitrogen (N_2). Cada àtom de nitrogen té 5 electrons de valència i, per tant, tendeix a guanyar-ne 3 per completar l'octet. Per aconseguir-ho, dos àtoms de nitrogen s'uneixen a través d'un triple enllaç per formar una molècula diatòmica N_2 . Queda un parell d'electrons no enllaçant en cada àtom de nitrogen (Fig. 6).

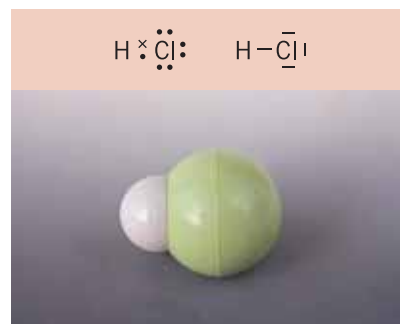
Clorur d'hidrogen (HCl). Per escriure les estructures electròniques de les molècules de compostos, formats per dos o més elements, s'apliquen les mateixes regles que per a les dels elements. Així, la molècula de clorur d'hidrogen es forma per compartició d'un parell d'electrons, un que és aportat per l'hidrogen i un altre, pel clor, i d'aquesta manera els dos àtoms adquireixen la configuració electrònica estable de gas noble. Observa, en la notació de Lewis, que l'àtom d'hidrogen està envoltat per un doblet i l'àtom de clor, per un octet (Fig. 7).



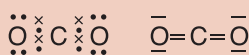
5. Model de la molècula de clor i longitud d'enllaç.



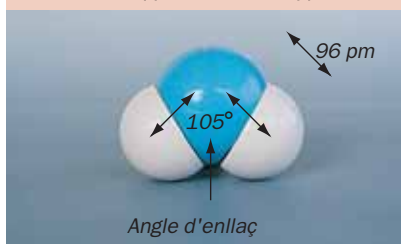
6. Model de la molècula de nitrogen.



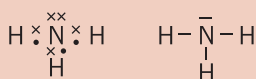
7. Model molecular del clorur d'hidrogen.



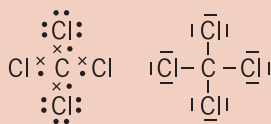
8. Model molecular del diòxid de carboni.



9. Model molecular de l'aigua, amb l'angle i longituds d'enllaç.



10. Model molecular de l'amoníac.



11. Model molecular del tetraclorur de carboni.

Diòxid de carboni (CO₂). Cada àtom d'oxigen s'uneix al de carboni per un doble enllaç i els dos àtoms d'oxigen queden amb dos doblets sense compartir. En la figura 8 pots observar que la molècula de diòxid de carboni és lineal.

Aigua (H₂O). En la molècula d'aigua, cada àtom d'hidrogen està unit a l'oxigen per un doblet. L'oxigen s'envolta d'un octet en què dos doblets no són enllaçants i els altres dos estan units als respectius àtoms d'hidrogen. Observa en la figura 9 una característica molt important de la molècula d'aigua: és **plana** però **no és lineal**. L'angle d'intersecció de les rectes que uneixen els nuclis atòmics s'anomena **angle d'enllaç**.

Amoníac (NH₃). L'àtom de nitrogen està enllaçat amb cada àtom d'hidrogen mitjançant un doblet i té un doblet no enllaçant. La distribució dels àtoms a la molècula és piramidal. En el vèrtex de la piràmide es troba l'àtom de nitrogen i en cada vèrtex de la base hi ha un àtom d'hidrogen (Fig. 10).

Tetraclorur de carboni (CCl₄). L'àtom de carboni està enllaçat amb cada un dels quatre àtoms de clor amb un doblet i cada àtom de clor té tres doblets no enllaçants. La disposició espacial del tetraclorur de carboni és tetraèdrica (Fig. 11).

En la unitat d'introducció a la química del carboni, estudiaràs altres molècules amb enllaços covalents.

5 | L'enllaç covalent datiu

Hem dit que, en la formació d'un enllaç covalent, cada àtom aporta un dels dos electrons d'un doblet enllaçant. Però, en alguns casos, el parell d'electrons compartits són aportats **només per un dels dos àtoms**, de manera que cada àtom queda amb una configuració electrònica estable. Aquest tipus d'enllaç s'anomena **covalent datiu**, o també enllaç **covalent coordinat**. Es presenta especialment en ions poliatòmics.

Un exemple és l'**ió oxoni, (H₃O⁺)**, que resulta de l'addició d'un ió hidrogen, H⁺, a la molècula d'aigua:



En l'ió oxoni, l'àtom d'oxigen està unit a dos àtoms d'hidrogen per enllaços covalents ordinaris, i amb el tercer hidrogen per un enllaç covalent datiu; el parell d'electrons enllaçant l'aporta íntegrament l'oxigen. Una vegada format l'ió oxoni, la força d'enllaç de l'àtom d'oxigen amb cada un dels tres hidrògens és exactament la mateixa.

L'**ió amoni (NH₄⁺)** resulta de l'addició d'un ió hidrogen, H⁺, a la molècula d'amoníac. La molècula presenta tres enllaços covalents ordinaris entre el nitrogen i tres hidrògens, i el parell electrònic enllaçant del quart hidrogen, el proporciona íntegrament el nitrogen.

Els anions dels oxoàcids són també exemples d'enllaços covalents datius entre l'àtom central i algun o alguns dels àtoms d'oxigen.

6 | Limitacions de la regla de l'octet

Hi ha molècules covalents estables, especialment formades per alguns elements del bloc p, que presenten excepcions a la regla de l'octet. Així, per exemple, en el trifluorur de bor, BF_3 , el bor s'envolta només de sis electrons, i en el clorur de beril·li, BeCl_2 , l'àtom de beril·li s'envolta només de quatre electrons. Les seves estructures de Lewis són respectivament:



En vista d'aquestes i altres excepcions a la regla de l'octet, es pot afirmar el següent:

En la formació d'enllaços covalents l'important és l'aparellament d'electrons formant dobles.

El model de Lewis tampoc no dóna informació sobre les direccions dels enllaços, sobre la geometria de les molècules, ni sobre l'energia dels enllaços. De totes maneres, la senzillesa del simbolisme resulta molt útil en un estudi elemental de les molècules.

7 | Mesomeria o ressonància

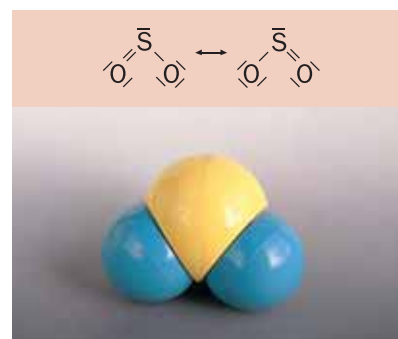
S'anomena **ressonància**, o també mesomeria, la característica que presenten certes molècules o ions de poder ser representats per més d'un diagrama de Lewis

La molècula de diòxid de sofre (SO_2) és un exemple de molècula ressonant. Experimentalment se sap que la molècula de SO_2 no és lineal. D'acord amb els diagrames de Lewis, són possibles dues estructures diferents, indicades en la figura 12. Tant en l'una com en l'altra, l'àtom de sofre està unit a un dels àtoms d'oxigen per un enllaç senzill i a l'altre per un doble enllaç. Malgrat tot, l'experiència ens revela que els dos enllaços tenen el mateix caràcter, que és intermedi entre el senzill i el doble.

La molècula real de SO_2 té característiques intermèdies entre les dues estructures de Lewis.

Així doncs, hi ha molècules o ions poliatòmics als quals, per explicar satisfactòriament les seves propietats, s'ha d'assignar diverses distribucions electròniques diferents, cap de les quals per separat no correspon a la molècula o ió, però totes contribueixen a explicar-ne el comportament. La molècula (o ió poliatòmic) és única, la dificultat rau en la seva representació.

Cada una de les fórmules, amb la mateixa distribució atòmica però diferent distribució electrònica, s'anomena **forma límit**. La molècula o ió poliatòmic és un estat intermedi entre totes les fórmules límit, anomenat **híbrid de ressonància**.



12. Model molecular del diòxid de sofre i les seves formes ressonants.

8 | Polaritat dels enllaços

Si els electrons d'un **doblet enllaçant** estan **igualment compartits** pels dos àtoms units, l'enllaç covalent s'anomena **homopolar** o **no polar**. És l'enllaç covalent perfecte o pur perquè hi ha una compartició d'electrons idèntica, com és el cas de les molècules H_2 , Cl_2 o N_2 , en què els àtoms units són idèntics.

La polaritat d'un enllaç és més gran com més gran sigui la diferència d'electronegativitats entre els àtoms enllaçats.

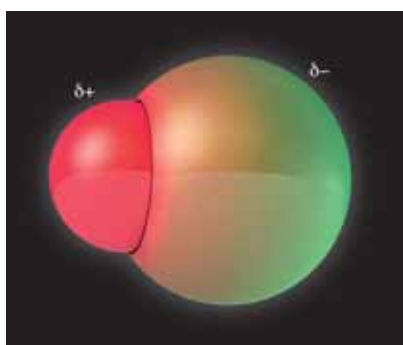
Si els dos àtoms units són diferents, els electrons enllaçants estan **desigualmente compartits** pels dos àtoms. Es troben més pròxims a l'àtom més electronegatiu, que queda amb una petita càrrega negativa, mentre que l'altre àtom queda amb una petita càrrega positiva. L'enllaç és **covalent polar**.

Les molècules diatòmiques formades per la unió de dos àtoms diferents són sempre polars a causa de la distribució asimètrica dels electrons de l'enllaç. Al voltant de l'àtom més electronegatiu, hi ha més densitat de càrrega negativa que en l'entorn de l'altre. **El conjunt de la molècula és elèctricament neutre**; la polaritat és deguda a la distribució desigual dels electrons de l'enllaç. Les petites càrregues negativa i positiva que adquireixen els àtoms de la molècula polar s'indiquen a sobre dels àtoms corresponents de la fórmula, mitjançant els símbols δ^- i δ^+ .

