

L'enllaç químic

La unió entre àtoms iguals o diferents s'anomena enllaç químic.

Se sap que a la natura qualsevol procés tendeix a l'estat de màxima estabilitat.

Molts àtoms aconseguen aquesta estabilitat en unir-se entre ells per formar agregats atòmics, que tenen una energia menor que quan els àtoms estan separats.

Per tant, en la formació d'un enllaç químic s'allibera una quantitat d'energia determinada que s'anomena energia d'enllaç.

Energia d'enllaç: és l'energia que s'allibera quan es forma un mol d'enllaços.
Coincideix amb l'energia necessària per trencar-los.

Distància d'enllaç o longitud d'enllaç: és la distància entre els nuclis dels àtoms enllaçats per a la qual s'assoleix el mínim d'energia.

Hi ha tres tipus d'enllaços:

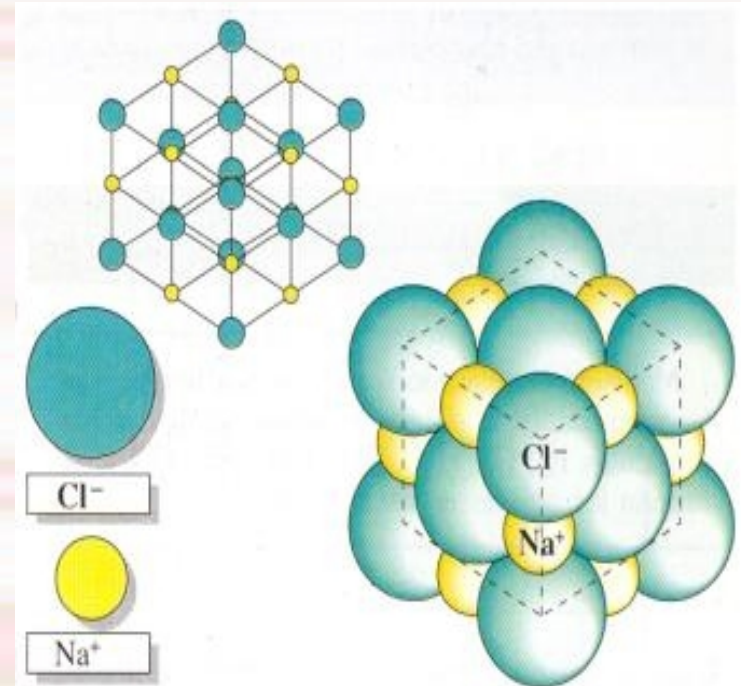
Enllaç iònic

Enllaç covalent

Enllaç metàl·lic.

Enllaç iònic

- ◆ Es crea per l'atracció electrostàtica entre ions de signe contrari.
Els electrons de l'últim nivell (de valència) de cada àtom són els que intervenen en la formació de l'enllaç.
- ◆ Per exemple:
Na ($Z = 11$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ té tendència a formar Na^+
F ($Z = 9$): $1s^2 2s^2 2p^5$ té tendència a formar F^-
Aquests dos ions s'uneixen per atracció electrostàtica formant xarxes cristal·lines.
- ◆ Tenen tendència a formar aquest tipus d'enllaç els elements amb electronegativitats molt diferents, és a dir els que estan situats en els extrems de la taula periòdica, grups 1 i 2 amb els elements dels grups 16 i 17.



A. Fortalesa de l'enllaç iònic

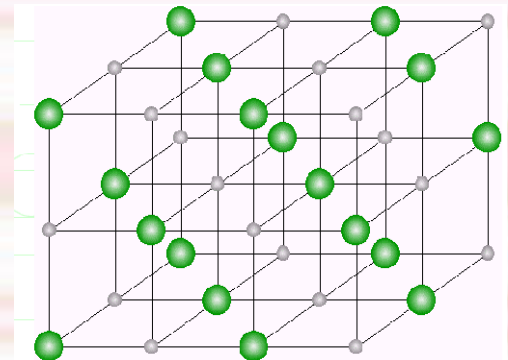
Un enllaç serà tant més iònic quan:

