

L'enllaç químic

Tots els materials que coneixem estan formats per la unió d'àtoms. Per què els àtoms tenen tendència a unir-se entre ells? En els apunts d'abans hem dit que una de les característiques dels materials és que han de ser duradors. Anomenàvem estabilitat a aquesta propietat.

El que dóna característiques d'estabilitat als àtoms és que tinguin ple l'últim dels nivells, però ja hem vist que això només passava en els àtoms de la columna 18. Això vol dir que només seran estables els materials formats per aquests àtoms? Ja et deus suposar que la resposta és que no.

La matèria és, en general, estable, però ho és no pas perquè els àtoms que la formen siguin només els de la columna 18 sinó perquè la matèria està feta de molècules i les molècules sí que són estables.

Com ja saps una molècula és una unió d'àtoms. La pràctica totalitat dels àtoms forma molècules i això és així perquè aquesta és la manera que tenen els àtoms per ser estables. És a dir: unir-se.

Quan els àtoms s'uneixen passen a ser estables. Podríem dir que enllaçar-se és la manera que tenen els àtoms d'aconseguir l'estabilitat.

Recordem que l'estabilitat s'aconsegueix quan a l'últim nivell hi ha vuit electrons (o bé 2 si l'àtom només té un nivell).

Les diferents maneres que existeixen per aconseguir l'estabilitat constitueixen les tres maneres en què els àtoms es poden enllaçar.

Primera estratègia: l'enllaç iònic.

L'estratègia consisteix en perdre o guanyar electrons. Dels àtoms que s'uniran sempre n'hi haurà un que li surt a compte perdre electrons i un altre que li surt a compte guanyar-ne. Naturalment els electrons de l'àtom que els perd van a parar a l'àtom que els guanya. Un cop fet aquest intercanvi (jo perdo-tu guanyes), els dos àtoms tenen ple l'últim nivell i per tant han aconseguit l'estabilitat. Com a conseqüència els dos àtoms queden units.

Exemple: suposem que entren en contacte un àtom de la columna 1 amb un de la columna 7. El de la columna 1 té un electró a l'últim nivell per tant per tenir-lo ple n'hi faltarien 7, tota manera si perdés el que té, ja seria estable perquè tindria ple el nivell anterior. El de la columna 7 en canvi amb un que en guanyés ompliria el darrer nivell i també aconseguiria ser estable. En trobar-se aquests dos àtoms, el de la columna 1 li cedeix el seu electró al de la columna 7. Tots dos tenen ple el seu últim nivell i per tant són estables. S'ha produït un enllaç iònic.

Per pensar...

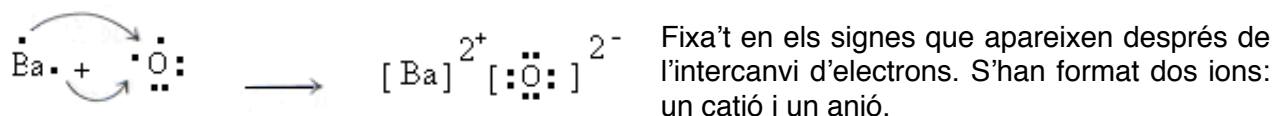
Per què aquest tipus d'enllaç s'anomena iònic?

Si suposem que l'àtom de la columna 1 era el Na i el de la columna 7 el Cl. La fórmula del compost resultant serà NaCl.



Fixem-nos que el sodi (amb un únic electró al tercer nivell) el deixa anar i el cedeix al clor (amb set electrons al tercer nivell). En aquest cas el sodi perd un electró que passa al clor que el guanya.

En aquesta segona imatge en què es representa l'enllaç iònic entre un àtom de la columna 2 i un altre de la columna 6.



Per pensar...

Com es formaria un enllaç iònic entre un àtom de la columna 2 i un de la columna 6 ? com seria la seva fórmula ?

Sàpigues que també és possible formar-se un enllaç iònic entre àtoms de la columna 1 i de la columna 6. T'ho expliquem a continuació però a veure si ho descobreixes abans de continuar llegint !