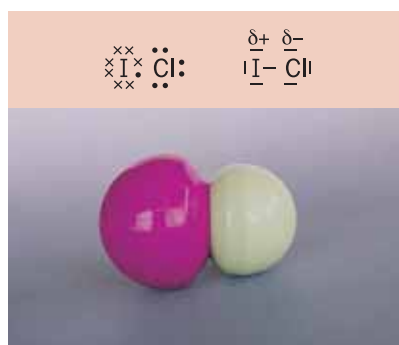
Perquè una molècula formada per més de dos àtoms sigui polar, els àtoms units, a més de tenir diferents electronegativitats han d'estar disposats geomètricament de manera adequada. Així, per exemple, en la molècula d'aigua, cada enllaç O–H és polar, ja que l'àtom d'oxigen és més electronegatiu que el d'hidrogen i, a causa de la geometria de la molècula (recorda que els seus enllaços formen entre si un angle de 105°), la molècula en el seu conjunt també és polar. La molècula d'aigua no seria polar si fos lineal. El mateix passa en la molècula d'amoníac, que és polar a causa de la seva forma piramidal (Fig. 10).

En canvi, la molècula del diòxid de carboni no és polar, malgrat que cada enllaç carboni–oxigen és polar. És a causa de la seva geometria lineal, que les dues polaritats es compensen (Fig. 8). Per la mateixa raó, la molècula de tetraclorur de carboni (Fig. 11) no és polar perquè és simètrica.

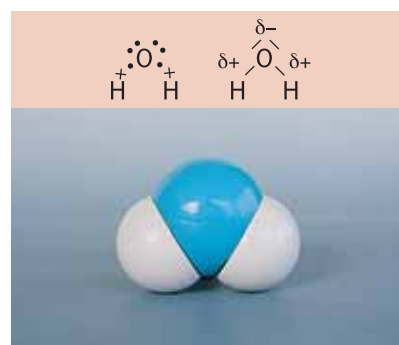
Si un dels àtoms units és molt electronegatiu i atrau totalment els electrons de l'enllaç, i l'altre és molt electropositiu i els cedeix totalment, s'origina un altre tipus d'enllaç, anomenat **enllaç iònic**.



13. Els electrons estan desigualment compartits pels dos àtoms de la molècula.



14. El monòxid de clor, ClO , és un exemple de molècula polar. El clor és més electronegatiu que el iode.



15. La molècula de l'aigua és polar: l'oxigen té càrrega negativa; els hidrògens, càrrega positiva.

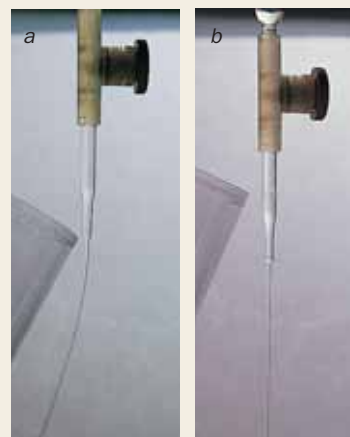


Comprovació de la polaritat d'algunes molècules

Aquest senzill experiment serveix per constatar que les molècules d'aigua són polars i, en canvi, les de tetraclorur de carboni no ho són.

Es posa aigua destil·lada en una bureta i s'obre a poc a poc la clau fins que surti un raig molt fi. En apropar-hi una làmina de plàstic prèviament electritzada per fregament, el raig d'aigua es desvia espectacularment (a). En canvi, si acostem la làmina de plàstic electritzada a un raig fi de tetraclorur de carboni el líquid no es desvia (b).

Aquest diferent comportament s'explica perquè les molècules polars d'aigua s'orienten en el camp elèctric creat per la làmina de plàstic i la resultant de les forces elèctriques està dirigida cap a la làmina. En canvi, les molècules no polars del tetraclorur de carboni no s'orienten en el camp elèctric i el raig no es desvia.



9 | Geometria de les molècules

Ja hem indicat que les estructures de Lewis no donen cap informació sobre la geometria de les espècies químiques. A continuació, s'estudia el model de les repulsions dels parells d'electrons de la capa de valència de l'àtom central, que ens permetrà d'explicar de manera intuïtiva la geometria d'algunes molècules.

Model de les repulsions dels parells d'electrons de la capa de valència (RPECV)

El model RPECV parteix d'una idea intuïtiva i senzilla: la geometria d'una espècie química –molècula o ió– serà la que permeti minimitzar les repulsions dels parells d'electrons (enllaçants i no enllaçants) de la capa de valència de l'àtom central, és a dir, els parells d'electrons de la capa de valència de l'àtom central s'orienten en l'espai de manera que la separació sigui màxima i, per tant, la repulsió sigui mínima.

Els parells d'electrons no enllaçants (p. n. e.) causen més repulsions als seus veïns que els parells enllaçants (p. e.).

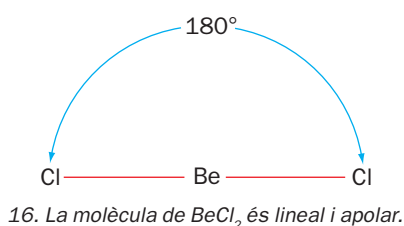
Amb el model RPECV, únicament es pot preveure la geometria d'espècies químiques discretes aïllades, formades per un àtom central enllaçat covalentment a altres àtoms perifèrics. Explicarem, amb exemples, l'aplicació d'aquest model.

Molècula de BeCl_2 en estat gasós (tipus AX_2)

Sabem que l'estructura electrònica del beril·li és $1s^2 2s^2$, la del clor és $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, per tant, l'estructura de Lewis de la molècula de clorur de beril·li serà:



i, segons el model RPECV, els dos parells d'electrons de la capa de valència de l'àtom central s'han d'orientar en l'espai de manera que la repulsió sigui mínima.



Això passa si l'estructura de la molècula és lineal (angle 180°), (Fig. 16).

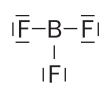
Encara que cada enllaç $\text{Be}-\text{Cl}$ és polar, atès que la molècula és lineal, les dues polaritats es compensen i la molècula és **apolar**, tal com s'observa experimentalment.

Altres espècies moleculars (gasoses) del tipus BeCl_2 (AX_2) són, per exemple, ZnX_2 ($\text{X} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$), CdX_2 i HgX_2 .

Molècula de BF_3 (tipus AX_3)

L'estructura electrònica del bor és: $1s^2 2s^2 2p^1$ i la del fluor $1s^2 2s^2 2p^5$, per tant, un àtom de bor compartirà un parell d'electrons amb cada un dels tres àtoms de fluor.

L'estructura de Lewis de la molècula de BF_3 :



Segons el model RPECV, els tres parells d'electrons de la capa de valència de l'àtom central s'han d'orientar en l'espai de manera que la separació sigui màxima.

Això passa si formen un angle de 120° sobre el pla: cada àtom de fluor ocuparà un vèrtex d'un hipotètic triangle equilàter. En el seu centre hi haurà l'àtom de bor (Fig. 17).

Malgrat que cada enllaç $\text{B}-\text{F}$ és polar, a causa de la geometria de la molècula, aquesta és apolar, en anul·lar-se entre si, vectorialment, els moments dipolars dels tres enllaços $\text{B}-\text{F}$.

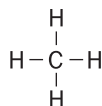
La molècula de BF_3 és plana, trigonal i apolar. El model coincideix amb les dades experimentals.

Altres exemples d'aquest tipus de molècules són el BCl_3 i el GaI_3 .

Molècula de CH_4 (tipus AX_4)

L'estructura electrònica de l'àtom de carboni és $1s^2 2s^2 2p^2$ i la de l'hidrogen és $1s^1$. Un àtom de carboni compartirà quatre parells d'electrons, un amb cada àtom d'hidrogen.

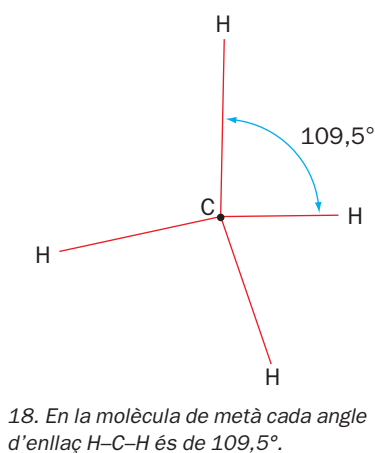
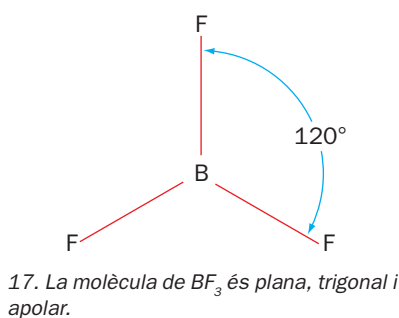
L'estructura de Lewis de la molècula de metà és:



Segons el model RPECV, l'estructura de la molècula de metà és **tetraèdrica** i l'àtom de carboni ocupa el centre d'un imaginari tetràedre regular. Cada àtom d'hidrogen ocuparà un vèrtex del tetràedre, ja que amb aquesta disposició els quatre parells d'electrons de la capa de valència de l'àtom central sofreixen la repulsió mínima.

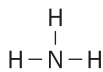
La geometria **tetraèdrica** dona lloc a molècules **apolars** en anul·lar-se entre si, vectorialment, els moments dipolars dels quatre enllaços (Fig. 18).

Exemples d'espècies químiques amb una geometria tetraèdrica com el CH_4 són: CCl_4 , NH_4^+ , SiCl_4 , GeCl_4 , SnCl_4 ...



Molècula de NH_3

L'estructura electrònica del nitrogen és $1s^2 2s^2 2p^3$ i la de l'hidrogen $1s^1$. Un àtom de nitrogen compartirà un parell d'electrons amb cada un dels tres àtoms d'hidrogen. L'estructura de Lewis és:



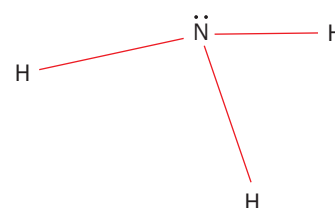
En la molècula hi ha tres parells d'electrons enllaçants i un de no enllaçant (no participa en els enllaços). Segons el model RPECV, els quatre parells d'electrons s'han d'orientar en l'espai de manera que la repulsió sigui mínima.