- ◆ Més estables siguin els seus ions. Per exemple l'ió fluorur és més estable que l'ió iodur, perquè el fluor és més electronegatiu que el iode
- ◆ Com més petites siguin les càrregues dels ions que formen l'enllaç. L'ió Na^+ es forma més fàcilment que l'ió Al^{3+} .
- ◆ Com més gran sigui l'ió positiu i més petit el negatiu. Per exemple el KCl és més iònic que el NaCl

B. Xarxes cristal·lines iòniques

Els compostos iònics estan formats per ions que es mantenen en posicions fixes formant agrupacions geomètriques regulars que s'anomenen xarxes cristal·lines iòniques o cristalls iònics.

les seves fórmules són empíriques; expressen la relació entre el nombre d'ions que hi intervenen, però no ens diuen res de l'estructura de la substància. Una manera més real d'escriure les seves fórmules seria $(\text{K}^+\text{Cl}^-)_n$ en comptes de KCl o $(\text{Ca}^{2+}(\text{F}^-)_2)_n$ en comptes de Ca_2F .



Propietats dels compostos iònics

◆ A. Punts de fusió i ebullició

Per trencar l'estructura cristal·lina i vèncer les forces electrostàtiques d'atracció calen grans quantitats d'energia, per tant els compostos iònics presenten punts de fusió i ebullició elevats.

Analitzant els punts de fusió i ebullició de la taula, podem dir que hi ha dos factors que afecten a aquestes temperatures:

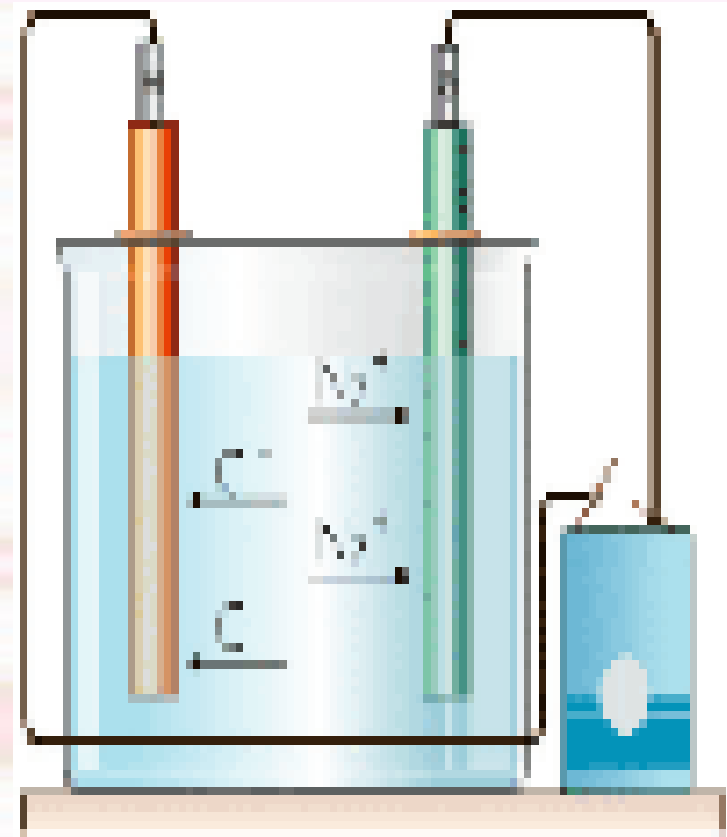
l'energia reticular i la diferència d'**electronegativitat** dels ions.

- ◆ **Energia reticular:** Les unions entre els ions que formen la xarxa i que dona lloc a una estructura compacta va associada a una quantitat d'energia que s'anomena reticular, podem dir que és l'energia emmagatzemada en la xarxa cristal·lina.

Compost	Tf (°C)	Te (°C)
LiCl	606	1.337
NaCl	800	1.442
KCl	776	1.415
RbCl	715	1.388
CsCl	645	1.289
BeCl ₂	405	500
MgCl ₂	712	1.000
CaCl ₂	772	1.100
SrCl ₂	872	1.250

B. Conductivitat elèctrica en dissolució o en estat líquid

- ◆ Els compostos iònics en estat sòlid no condueixen el corrent elèctric.
- ◆ Si els ions estan lliures, cosa que es produeix quan els compostos iònics estan en dissolució o s'han fos, llavors sí que són conductors de l'electricitat.



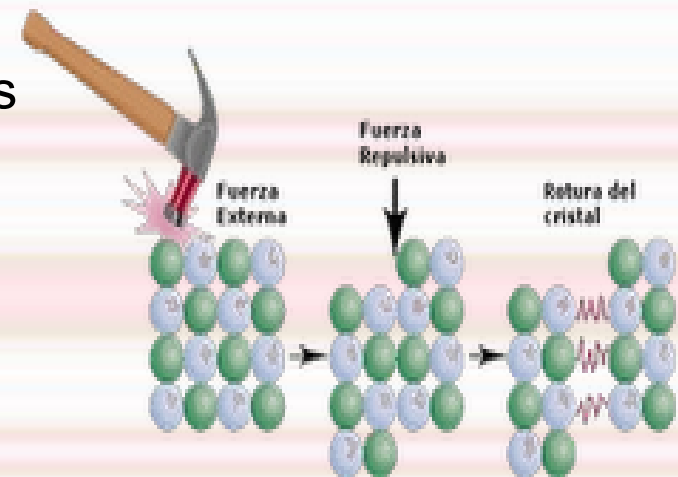
C. Duresa

Les xarxes cristal·lines que formen els compostos iònics, presenten una forta resistència a ser ratllades, ja que són molt compactes. Ratllar un compost iònic suposa trencar la seva estructura de reticle, per tant un compost iònic serà tant més dur com més fort sigui l'enllaç. Vegeu els punts de fusió i ebullició i compareu.

D. Fragilitat

Els compostos iònics són fràgils. Això significa que es pot produir fàcilment una fractura si el colpegem.

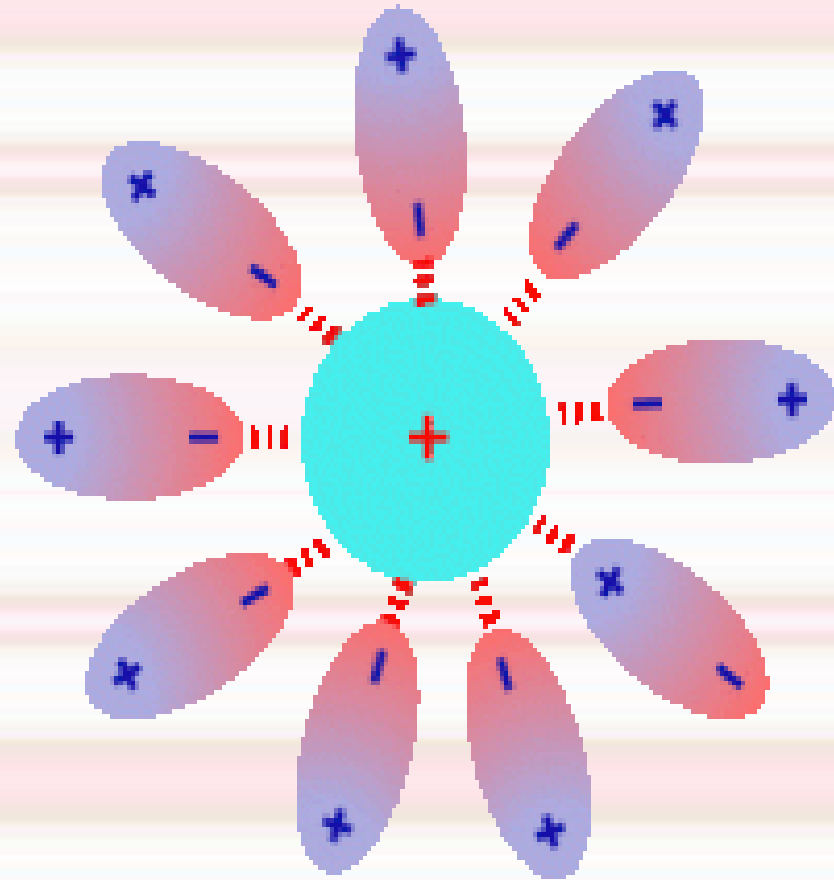
Si sotmetem el cristall iònic a forces externes es produeix una distorsió de l'estructura i s'esdevenen repulsions entre els ions del mateix signe, cosa que produeix el trencament del cristall.