Això passa si la disposició és tetraèdrica (vegeu l'exemple anterior). Però el parell d'electrons no enllaçants està més a la vora del nucli de l'àtom de nitrogen que els altres tres parells d'electrons que es troben sol·licitats pels nuclis dels àtoms d'hidrogen. La repulsió entre parell no enllaçant i els enllaçants és més gran que entre parells enllaçants entre ells. Aquest efecte repulsió porta com a conseqüència una petita aproximació dels tres parells enllaçants. L'angle d'enllaç $\text{H}-\text{N}-\text{H}$ és de $107,3^\circ$, en lloc de $109,5^\circ$ (Fig. 19).

La geometria de la molècula d'amoníac és **piramidal triangular** (vegeu la figura 10). A causa de la disposició dels àtoms d'hidrogen, la molècula d'amoníac és molt polar.

Observa que, en aquest exemple, s'ha de distingir entre geometria electrònica (que és tetraèdrica) i geometria de la molècula (que és piramidal).

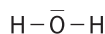
Exemples de molècules o ions amb una geometria molecular com la del NH_3 són: NCl_3 , PCl_3 , PH_3 , AsCl_3 , H_3O^+ ...



19. La molècula d'amoníac és molt polar.

Molècula de H_2O

L'estructura electrònica de l'oxigen és $1s^2 2s^2 2p^4$ i la de l'hidrogen $1s^1$. L'estructura de Lewis de la molècula d'aigua és:

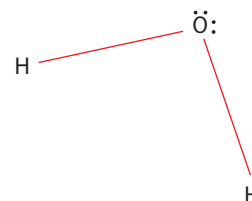


En la molècula hi ha dos parells d'electrons enllaçants i dos de no enllaçants.

D'acord amb el que s'ha explicat a l'exemple anterior i com que sabem que els parells d'electrons no enllaçants causen més repulsions als seus veïns que els parells enllaçants, la geometria de la molècula és plana i angular (Fig. 20). A causa de la seva geometria, aquesta molècula és molt polar.

També aquí s'ha de distingir entre geometria electrònica (que és tetraèdrica) i geometria molecular (que és plana i angular).

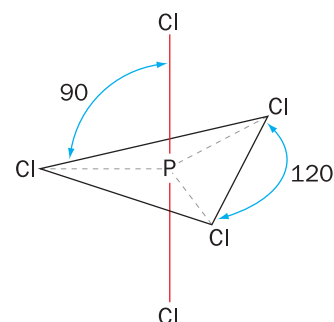
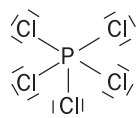
Exemples de molècules o ions amb una geometria molecular com la de l'aigua són: SeCl_2 , TeCl_2 , ClO_2^- ...



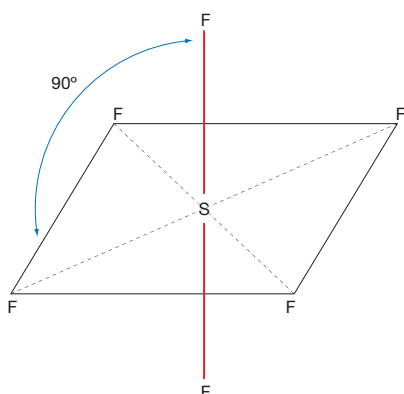
20. La molècula d'aigua és plana i angular. L'angle d'enllaç $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ és de $104,5^\circ$.

Molècula de PCl_5

L'estructura electrònica del fòsfor és $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ i la del clor és $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. L'estructura de Lewis de la molècula de PCl_5 és:



21. La geometria de la molècula PCl_5 és la d'una **bipiràmide trigonal**. Observa que els angles i les longituds d'enllaç són diferents.

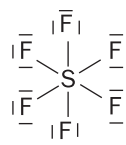


22. La geometria de la molècula de SF_6 és un octaedre. Tots els angles i les longituds d'enllaç són iguals. La molècula és **apolar**.

Segons el model RPECV, els cinc parells d'electrons de la capa de valència de l'àtom central s'han d'orientar en l'espai de manera que la repulsió sigui mínima. Aquesta orientació és la que s'indica en la figura 21. La molècula de PCl_5 és **apolar**.

Molècula de SF_6

L'estructura electrònica del S és $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ i la del fluor és $1s^2 2s^2 2p^5$. Per tant, l'estructura de Lewis de la molècula de SF_6 és:



Segons el model RPECV, els sis parells d'electrons de la capa de valència de l'àtom central s'orienten en l'espai de manera que la repulsió sigui mínima. Això correspon a un octaedre, tal com indica la figura 22.

10 | Propietats de les substàncies covalents

La **unió covalent** entre els àtoms que formen una molècula és **molt forta**. Per contra, les **forces d'atracció** entre unes molècules i les altres són **dèbils**. Per aquest motiu, les substàncies formades per molècules no polars i de massa molecular petita tenen punts de fusió i d'ebullició molt baixos i són gasoses a temperatura ordinària com, per exemple, el fluor (F_2), el clor (Cl_2), l'oxigen (O_2), l'hidrogen (H_2), el nitrogen (N_2) o el metà (CH_4). Fins i tot el brom (Br_2), que té una massa molecular més gran, és un líquid molt volàtil.

Els compostos covalents polars tenen punts de fusió i d'ebullició més elevats que els no polars de massa molecular semblant, ja que entre les molècules polars hi ha forces d'atracció més intenses.

Les substàncies covalents són molt males conductores de l'electricitat, tant en estat sòlid com foses, ja que els electrons no tenen llibertat de moviment.

Les substàncies covalents no polars són solubles en dissolvents no polars. En canvi, són insolubles (o molt poc solubles) en dissolvents polars. Per exemple, el diïode (I_2), que és no polar, és soluble en un dissolvent no polar com el tetraclorur de carboni i, en canvi, és molt poc soluble en aigua. Molts compostos covalents polars, com l'alcohol o l'acetona, es dissolen en dissolvents polars, com ara l'aigua.



23. a) El diclor és gas a temperatura ambient i el dibrom és un líquid molt volàtil. b) El diïode és un sòlid que quan s'escalfa sublima.



24. El diïode és molt soluble en tetraclorur de carboni (a) i molt poc soluble en aigua (b).

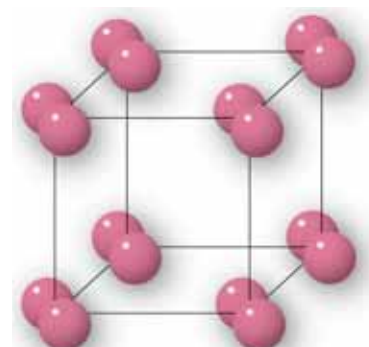
11 | Cristalls moleculars i cristalls covalents

En estat sòlid, les substàncies covalents formen un reticle cristal·lí en què cada molècula ocupa una posició definida. Aquest tipus de cristalls s'anomenen **cristalls moleculars**.

Hi ha algunes substàncies covalents sòlides que no estan formades per molècules discretes sinó que en cada vèrtex del reticle cristal·lí hi ha un àtom que està unit per enllaços covalents amb tots els àtoms que l'envolten. Així, per exemple, el diamant està constituït per una multitud d'àtoms de carboni units per enllaços covalents. En el reticle cristal·lí del diamant, cada àtom de carboni ocupa el centre d'un tetràedre regular imaginari, i està unit a uns altres quatre àtoms de carboni situats un a cada vèrtex. Aquesta estructura es va repetint en totes les direccions de l'espai.

Tot el cristall del diamant pot considerar-se com una **molècula gegant**. Aquest tipus de cristalls s'anomenen **cristalls atòmics o covalents**. Com que els seus enllaços C-C són molt forts, el diamant es caracteritza per tenir una gran duresa (10 en l'escala Mohs), un elevadíssim punt de fusió ($\approx 3500^\circ\text{C}$) i ser insoluble en qualsevol dissolvent. És molt mal conductor de l'electricitat.

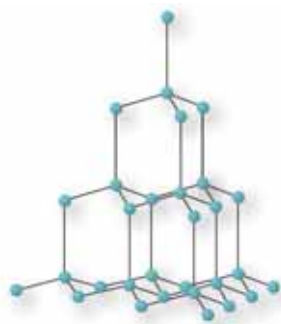
El carbur de silici, SiC, anomenat industrialment carborúndum, el nitrur de bor, BN, o el diòxid de silici, SiO_2 , també formen cristalls atòmics de propietats semblants a les del diamant.



25. Estructura d'un cristall molecular, en els vèrtexs del qual hi ha molècules diatòmiques.



26. Cristall de diamant.



27. Estructura del diamant.

12 | Forces intermoleculars

Hem dit que els enllaços covalents entre els àtoms que formen una molècula són molt forts. En canvi, les forces que les molècules exerceixen les unes amb les altres són, en general, febles, però no per això hem de subestimar-les.

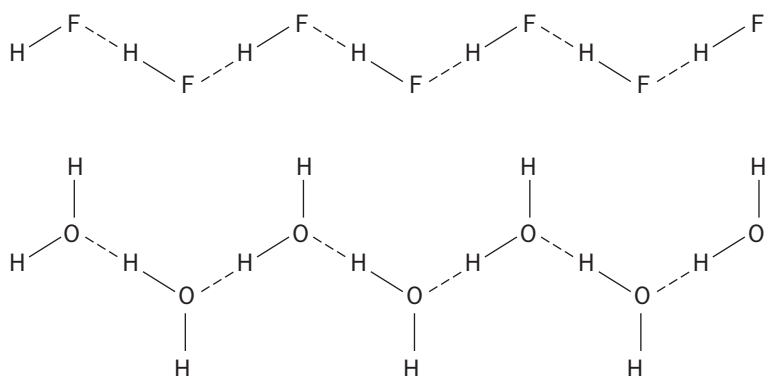
Les interaccions entre les molècules d'un compost s'anomenen **forces intermoleculars**. Les forces intermoleculars més importants són: **l'enllaç d'hidrogen** i **l'enllaç o les forces de van der Waals**. Les dues forces no són, en realitat, enllaços químics en el sentit estricte de la paraula, sinó només atraccions entre molècules.

L'aigua, H_2O , i el sulfur d'hidrogen, H_2S , són compostos anàlegs. L'oxigen i el sofre pertanyen al mateix grup. En els compostos anàlegs, els punts de fusió i d'ebullició augmenten amb la massa molecular. Malgrat tot, el sulfur d'hidrogen és gas a temperatura ambient; en canvi, l'aigua és líquida i té un punt d'ebullició de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, a causa dels enllaços d'hidrogen.

L'enllaç d'hidrogen

Les unions covalents d'un àtom d'hidrogen amb àtoms molt electronegatius i amb doblats no enllaçants com el fluor, l'oxigen o el nitrogen són molt polars. Els àtoms electronegatius atrauen fortament els electrons de l'enllaç i deixen carregat positivament l'àtom d'hidrogen, cosa que provoca que aquest atregui l'àtom electronegatiu d'una molècula veïna. D'aquesta manera, l'àtom d'hidrogen queda unit simultàniament a dos àtoms molt electronegatius: l'un per un enllaç covalent polar i l'altre per forces electrostàtiques. Aquesta última unió rep el nom d'**enllaç d'hidrogen** o **pont d'hidrogen**.

A causa de l'enllaç d'hidrogen, es produeix una **associació molecular**, tal com passa en els casos del fluorur d'hidrogen i de l'aigua.



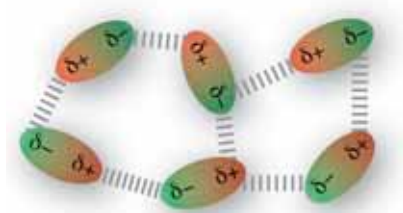
La unió covalent normal està representada, com és habitual, per un guió, mentre que l'enllaç d'hidrogen, per traços discontinus; es tracta d'una unió més dèbil. Com més electronegatiu és un àtom, més fort és l'enllaç d'hidrogen que origina.

Els enllaços d'hidrogen influeixen en les propietats dels compostos que els presenten. Els punts de fusió i d'ebullició de compostos com ara l'aigua i l'amoníac són anormalment alts, si es comparen amb altres compostos de masses moleculars i geometria semblants, ja que es necessita energia no solament per fondre un sòlid o vaporitzar un líquid, sinó també per trencar els enllaços d'hidrogen.

L'enllaç per forces de van der Waals

Les forces de van der Waals són les forces elèctriques dèbils que es manifesten entre molècules dipolars, com per exemple, les del clorur d'hidrogen, HCl (Fig. 28), i també les que exerceixen les unes amb les altres les molècules no polars, com a conseqüència de l'atracció dels electrons d'una molècula i el nucli positiu d'una altra de veïna.

Les forces de van der Waals són la causa que les substàncies gasoses líquüen i fins i tot arriben a solidificar en baixar la temperatura. Les substàncies moleculars amb atraccions intermoleculars dèbils són gasos a temperatura ambient; les que manifesten atraccions intermoleculars intenses són líquides o sòlides a temperatura ambient.



28. Cada molècula de clorur d'hidrogen és atreta per les altres molècules per forces de van der Waals, que es manifesten com a forces dipol-dipol.



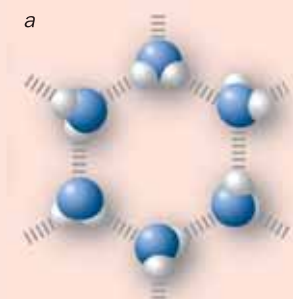
29. Els líquids adopten la forma de gotes a causa de les atraccions intermoleculars.

Un sòlid molecular molt especial: el gel

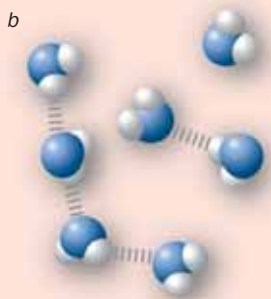
Els punts de fusió i ebullició de l'aigua són anormalment elevats, ja que es requereix energia no només per fondre el gel o per vaporitzar l'aigua sinó també per trencar els enllaços d'hidrogen que hi ha entre les molècules.

L'aigua presenta, a més, una altra anomalia relacionada amb els enllaços d'hidrogen: la seva forma sòlida, el gel, sura en l'aigua líquida. En la immensa majoria dels casos, un líquid es contrau lleugerament en refredar-se. Si es refreda suficientment fins que se solidifica, el sòlid format té més densitat que el líquid i s'hi enfonsa.

L'aigua es comporta com els altres líquids en refredar-la fins a la temperatura de 4 °C; a partir d'aquest moment la seva densitat no augmenta sinó que, al contrari, disminueix (vegeu la taula). A 0 °C, el gel format ocupa un volum quasi un 10 % més gran que l'aigua líquida i queda surant damunt de l'aigua. A què es deu aquest comportament anòmal de l'aigua?



En el gel, els enllaços d'hidrogen s'estenen a més molècules d'aigua i això origina una estructura rígida i ordenada.



En l'aigua líquida, moltes de les molècules estan unides per enllaços d'hidrogen però tenen una certa llibertat de moviment.

En el gel, i a causa dels enllaços d'hidrogen, s'uneixen unes molècules amb unes altres i formen una estructura oberta, en forma de bresca (Fig. a). Observa que queden espais intermoleculars buits i que l'empaquetament és poc compacte; per això, el gel és menys dens que l'aigua.

Què passa quan escalfem un tros de gel?

A temperatures inferiors als 0 °C, les molècules d'aigua no tenen prou energia cinètica per trencar l'estructura rígida del gel. Però, en arribar al punt de fusió, (0 °C), l'edifici cristal·lí es desfà, cosa que permet que les molècules s'apropin més, tot i que augmenta l'agitació molecular que tendeix a separar-les. Entre els 0 °C i els 4 °C, la incidència de la ruptura de més enllaços d'hidrogen supera la incidència de l'augment de l'agitació tèrmica, i en conseqüència, la densitat augmenta. A partir de 4 °C s'inverteixen els termes: la incidència de la dilatació per agitació tèrmica supera la incidència de la ruptura de més enllaços d'hidrogen i l'aigua segueix el comportament dels altres líquids.

Densitat del gel i de l'aigua
($p = 101 \text{ kPa}$)

Temperatura °C	Densitat g cm^{-3}
0 (gel)	0,9168
0 (aigua)	0,9998
4	1,0000
5	0,9999
10	0,9997
25	0,9971
50	0,9881
75	0,9750
100	0,9583



Simetria hexagonal dels cristalls dels flocs de neu, resultat dels enllaços d'hidrogen entre les molècules d'aigua.

13 | L'enllaç iònic

L'**enllaç iònic** es forma per transferència d'electrons d'un àtom a un altre, de manera que les configuracions electròniques resultants siguin més estables que les inicials. L'àtom que cedeix electrons es transforma en un catió; el que guanya electrons, en un anió.

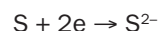
L'enllaç iònic consisteix en la unió dels ions amb càrregues elèctriques oposades com a conseqüència de la seva mútua atracció electrostàtica.

L'enllaç iònic és **no dirigit**, no té una direcció privilegiada com té l'enllaç covalent. La força atractiva dels ions s'estén en totes les direccions de l'espai, per la qual cosa cada ió positiu queda envoltat pel nombre més gran possible d'ions de càrrega oposada i viceversa, formant una xarxa cristal·lina compacta i tridimensional anomenada xarxa cristal·lina iònica.

La transferència d'electrons en la formació del clorur de sodi (Na^+Cl^-) pot representar-se per:



I la del sulfur de bari ($\text{Ba}^{2+}\text{S}^{2-}$), per:



En el primer exemple, l'àtom de sodi perd un electró i adquireix la configuració del gas noble neó. L'àtom de clor, en guanyar aquest electró, adquireix la configuració del gas noble argó. En el segon exemple esmentat, el del sulfur de bari, els ions formats també adquireixen una configuració de gas noble.

Els anions monoatòmics tenen sempre la configuració electrònica del gas noble que els segueix en la taula periòdica. Els cations dels grups 1 i 2 de la taula periòdica tenen també les configuracions del gas noble que els precedeix. Però en altres casos, com passa amb els cations dels elements de transició o els situats a la dreta de la taula periòdica, presenten unes altres configuracions estables, diferents de la dels gasos nobles; són configuracions anomenades de pseudogàs noble.

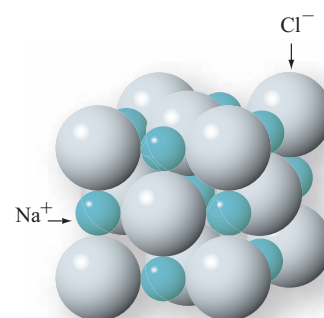
La formació d'un compost iònic a partir dels seus elements és un procés exotèrmic, és a dir, es desprèn energia. Per exemple, en la formació d'un mol de clorur de cesi sòlid, $(\text{Cs}^+\text{Cl}^-)_{(s)}$, es desprenen 443 kJ. Es podria pensar que l'energia alliberada procedeix de la transferència d'electrons entre els dos elements. En aquest procés s'absorbeixen 375 kJ per ionitzar 1 mol d'àtoms de cesi en estat gasós (energia d'ionització) i es desprenen 348 kJ per cada mol d'ions clorur gasosos formats (afinitat electrònica). El balanç d'energia seria desfavorable per a la formació d'aquest compost, ja que hauríem d'aportar al sistema 27 kJ per cada mol de clorur de cesi format. Malgrat tot, es tracta d'un procés exotèrmic. En la formació dels enllaços iònics intervé un altre factor: **l'energia reticular**.

Els ions de càrrega oposada formats s'atrauen intensament, s'aproximen i es distribueixen en un **reticle cristal·lí tridimensional**. La gran quantitat d'energia que s'allibera, l'anomenada energia reticular, és l'energia potencial elèctrica perduda pels ions en apropar-se i formar el reticle cristal·lí. És el valor elevat de l'energia reticular allò que determina que el procés global de formació d'un compost iònic sigui exotèrmic.

*El nombre d'electrons que un àtom perd o guanya en transformar-se en ió s'anomena **electrovalència** o **valència iònica** d'aquest àtom. Per tant, l'electrovalència és igual a la càrrega de l'ió: positiva si l'àtom ha perdut electrons, negativa si els ha adquirit.*

En una xarxa cristal·lina, el nombre d'ions de signe oposat que envolten un ió determinat s'anomena **nombre de coordinació** i el seu valor pot ser 12, 8, 6 o 4, segons les diferents estructures cristal·lines. En la figura 30, pots observar que en la xarxa cristal·lina del clorur de sodi cada ió Na^+ està unit a sis ions Cl^- i viceversa. El nombre de coordinació de l'ió sodi és sis, el mateix que per a l'ió clorur. Com més gran sigui el nombre de coordinació, més densa és l'estructura cristal·lina.