E. Solubilitat en dissolvents polars

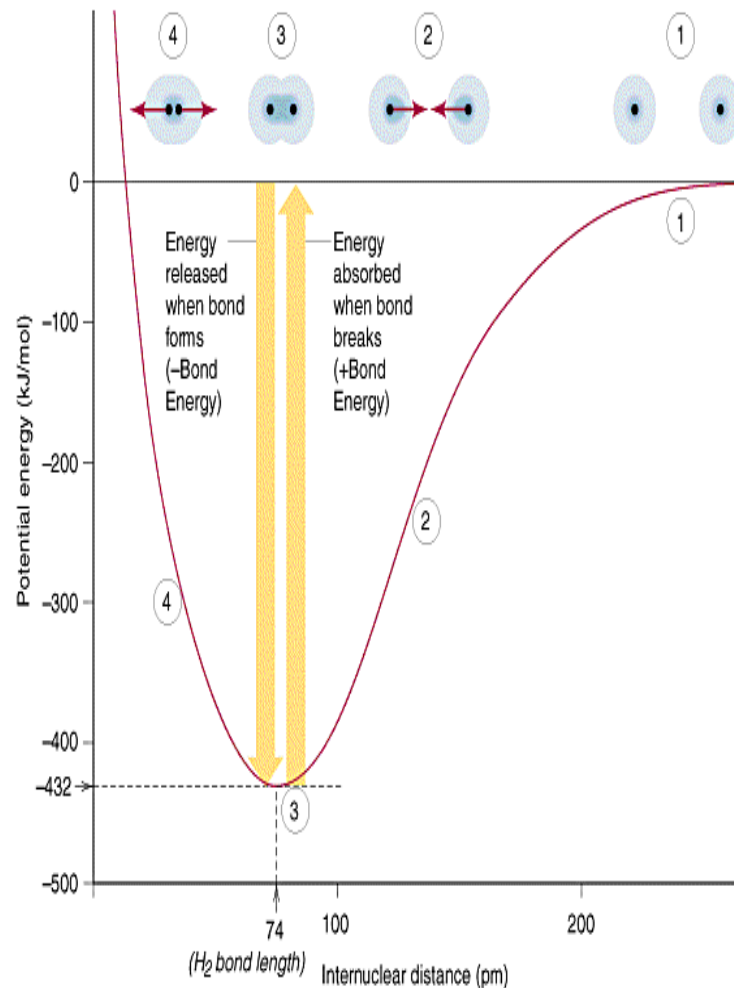
Els compostos iònics són solubles en dissolvents polars com aigua i amoníac.

- ◆ Aquest fet és degut a la interacció entre els ions i els dipols de les molècules del dissolvent.
- ◆ Cada ió queda envoltat de molècules del dissolvent, aquest procés s'anomena solvatació.
- ◆ Només es dissolen aquells compostos en que l'energia de solvatació és superior a l'energia reticular.
- ◆ Els compostos iònics no són solubles en dissolvents apolars (dissolvents orgànics)



Enllaç covalent

- ◆ Un enllaç covalent és la unió de dos àtoms compartint electrons. Cada àtom aporta un electró a l'enllaç, però el parell d'electrons es compartit per tots dos àtoms.
- ◆ El sistema format pels àtoms enllaçats és més estable, menys energètic, que els àtoms per separat.
- ◆ Al gràfic veiem un mínim d'energia (el punt 3), aquest punt s'anomena longitud o distància d'enllaç.
- ◆ El valor de l'energia potencial del sistema corresponent a la distància d'enllaç, és l'energia que s'allibera quan es forma l'enllaç.