La característica fonamental dels **compostos iònics** és que **estan constituïts per ions** i, per tant, **no formen molècules**.

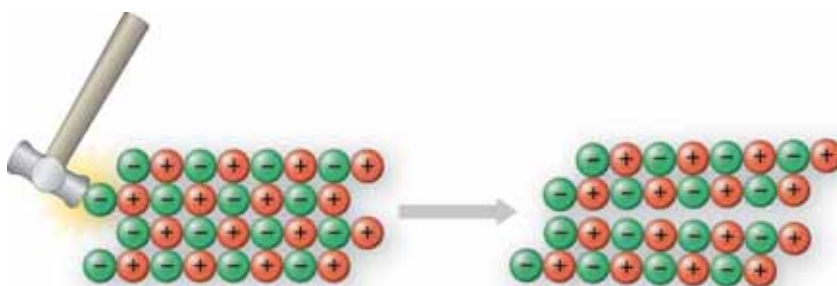


30. Xarxa cristal·lina del clorur de sodi. L'ió Na^+ del centre del cristall està envoltat per sis ions Cl^- . L'ió Na^+ té nombre de coordinació 6, el mateix que l'ió Cl^- .

14 | Propietats dels compostos iònics

En els compostos iònics, les forces electrostàtiques entre ions de càrrega oposada són molt intenses. És precisament aquesta característica la que determina sobretot les propietats dels compostos iònics:

- Són sòlids a temperatura ordinària i les seves estructures cristal·lines són compactes.
- Tenen punts de fusió i d'ebullició elevats i són durs, és a dir, molt difícils de ratllar.
- En canvi, són fràgils. Es trenquen fàcilment perquè, en aplicar-los la força capaç de fer lliscar unes capes sobre les altres, els ions amb la mateixa càrrega queden situats a prop i, com a conseqüència de la repulsió electrostàtica, el cristall es trenca (Fig. 31).



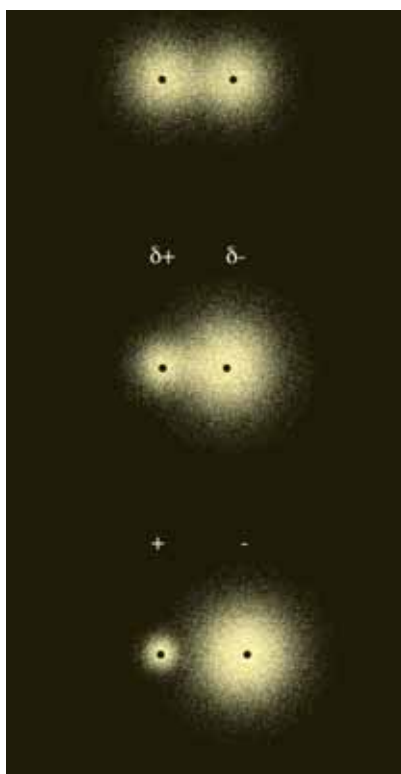
31. En fer lliscar unes capes del cristall sobre les altres, els ions amb la mateixa càrrega queden enfrontats i es repel·leixen: el cristall es trenca.

- Fosos o en dissolució, són conductors del corrent elèctric perquè els seus ions tenen llibertat de moviment. Al contrari, en estat sòlid no condueixen el corrent elèctric.
- Són insolubles en dissolvents no polars com el tetràclorur de carboni, però molts són solubles en dissolvents polars com, per exemple, l'aigua (Fig. 32).
- En solució, els ions estan **solvatats**, és a dir, queden envoltats per les molècules polars del dissolvent. En el cas particular que el dissolvent sigui aigua, es diu també que els ions estan **hidratats**.

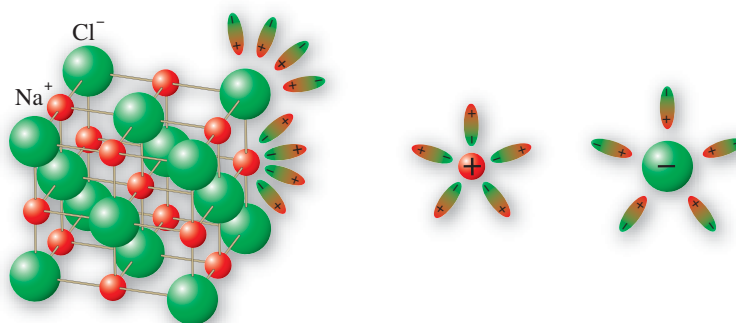
En la figura 33 pots observar el procés de dissolució del clorur de sodi en aigua. A causa de la seva càrrega, els ions de la superfície del cristall interaccionen amb les molècules polars de l'aigua. L'atracció ió-molècula polar tendeix a separar l'ió de la seva posició i acaba convertint-se en un ió hidratat.



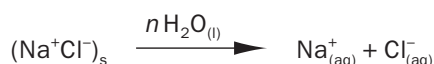
32. El sulfat de níquel(II) heptahidratat (a) de color verd és insoluble en un dissolvent no polar, com el tetràclorur de carboni (b), i soluble en un dissolvent polar, com l'aigua (c).



34. Transició de l'enllaç covalent pur a l'enllaç iònic.



33. Procés de dissolució del clorur de sodi en aigua.



El tipus d'enllaç entre dos àtoms depèn de la diferència d'electronegativitat que hi hagi entre tots dos. En general, es considera que, quan la diferència d'electronegativitats entre els dos àtoms és més gran d'1,7, l'enllaç format és iònic, i els electrons de valència pràcticament pertanyen a un dels dos àtoms. En canvi, si la diferència d'electronegativitats és menor d'1,7, els electrons són compartits i diem que és un enllaç covalent, encara que poden trobar-se més a prop d'un dels àtoms.

Els enllaços covalent pur i iònic pur són casos límit o extrems. Entre l'enllaç covalent pur totalment apolar i l'iònic pur hi ha totes les gradacions possibles (Fig. 34).

15 | Nombres d'oxidació

El **nombre d'oxidació** d'un element és un concepte que sintetitza els de valència i electronegativitat i que resulta molt útil, entre altres aspectes, per formular els compostos químics i igualar equacions químiques d'oxidació-reducció.

El nombre d'oxidació d'un element en una espècie química és un nombre enter (positiu o negatiu), el valor del qual correspon a la càrrega que tindria un àtom d'aquest element si els electrons de cada enllaç s'assignessin a l'àtom més electronegatiu. Els nombres d'oxidació s'escriuen en xifres romanes.

El nombre d'oxidació d'un ió monoatòmic coincideix amb la seva càrrega. En els compostos iònics, el nombre d'oxidació coincideix amb l'electrovalència. Per exemple, el nombre d'oxidació del Na^+ és I perquè l'ió sodi té una càrrega positiva. El del ferro en l'ió Fe^{2+} és II i el del Fe^{3+} és III. En canvi, el del Cl^- és -I, perquè el clor té una càrrega negativa. El de O^{2-} és -II.

Quan dos elements s'uneixen per un enllaç covalent, atribuïm els electrons de l'enllaç a l'element més electronegatiu. Llavors, la càrrega fictícia que presenta cada element en el compost covalent és el seu nombre d'oxidació. Així, per exemple, en la molècula de clorur d'hidrogen, $\text{H}-\text{Cl}$, el parell d'electrons compartit s'assigna al clor perquè és més electronegatiu. En aquesta molècula, el clor té nombre d'oxidació -I i l'hidrogen I. En el metà, CH_4 , el carboni té nombre d'oxidació -IV, atès que és més electronegatiu que l'hidrogen, i

l'hidrogen, I. En canvi, el carboni en el tetraclorur de carboni, CCl_4 , té nombre d'oxidació IV perquè el clor, més electronegatiu, presenta nombre d'oxidació -I.

Si els dos àtoms que formen la molècula són idèntics, com en el H_2 , N_2 , Cl_2 , etc., els seus nombres d'oxidació són zero perquè els electrons estan compartits equitativament i no podem assignar-los a cap àtom.

Per determinar els nombres d'oxidació són útils les regles següents:

- El nombre d'oxidació d'un àtom d'un element lliure és zero.
- El nombre d'oxidació de qualsevol ió monoatòmic és igual a la seva càrrega elèctrica.
- El nombre d'oxidació del fluor és sempre -I.
- El nombre d'oxidació de l'oxigen és -II, excepte en els seus compostos amb el fluor, en què és II, i en els peròxids, en què és -I.
- L'hidrogen presenta nombre d'oxidació I quan es combina amb els no metalls.
- L'hidrogen presenta nombre d'oxidació -I quan es combina amb els metalls.
- Tots els metalls alcalins presenten sempre nombre d'oxidació I, mentre que els metalls alcalinoterris presenten sempre nombre d'oxidació II.

16 | L'enllaç metàl·lic

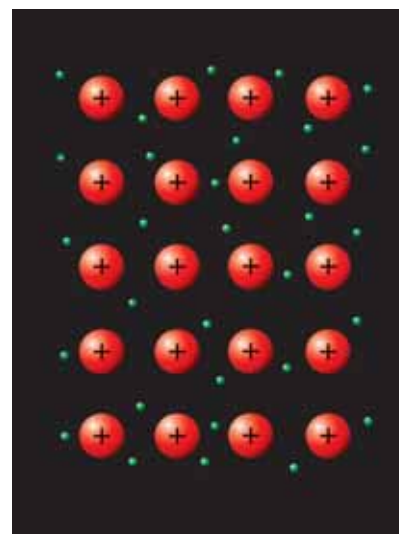
Els electrons de valència dels àtoms dels metalls es troben dèbilment atrets pel nucli, i els cedeixen fàcilment. Els electrons de valència cedits no estan associats a un nucli concret, sinó que formen un **núvol electrònic** (o gas electrònic) comunitari en el qual es troben immersos una infinitat d'ions positius que són els nuclis dels àtoms amb els electrons de les capes internes. El núvol electrònic està dotat de gran llibertat de moviment, i pertany per igual a tots els cations que formen el reticle cristal·lí (Fig. 35).

El sistema és estable gràcies a l'atracció entre els ions metàl·lics positius i el núvol electrònic distribuït uniformement en tot el metall. La força d'atracció entre els ions positius del metall i els electrons del núvol electrònic constitueix l'**enllaç metàl·lic**. L'enllaç metàl·lic és un enllaç comunitari que s'estén a tot el volum del metall.

El nombre d'electrons presents en el núvol electrònic és igual, com a mínim, al nombre d'àtoms en la mostra metàl·lica, perquè la majoria d'àtoms han cedit un o dos electrons.

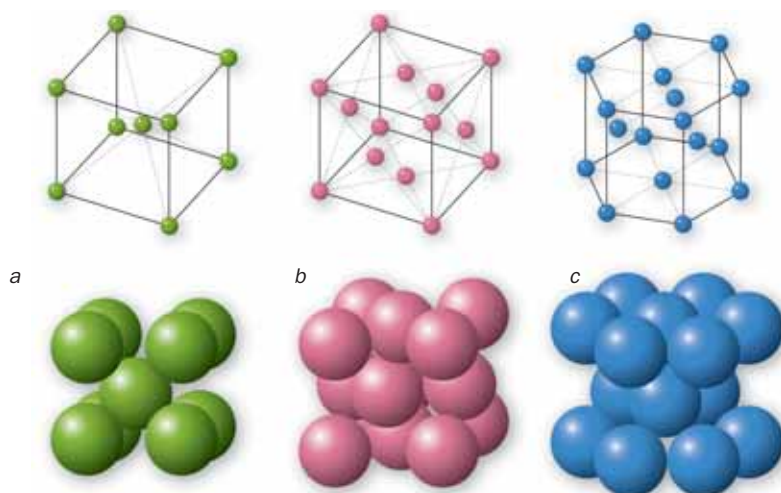
Tots els metalls formen una xarxa cristal·lina en els nusos de la qual es troba el catíon corresponent del metall. Hi ha tres estructures cristal·lines o reticles metàl·lics típics:

- Reticle cúbic centrat en el cos.** El seu nombre de coordinació és 8. Presenten aquest tipus de reticle metalls com el liti, el sodi, el potassi, el cesi, el bari, el ferro, el crom...
- Reticle cúbic centrat en les cares.** El seu nombre de coordinació és 12. Són exemples d'aquest tipus de reticle el coure, la plata, l'or, l'alumini, el plom, el níquel, el platí...
- Reticle hexagonal.** El seu nombre de coordinació és 12. És el reticle del magnesi, el zinc, el cadmi, el titani, el beril·li...



35. Els electrons del núvol electrònic es mouen lliurement entre els ions positius del metall.

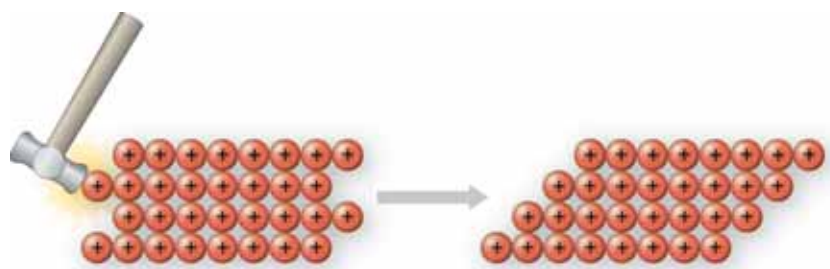
Alguns metalls poden presentar més d'una estructura cristal·lina segons la temperatura a què es troben, cosa que influirà en les seves propietats.



36. Reticles metàl·lics. a) Cúbic centrat en el cos. b) Cúbic centrat en les cares. c) Hexagonal. L'empaquetament hexagonal i el cúbic centrat en les cares són molt compactes, per la qual cosa, la majoria dels metalls que els presenten són durs i fonen a temperatures altes. L'empaquetament cúbic centrat en el cos no és tan compacte i els metalls que el presenten són relativament tous.

L'enllaç metàl·lic explica algunes de les **propietats metàl·liques**:

- Els metalls tenen una brillantor característica anomenada brillantor metàl·lica, a causa del seu alt poder de reflexió de la llum.
- Els metalls tenen **punts de fusió i ebullició** generalment alts, ja que és difícil alliberar els ions metàl·lics del núvol electrònic. Consulta a la taula periòdica del final del llibre els punts de fusió i ebullició d'alguns metalls.
- La **conductivitat elèctrica** és una conseqüència de la mobilitat dels electrons de valència. En col·locar un metall dins d'un camp elèctric, aquests electrons es desplacen fàcilment.
- La **conductivitat calorífica** dels metalls es deu al fet que, en tenir una estructura molt compacta, les vibracions per agitació tèrmica es transmeten ràpidament a través de l'estructura.
- Són **dúctils**, és a dir, es poden estirar en fils molt prims, i **mal·leables**, o sigui, es poden laminar molt finament. Aquestes propietats són degudes al fet que les partícules metàl·liques poden lliscar les unes damunt les altres en diferents direccions, sense que augmentin les forces de repulsió entre les partícules.



37. Desplaçament de làmines metàl·liques, les unes sobre les altres. El metall es deforma però no es trenca.



Estudi de la relació entre les propietats físiques d'algunes substàncies cristal·lines i el seu tipus d'enllaç químic

Les propietats físiques dels cristalls depenen del tipus de forces que s'estableixen entre les partícules ordenades de les seves xarxes cristal·lines. Aquestes forces són:

- **Cristalls iònics:** forces electrostàtiques entre cations i anions.
- **Cristalls metàl·lics:** forces elèctriques entre cations i el núvol d'electrons.
- **Cristalls moleculars:** forces de van der Waals i les degudes a l'enllaç d'hidrogen.
- **Cristalls atòmics o covalents:** forces d'enllaç covalent.

Els procediments següents serveixen per establir la relació entre els valors d'algunes propietats físiques de les substàncies cristal·lines i el tipus d'enllaç que presenten. Les propietats físiques que comprovaràs són la fragilitat, la duresa, la solubilitat, el punt de fusió, i la conductivitat elèctrica de les substàncies següents: urea, àcid benzoic, nitrit de sodi, àcid tartàric, coure, diòxid de silici (sílice) i naftalè (o bé d'altres segons les disponibilitats).

- **Assaig de fragilitat.** En un morter d'àgata col·loca una petita quantitat d'una de les substàncies i prova de polvoritzar-la amb la mà del morter. A continuació prova-ho amb les altres substàncies i pren nota dels resultats.
- **Assaig de duresa.** Posa una mica d'una substància sobre el vidre d'un portaobjectes. Frega-la amb un tap de suro. Ratlla el vidre? Repeteix la prova amb les altres substàncies i pren nota dels resultats.
- **Assaig de solubilitat.** Col·loca una petita quantitat d'una de les substàncies en un tub d'assaig i afegeix-hi 4 ml d'aigua destil·lada i agita-ho. Repeteix l'assaig amb les altres substàncies. Anota els resultats. Repeteix l'assaig afegint ara hexà en lloc d'aigua. Apunta els resultats observats a cada cas.
- **Assaig del punt de fusió.** En un vas de precipitats de 250 cm³ posa vaselina líquida fins a la meitat. Submergeix un tub d'assaig amb una quantitat petita d'una de les substàncies. Col·loca dins del tub un termòmetre que arribi fins a 200 °C. Escalfa la vaselina fins a aquesta temperatura i anota la temperatura aproximada de fusió de la substància. Repeteix l'experiència amb les altres substàncies. Anota quines són les que no es fonen en arribar a 200 °C.
- **Assaig de conductivitat**
 - a) **En dissolució aquosa.** Posa, en petits vasos de precipitats, uns 50 cm³ de solucions aquoses de cadascuna de les substàncies que s'han dissolt en l'aigua. Submergeix-hi dos elèctrodes de grafit procurant que no es toquin. Es connecten en sèrie amb una pila de 4,5 V i una bombeta, que ens permetrà conèixer si són conductores o no del corrent elèctric. Apunta quines són conductores del corrent elèctric i quines no ho són.
 - b) **En substàncies sòlides.** Prova quines de les substàncies són conductores del corrent elèctric en estat sòlid. Per comprovar-ho es col·loquen en un gresol i es connecten els elèctrodes com en el cas anterior. Pren nota dels resultats.
 - c) **En substàncies foses.** Escalfa fortament amb el bec de Bunsen un gresol que contingui una quantitat petita de substàncies que no hagin fos en l'assaig del punt de fusió. Comprova, com en els casos anteriors, quines es fonen ara i, un cop foses, quines són conductores i quines no ho són.

Indica on situaries cadascuna de les substàncies en el quadre següent:

	Iònica	Molecular	Covalent	Metàl·lica
Substància				

Els fulerens

Un equip format pels químics Robert F. Curl i Richard E. Smalley de la Universitat Rice (Houston, EUA), juntament amb Sir Harrold W. Kroto, químic de la Universitat de Sussex (Anglaterra), van obtenir el premi Nobel de Química de 1996 pel seu descobriment de noves formes al·lotròpiques del carboni a més a més de les ja conegudes, el diamant i el grafit. Aquestes noves formes s'anomenen **fulerens**, i tenen com a representant més característic la molècula formada per 60 àtoms: C_{60} .

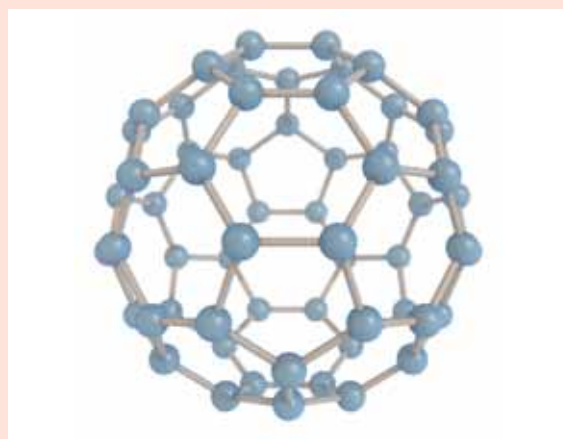
El C_{60} té estructura de poliedre, té 32 cares, de les quals 20 són hexàgons i 12 pentàgons. En cada un dels 60 vèrtexs hi ha un àtom de carboni. L'interior de la molècula és buit.

La forma d'aquesta molècula sembla la d'una pilota de futbol i és per això que en algun moment es va anomenar futbol·lè. Però com que la seva estructura recorda les cúpules dissenyades per l'arquitecte R. Fuller (Exposició Universal de 1967 a Mont-real), el C_{60} i molècules similars com el C_{70} , s'anomenen fulerens.

S'obtenen fulerens en condensar el carboni vaporitzat per làser en una atmosfera d'heli.