A. Elements que formen enllaços covalents

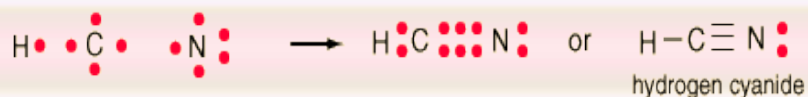
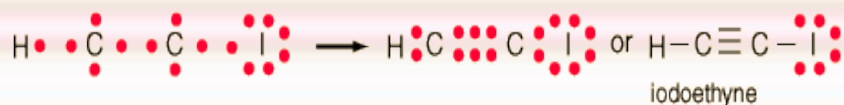
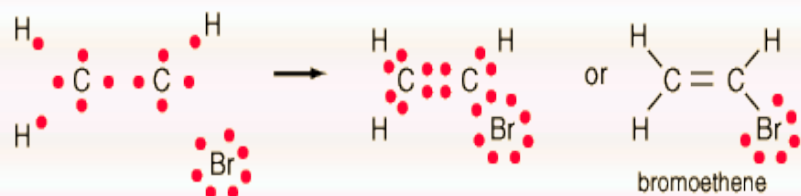
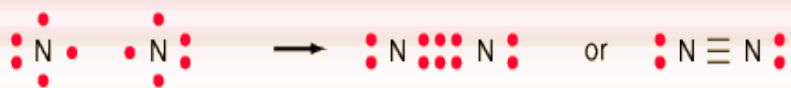
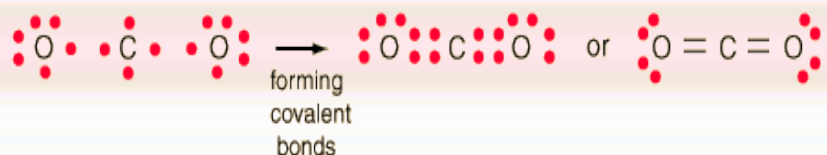
L'enllaç covalent es dóna preferentment entre els àtoms dels elements més electronegatius (període 2 i 3, grups 14, 15, 16 i 17, a més de l'hidrogen)

Tabla Periódica de los Elementos

1 IA New Original												13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA												
1 H Hidrogeno 1.00784	2 He Helio 4.002602											13 B Boro 10.811	14 C Carbono 12.0107	15 N Nitrogeno 14.00674	16 O Oxigeno 15.9994	17 F Fluor 18.9984032	18 Ne Neón 20.1797												
3 Li Lítio 6.941	4 Be Berilio 9.012182											13 Al Alumínio 26.981538	14 Si Silicio 28.0855	15 P Fòsfor 30.973761	16 S Azufre 32.065	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argón 39.948												
11 Na Sòdio 22.989770	12 Mg Magnèsio 24.3050	21 Sc Escandio 44.955910	22 Ti Titani 47.867	23 V Vanadi 50.9415	24 Cr Cromo 51.9961	25 Mn Manganèsio 54.938049	26 Fe Hiero 55.8457	27 Co Cobalto 58.933200	28 Ni Níquel 58.6934	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinc 65.409	31 Ga Gàlio 69.723	32 Ge Germanio 72.64	33 As Arsènic 74.92160	34 Se Seleni 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Cripton 83.798												
19 K Potàssio 39.0983	20 Ca Calcio 40.078	39 Y Ítrio 88.90585	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niòbio 92.90638	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Tecneci (98)	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.90550	46 Pd Pal·ladi 106.42	47 Ag Plata 107.8682	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Índio 114.818	50 Sn Estany 118.710	51 Sb Antimoni 121.760	52 Te Tel·luri 127.60	53 I Iode 126.90447	54 Xe Xenó 131.293												
37 Rb Rubidi 85.4678	38 Sr Estronci 87.62	57 to 71		72 Hf Hafni 178.49	73 Ta Tàntalo 180.9479	74 W Wolframio 183.84	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmi 190.23	77 Ir Íridio 192.217	78 Pt Platino 195.078	79 Au Oro 196.96655	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Tal·luri 204.3893	82 Pb Plomo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98038	84 Po Poloni 127.60	85 At Astat (210)	86 Rn Radón (222)											
55 Cs Cesi 132.90545	56 Ba Bari 137.327	89 to 103		104 Rf Rutherfordio (261)	105 Db Dubni (262)	106 Sg Seaborgio (266)	107 Bh Bohri (264)	108 Hs Hassi (269)	109 Mt Meitnerio (268)	110 Ds Darmstadtio (271)	111 Rg Roentgenio (272)	112 Uub Ununbio (285)	113 Uut Ununtrio (284)	114 Uuq Ununquadio (289)	115 Uup Ununpentio (288)	116 Uuh Ununhexio (292)	117 Uus Ununseptio (289)	118 Uuo Ununoctio (289)											
87 Fr Francio (223)	88 Ra Ràdio (226)											119 Uue Ununnonio (289)	120 Uuq Ununquadio (289)	121 Uup Ununpentio (288)	122 Uuh Ununhexio (292)	123 Uuo Ununoctio (289)													
Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.																													
Design Copyright © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com) http://www.dayah.com/periodic																													
57 La Lantano 138.9055	58 Ce Cerio 140.116	59 Pr Praseodimio 140.90765	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Prometi (145)	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Europio 151.964	64 Gd Gadolini 157.25	65 Tb Terbio 158.92534	66 Dy Disprosi 162.500	67 Ho Holmio 164.93032	68 Er Erbio 167.259	69 Tm Tulio 168.93421	70 Yb Iterbio 173.04	71 Lu Luteci 174.967	89 Ac Actino (227)	90 Th Torio 232.0381	91 Pa Protactinio 231.03688	92 U Uranio 238.02891	93 Np Neptunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einstenio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Lawrencio (262)