El fet que l'interior de la molècula C_{60} sigui buit fa possible col·locar-hi àtoms o ions d'elements com el potassi i el lantà. L'àtom o ió queda «presoner» o «engabiat». Les estructures que tenen aquesta propietat s'anomenen «clusters» (claustre).

La introducció d'un àtom de lantà a l'interior d'una molècula de C_{60} fa que el conjunt sigui superconductor.

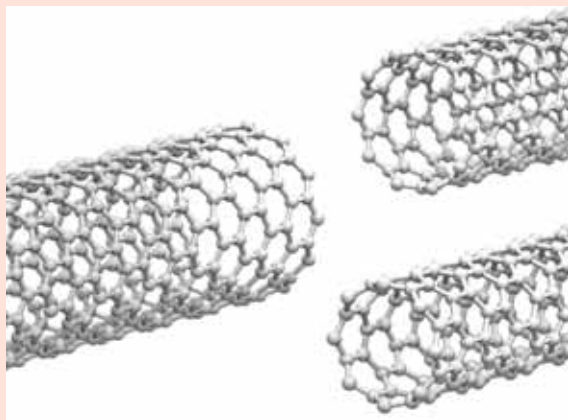


La molècula de C_{60} té forma de pilota de futbol.

Els nanotubs

Els **nanotubs** són estructures tubulars de diàmetre de l'ordre del nanòmetre ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$). La llargària dels nanotubs és molt més gran que el seu diàmetre. Van ser descoberts per S. Iijima (Japó) el 1991 durant la investigació dels fulerens.

Hi ha nanotubs de silici i de nitrur de bor, però generalment el nom de nanotub s'aplica als



Nanotubs de carboni.

fabricats amb carboni. Aquests nanotubs són una forma al·lotròpica del carboni, com el diamant, el grafit i els fulerens.

La seva estructura es pot considerar provinent d'una làmina de grafit de gruix monomolecular enrotllada sobre ella mateixa. Els nanotubs són lleugers, buits i porosos. Tenen altíssima resistència mecànica, altíssima resistència a la tracció i una gran elasticitat. Són les fibres més resistents que es coneixen.

Els nanotubs poden ser aïllants, semiconductors o conductors de l'electricitat, segons la geometria dels tubs.

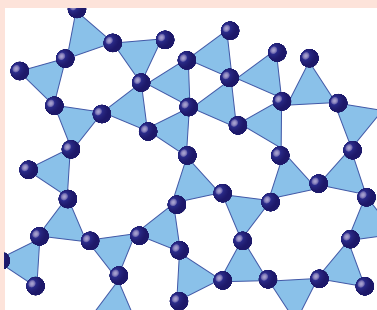
Tenen una gran capacitat d'emetre electrons. Les seves propietats es poden modificar encapsulant àtoms de metall a l'interior o també gasos com l'hidrogen.

Darrerament, s'ha aconseguit aïllar una monocapa de grafit que ha estat anomenada **grafè**. Les seves propietats són extraordinàries.

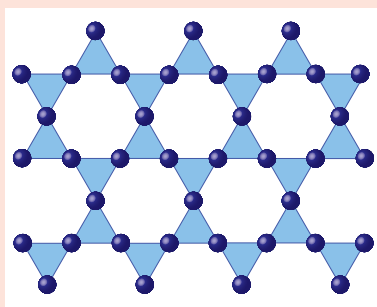
Els vidres

Els vidres estan constituïts per una mescla de silicats i es distingeixen per les seves propietats i per la manera d'obtenir-los. Per obtenir un vidre s'escalfen els components fins a fondre'ls, després se li dóna forma i es refreda fins que queda rígid.

Generalment, en solidificar-se un líquid, les seves partícules queden en un estat ordenat que anomenem **estat cristal·lí**; però en refredar-se un vidre en estat líquid, les seves partícules perden la mobilitat abans d'aconseguir una ordenació geomètrica regular. Aleshores s'obté un sòlid, les partícules del qual es troben unides en un estat desordenat que s'anomena **estat amorf**.



Substància amorfa. Les seves partícules estan unides de manera desordenada.



Substància cristal·lina. Les seves partícules estan unides formant una xarxa ordenada.

L'estat amorf és molt rar en la natura. Per això, quan es parla d'un cos sòlid, se sobreentén que es tracta d'un cos en estat cristal·lí. Tanmateix, els vidres són sòlids en estat amorf.

A causa de la seva estructura amorfa, el vidre en estat líquid no se solidifica, com altres substàncies, a una temperatura determinada, sinó que, a mesura que es refreda, es va tornant més viscos. Des d'un estat tou i mal·leable va passant, en baixar la seva temperatura, a un altre de rígid i trencadís.



El vidre pot ser fàcilment reciclat si tots col·laborem a fer possible la recollida selectiva.

Hi ha diversos tipus de vidre, que es diferencien segons la seva composició. Així, el vidre Pyrex, molt resistent als canvis bruscos de temperatura, conté òxid de bor. Els vidres decoratius contenen una alta proporció d'òxid de plom (II) i tenen una temperatura baixa de fusió. El vidre es pot acolorir afegint-hi determinats òxids metàl·lics. Els òxids de ferro o crom produeixen una coloració verda; el de manganès, violeta; el de coure o cobalt, blava.

Les propietats més notables de la majoria dels vidres són les següents: són transparents, són durs, tenen poca resistència als cops, són aïllants tèrmics i elèctrics, tenen una alta resistència als agents químics ja que no cremen ni s'oxiden; reaccionen difícilment amb els àcids i amb les bases.

Aquestes propietats els fan especialment adequats per a moltes aplicacions, entre les quals destaquen les següents: recipients per a begudes (gots, ampolles, gerres...), material de laboratori (tubs d'assaig, matrassos, provetes...), vidres de portes i finestres, lents per a instruments òptics, bombetes, tubs fluorescents, tubs de televisió, objectes decoratius.



El vidre, abandonat a la natura, pot romandre durant segles com un molest material de deixalla.

Cristalls líquids

Els cristalls líquids són substàncies que a escala molecular contenen microzones cristal·lines i microzones líquides, és a dir, unes microzones són ordenades i d'altres desordenades, de manera que en un interval de temperatura i pressió són massa ordenats per ser considerats líquids i poc ordenats per ser considerats sòlids cristal·lins.

A temperatura suficientment alta i pressió baixa els cristalls líquids es comporten com líquids normals i a temperatura baixa i pressió alta es converteixen en sòlids normals.

Els cristalls líquids, descoberts al final del segle XIX són considerats estats particulars de la matèria.

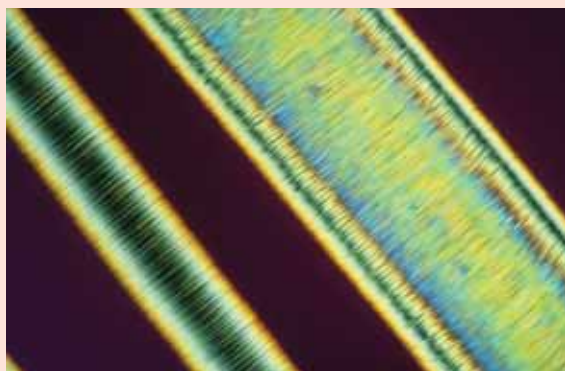
Els líquids ordinaris transmeten la llum uniformement en totes direccions i es diu que són isòtrops (del grec *isos*, igual i *tropos*, canvi); però els cris-

talls líquids no transmeten la llum de manera uniforme; són **anisòtrops**, com la majoria dels cristalls.

Les observacions fetes amb els microscopis electrònics permeten veure que els cristalls líquids estan constituïts per molècules allargades parcialment unides, que presenten polaritat química. Aquesta polaritat permet que s'orientin en camps elèctrics formant capes més o menys gruixudes que modifiquen la transparència del medi i el seu índex de refracció, amb intervenció de poca energia.

Aquestes propietats han fet que s'apliquin en pantalles visualitzadors de radiacions, en rellotges digitals, calculadores de butxaca, etc.

Per altra banda, els cristalls líquids han adquirit gran importància en bioquímica i biologia, ja que els més coneguts són de naturalesa orgànica.





RESUM

S'anomenen **enllaços químics** les unions entre els àtoms. La **força d'atracció** que manté units els àtoms s'anomena força d'enllaç i és sempre d'origen elèctric.

En la formació d'un enllaç sempre es produeixen canvis en la **configuració electrònica** dels àtoms. En unir-se, els àtoms adquireixen una configuració electrònica més **estable**.

En els enllaços químics intervenen preferentment els electrons més externs dels àtoms anomenats **electrons de valència**.

L'**enllaç covalent** consisteix en la compartició d'un o més parells d'electrons per dos àtoms.

L'enllaç covalent entre els àtoms d'un agregat dona lloc a la formació de molècules. En estat sòlid formen **cristalls moleculars**. En cada nus del reticle cristal·lí hi ha una molècula.

En l'**enllaç covalent datiu** o **coordinat** el parell d'electrons compartits són aportats només per un dels dos àtoms.

Un enllaç covalent s'anomena **homopolar** o **no polar** quan els electrons dels enllaços estan igualment compartits pels dos àtoms units. És el cas de les molècules en què els àtoms units són idèntics.

Un enllaç covalent s'anomena **polar** quan els electrons de l'enllaç estan desigualment compartits pels dos àtoms units. Els electrons estan més a prop de l'àtom més electronegatiu, que queda amb una petita càrrega negativa mentre que l'altre àtom queda amb una petita càrrega positiva.

La **unió covalent** entre els àtoms que formen una molècula és molt **forta**. En canvi les forces d'**atracció que es produeixen entre les molècules** són **dèbils**, sobretot si les molècules són no polars.

Les **substàncies covalents** són **males conductores** de l'electricitat tant en estat sòlid com foses.

Un **cristall covalent** o **atòmic** és el que no està format per molècules discretes sinó que en cada vèrtex del reticle cristal·lí hi ha un àtom que està unit per enllaços covalents amb tots els àtoms que l'envolten. És el cas del diamant i el diòxid de silici. Tot el cristall es una molècula gegant.

L'**enllaç d'hidrogen** es produeix quan l'hidrogen està unit a un àtom molt electronegatiu, com per exemple el fluor o l'oxigen. L'àtom electronegatiu atreu fortament els electrons de l'enllaç i deixen carregat positivament l'àtom d'hidrogen que atreu l'àtom electronegatiu d'una molècula veïna. A causa de l'enllaç d'hidrogen es produeix una associació molecular.