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1934 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.

B. Estructures de Lewis



Lewis va suggerir que els àtoms dels diferents elements podien assolir la configuració estable de gas noble compartint amb altres àtoms els electrons necessaris per arribar a tenir vuit electrons al nivell de valència (últim nivell). Aquesta idea s'anomena regla de l'octet.

Les imatges mostren estructures de Lewis amb els electrons de valència de cada element que forma un compost covalent.

L'enllaç que es forma quan dos àtoms comparteixen un parell d'electrons s'anomena **senzill**, si comparteixen 2 parells, **doble** i si comparteixen 3, **triple**.

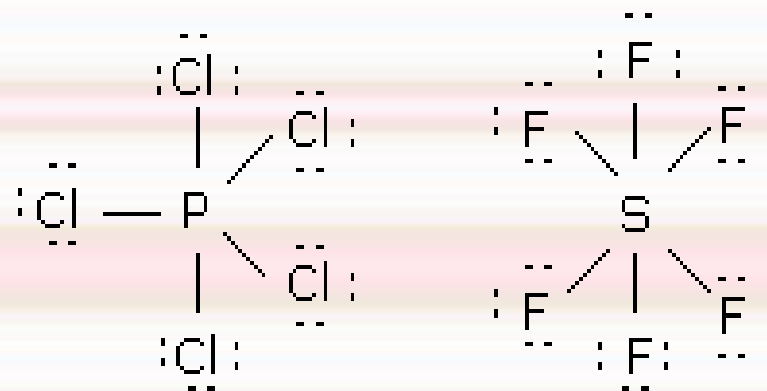
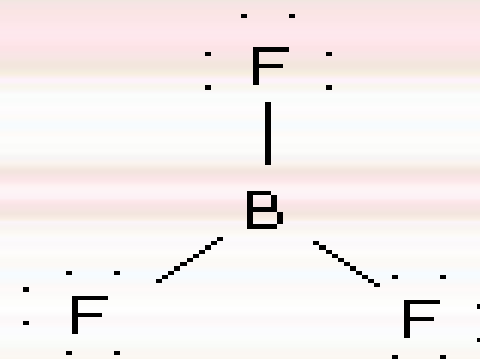
Excepcions

Es coneixen força excepcions a la regla de l'octet.

Deixant de banda l'hidrogen, hi ha altres elements com el beril·li o el bor que queden amb menys de vuit al nivell de valència.