L'**enllaç iònic** es forma per transferència d'electrons d'un àtom a un altre i consisteix en la unió dels ions amb càrregues elèctriques oposades com a conseqüència de la seva mútua atracció electrònica.

La característica fonamental dels **compostos iònics** és que estan constituïts per ions i, per tant no formen molècules.

Els compostos iònics són sòlids a temperatura ordinària. Són durs i difícils de ratllar. En canvi són fràgils. Fosos i en solució són conductors del corrent elèctric. Molts són solubles en dissolvents polars.

La força d'atracció entre els ions positius d'un metall i els electrons del núvol electrònic constitueix l'**enllaç metàl·lic**.

Els metalls són bons conductors de la calor i l'electricitat. Són dúctils i mal·leables. Tenen punts de fusió i ebullició generalment alts.



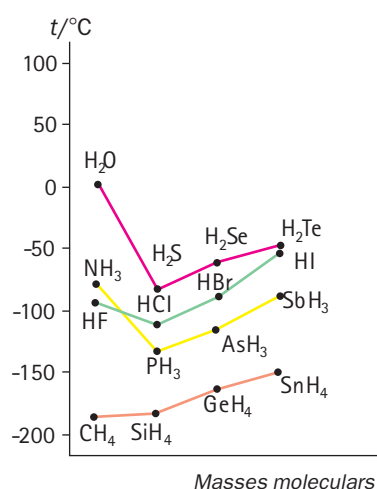
ACTIVITATS

- 1** Tota molècula és un agregat atòmic? Tot agregat atòmic és una molècula?
- 2** Quina part de l'àtom és sobretot responsable de l'enllaç químic?
- 3** Explica en què consisteix fonamentalment qualsevol enllaç químic:
 - a) Des del punt de vista energètic.
 - b) Des del punt de vista electrònic.
- 4** Si dos àtoms es troben situats a la distància adequada per poder formar una molècula i no s'enllacen químicament, a què és degut, des del punt de vista energètic?
- 5** Per què la molècula de clor és diatòmica? Per què l'argó és monoatòmic?
- 6** Representa les estructures de Lewis dels elements següents: potassi, calci, gal·li, germani, arsènic, seleni, brom i criptó.
- 7** Escribeu la configuració electrònica, en estat fonamental, dels ions següents: Li^+ , H^- , Ca^{2+} , Sc^{3+} , S^{2-} i Cl^- . Algunes de les configuracions escrites tenen alguna semblança? Per què?
- 8** Considerant que admetem que els àtoms presents en les molècules següents compleixen la regla de l'octet, escriv-ne l'estructura utilitzant la notació de Lewis: C_2H_6 , PCl_3 i SCl_2 .
- 9** Si admetem enllaços covalents, escriv l'estructura de les espècies químiques següents, utilitzant la notació de Lewis: I_2 , HBr , ICl , SCl_2 , SiF_4 , Cl_2O , BF_3 i NH_3 .
- 10** Escribeu l'estructura de l'ió fosfoni, PH_4^+ , utilitzant la notació de Lewis. Dada: un dels enllaços és un enllaç covalent datiu.
- 11** És possible que una molècula diatòmica formada per dos àtoms iguals sigui polar? És possible que una molècula amb enllaços polars sigui apolar? Raona'n les respostes i proposa'n exemples.
- 12** Dels parells de compostos següents, indica quin dels dos té enllaços més polars:
 - a) Bromur d'hidrogen (HBr) i iodur d'hidrogen (HI).
 - b) Amoníac i fosfina (PH_3).
- 13** Ordena els enllaços covalents següents entre dos elements, del més polar al menys polar: H-Cl , H-C , H-F , H-O , H-H i S-Cl .
- 14**
 - a) Justifica si pot ser apolar una molècula amb enllaços polars entre els seus àtoms.
 - b) La molècula de BF_3 és apolar, mentre que la molècula de PH_3 és polar. Justifica'n la diferència.
 - c) Dibuixa la geometria de la molècula polar H_2S .
 - d) Justifica quina interacció molecular és més forta: la que hi ha entre les molècules de fluor o la que hi ha entre les molècules de fluorur d'hidrogen (HF)?
- 15** Utilitza el model de les repulsions dels parells d'electrons de la capa de valència de l'àtom central i indica la geometria de les espècies químiques: CCl_4 , NCl_3 , NH_4^+ i H_3O^+ . Justifica el caràcter polar o apolar de les molècules CCl_4 i NCl_3 .
- 16** Explica, d'acord amb el model RPECV, la geometria de les molècules BeH_2 , CHCl_3 , SiF_4 i BF_3 . Quina o quines de les molècules són polars? Raona-ho.
- 17** Determina la valència i el nombre d'oxidació del carboni en cada un dels compostos següents: CH_4 , CH_3Cl , CH_2Cl_2 , CHCl_3 i CCl_4 .
- 18** Determina el nombre d'oxidació de l'àtom diferent de l'hidrogen (al qual s'assigna nombre d'oxidació I) i de l'oxigen (al qual s'assigna nombre d'oxidació -II) en cada una de les entitats químiques següents: H_2S , NO_2 , BeO i B_2O_3 . H_3AsO_4 , AsO_3^- , SeO_2 i SeO_3^{2-} . SeO_3 , H_2SeO_4 i SeO_4^{2-} .
- 19** L'hidrogen és un gas poc soluble en aigua. En canvi, el clorur d'hidrogen és molt soluble en aigua. A què es deu aquest comportament diferent?
- 20** El clor i l'estronci reaccionen i donen lloc a un compost iònic.
 - a) Escribeu la configuració electrònica en estat fonamental dels ions que formen aquest compost.



- b) Indica algunes de les propietats que té aquest compost.
- 21** Indica quins dels compostos següents són fonamentalment iònics i quins són fonamentalment covalents:
 SrCl_2 , CCl_4 i LiF .
 FeBr_3 i CO_2 .
 Fe_2O_3 , PCl_3 i SO_3 .
 KI i SF_6 .
- 22** Tenim quatre elements químics: Ca ($Z = 20$), Rb ($Z = 37$), C ($Z = 6$) i Cl ($Z = 17$).
 a) Escribeu les fórmules corresponents als compostos formats quan s'uneixen el clor i el carboni, el calci i el clor, el rubidi i el clor, i el calci i el carboni.
 b) Indica quin tipus d'enllaç es pot esperar en cada cas. En els casos en què l'enllaç sigui covalent, explica si és polar o no, i si ho és, la molècula corresponent.
- 23** Un element té la configuració electrònica següent en estat fonamental:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.
 a) Quin tipus d'enllaç es formarà quan aquest element reaccioni amb l'oxigen? Quina serà la fórmula del compost obtingut?
 b) Quines propietats pots assignar a aquest sòlid?
 c) Quin és l'element de què parlem?
- 24** A temperatura ambient, el clorur de sodi i el diamant són sòlids, però la naturalesa dels seus reticles cristal·lins és molt diferent. Explica quina estructura cristal·lina té cadascuna de les substàncies i dedueix algunes propietats directament relacionades amb la seva estructura.
- 25** Dels elements següents, sodi, magnesi, sofre i clor:
 a) Escribeu la configuració electrònica dels seus àtoms.
 b) Indica quins són metalls i quins no ho són.
 c) Escribeu els ions que formaran i indica la seva electrovalència.
 d) Escribeu tots els compostos iònics que poden formar com a resultat de la seva unió.
- 26** L'element de nombre atòmic 56 es combina amb l'element de nombre atòmic 16.
 a) Quina és la configuració electrònica d'aquests dos elements en estat fonamental?
 b) Indica quin tipus d'enllaç s'hi ha format i les propietats del compost obtingut.
- 27** Tenim els elements carboni ($Z = 6$), fluor ($Z = 9$) i potassi ($Z = 19$).
 a) Indica el nombre d'electrons de valència de cada element.
 b) Classifica'ls en metalls i no metalls.
 c) Escribeu les fórmules químiques dels compostos que s'originen quan el fluor es combina amb el carboni i amb el potassi i indica en cada cas si l'enllaç és iònic o covalent.
- 28** Disposem de les espècies químiques següents: I_2 , RbCl i $\text{C}_{(\text{diamant})}$.
 a) Indica quina és la seva estructura cristal·lina en estat sòlid.
 b) Ordena-les per ordre creixent dels seus punts de fusió.
 c) Indica quina o quines són solubles en aigua i quina o quines són solubles en tetraclorur de carboni.
 d) Indica quina o quines són conductores del corrent elèctric i en quines condicions.
- 29** Hi ha alguna força intermolecular entre les molècules de ClF ? Quina? Si n'hi ha, esmenta alguna de les propietats en què influeix aquesta força.
- 30** Consulta la taula d'electronegativitats de la taula periòdica i indica de quina naturalesa són predominantment cadascun dels enllaços entre els parells d'elements següents: beril·li-fluor, beril·li-brom, alumini-fluor, alumini-clor i iode-clor.
- 31** Quins dels parells d'elements següents no formen compostos iònics entre si?
 a) Sodi i calci.
 b) Liti i fluor.
 c) Neó i bari.
 d) Carboni i oxigen.
 e) Clor i liti.
 f) Iode i sodi.

- 32** Observa la gràfica. L'amoniac, l'aigua i el fluorur d'hidrogen presenten punts de fusió anormalment elevats, si els comparem amb els que tenen els hidrurs del mateix grup del sistema periòdic. Explica la raó d'aquest comportament. Si no n'hi hagués cap, de raó, quin seria, aproximadament, el punt de fusió de l'aigua?



- 33** Per què els metalls poden doblegar-se i estirar-se en fils i, en canvi, els cristalls iònics no presenten aquestes propietats?
- 34** Indica quins són els deu metalls amb punt d'ebullició més alt i els deu metalls amb punt de fusió més baix (consulta la taula periòdica).

Investiga

- 35** Investiga l'estructura cristal·lina del diòxid de silici i el perquè de la seva duresa.
- 36** Investiga si tenir enllaços polars és condició suficient per tal que una molècula sigui polar.
- 37** Investiga què són els fullerens.

A www.ecasals.net trobaràs una llista de pàgines web que t'ajudaran a iniciar la teva investigació. No oblidis consultar també enciclopèdies i llibres especialitzats.