També es dona el cas contrari. Hi ha molècules que tenen més de vuit electrons al nivell de valència. Aquesta circumstància és força habitual en els elements situats al tercer període de la taula periòdica i als següents.



Com dibuixem l'estructura de Lewis

Per dibuixar estructures de Lewis d'espècies químiques, molècules o ions, cal seguir una sèrie de normes que aplicarem a la molècula d'àcid nítric.

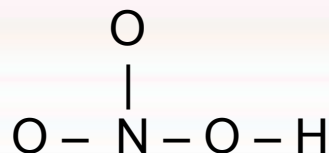
Aquestes regles s'apliquen a les molècules inorgàniques senzilles:

1. **Calculem els electrons de valència de l'hidrogen, del nitrogen i de l'oxigen:**

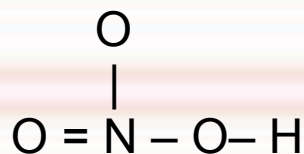
$$1 + 5 + 3 \cdot 6 = 24 \text{ electrons}$$

2. **Formen l'esquelet de la molècula**

Cal escollir l'àtom central, no acostuma a ser ni l'hidrogen, ni l'oxigen. L'hidrogen va unit a l'oxigen.



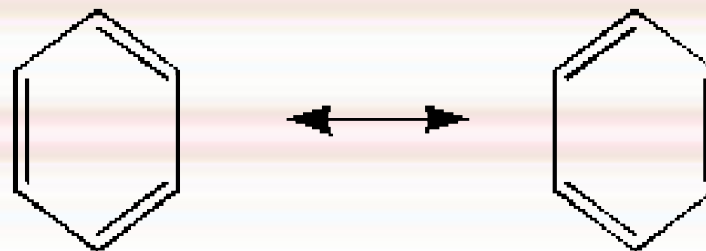
3. **En l'esquelet hem utilitzat vuit electrons, dels 24 que hem de col·locar, encara queden 16.** A més el nitrogen i l'oxigen són del 2n període i han de verificar la regla de l'octet. El problema es soluciona formant un doble enllaç entre l'àtom de nitrogen i un dels oxigens.



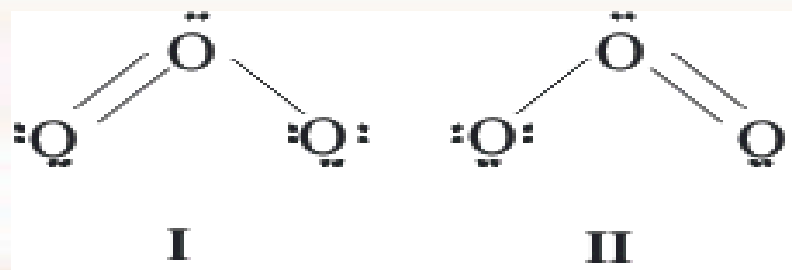
Formes ressonants

Són estructures de Lewis que són equivalents entre elles.

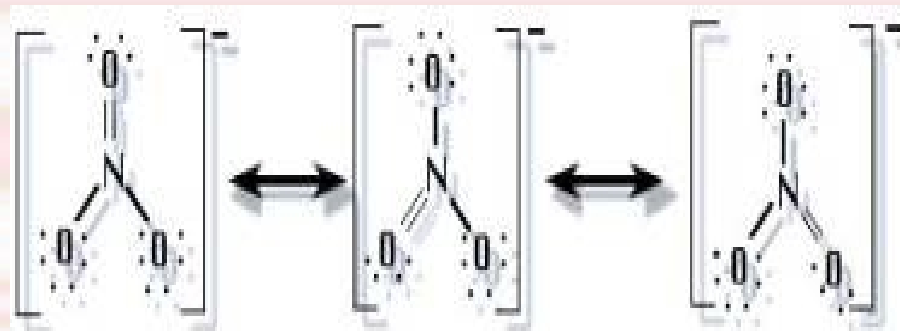
El benzè presenta dues formes ressonants



Formes ressonants de l'ozó.

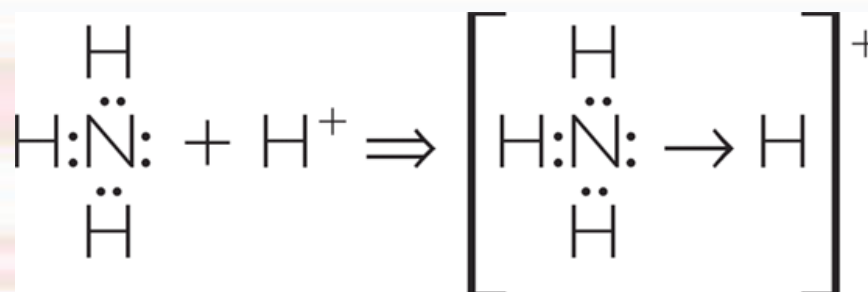


Formes ressonants de l'ió nitrat.



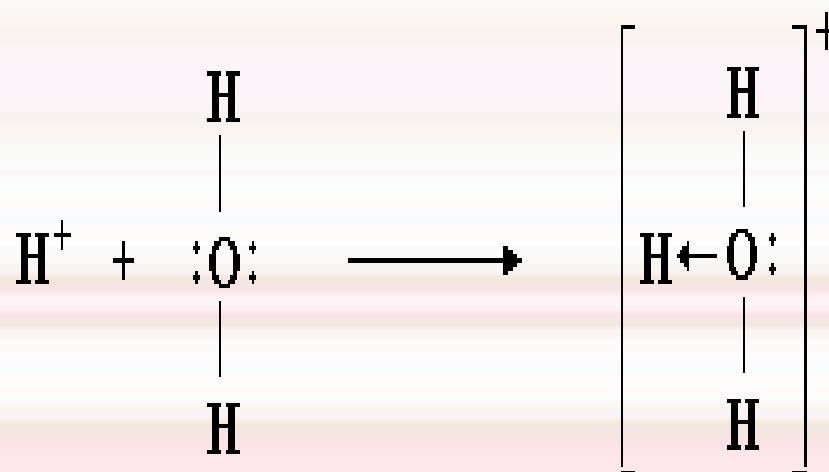
Enllaç covalent coordinat

- ◆ Hi ha casos en què els dos electrons de l'enllaç són aportats només per un dels àtoms.



- ◆ La formació d'ions amoni i oxoni a partir de molècules d'amoniac i aigua en són exemples

- ◆ Aquest tipus d'enllaç s'anomena covalent coordinat i s'acostuma a representar per mitjà d'una fletxa dirigida des de l'àtom que aporta els dos electrons fins a l'altre àtom.



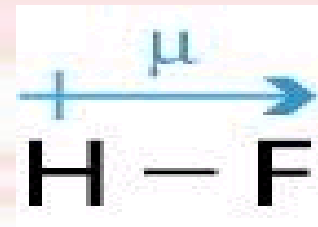
Aplicacions

1. Dibuixeu les estructures de Lewis de les espècies químiques següents:

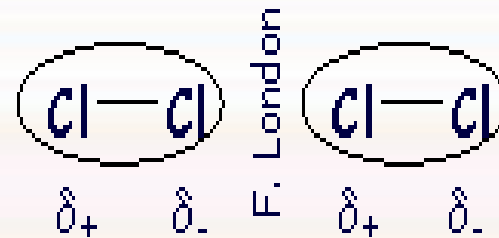


Enllaços polars i molècules polars

◆ La diferent electronegativitat entre els àtoms que formen un enllaç covalent produeix la polarització. En aquests casos parlem d'enllaç covalent polar.



◆ La polarització no es produeix si els àtoms que s'enllacen són iguals, parlem d'enllaç covalent apolar.



◆ El grau de polarització d'un enllaç es determina a partir d'una magnitud física vectorial que s'anomena moment dipolar (μ).

◆ Molècula polar $\mu_{\text{total}} = \sum \mu_{\text{enllaços}} \neq 0$

◆ Molècula apolar $\mu_{\text{total}} = \sum \mu_{\text{enllaços}} = 0$