Naturalment la fórmula resultant del compost format serà: BaO

L'àtom de la columna 1 necessita perdre el seu electró de l'últim nivell i el de la columna 6 en necessita dos per omplir el seu últim nivell. És evident que aquests dos àtoms sols no fan res però què passaria si es trobessin l'àtom de la columna 6 amb dos àtoms de la columna 1 ? Doncs que cada un dels àtoms de la columna 1 cediria el seu electró al mateix àtom de la columna 6 que en guanyaria dos. D'aquesta manera els tres àtoms aconseguirien omplir el seu últim nivell i per tant serien estables.


Si suposem que els àtoms de la columna 1 eren Li i el de la columna 7 el Br. La fórmula del compost resultant seria: Li₂Br

L'enllaç iònic es dona sempre entre metalls i no metalls. És a dir entre àtoms de columnes allunyades entre elles. Per unir-se els àtoms es transformen en ions perdent o guanyant electrons. L'un es transforma en un catió i l'altre en un anió.

Segona estratègia: l'enllaç covalent.

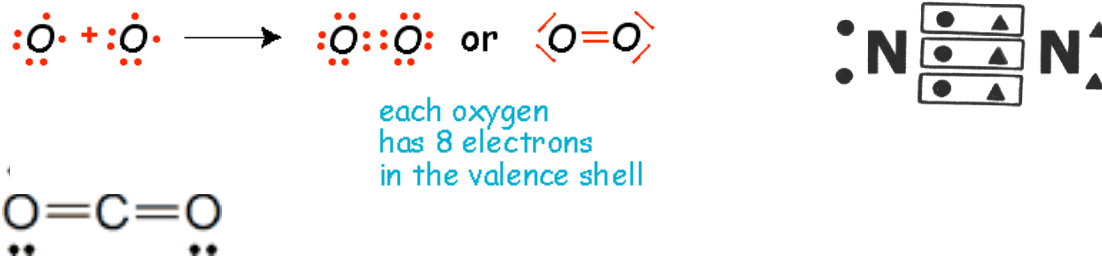
En aquest cas l'estratègia per tenir ple l'últim nivell és compartir els electrons entre àtoms i no pas guanyar-los o perdre'ls.

És un enllaç molt freqüent entre àtoms iguals.


 Per comprendre l'enllaç covalent va molt bé l'anomenada representació de Lewis. Aquesta representació consisteix en dibuixar entorn del símbol de l'àtom tantes rodonetes com electrons té aquell àtom a l'últim nivell.



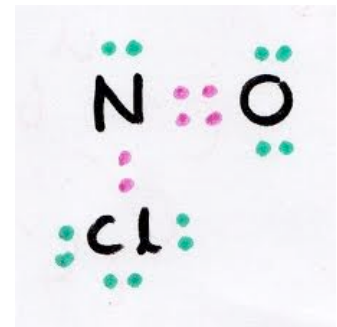
Un mateix àtom pot compartir més d'un electró amb un altre àtom això fa que a part dels enllaços que hem vist es puguin generar enllaços dobles i fins i tot triples. És el cas de les molècules que es representen a continuació:



La primera de les molècules és l'O₂, la segona el N₂ i la tercera al CO₂.

Els enllaços covalents són els majoritaris en les molècules que constitueixen la matèria que forma els éssers vius (matèria orgànica).

Per acabar fixem-nos en aquesta molècula formada per la unió de tres àtoms. El N en té 5 de propis a l'últim nivell, l'oxigen en té 6 i el clor 7. El nitrogen i l'oxigen en comparteixen dos parells (enllaç doble) i el nitrogen i el clor en comparteixen un parell (enllaç simple). Els electrons representats en color rosa són els que es comparteixen.

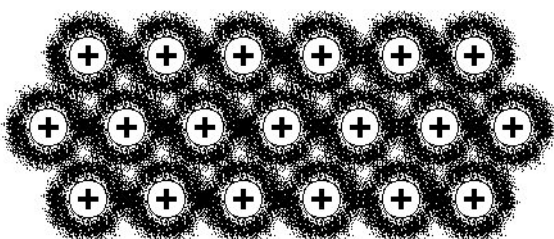


Tercera estratègia: l'enllaç metàl·lic.

Existeix una tercera via per aconseguir que els àtoms tinguin l'últim nivell ple. El que fan els àtoms és deixar anar tots els electrons que tenen a l'últim nivell de manera que ja no es pot identificar quin electró és de quin àtom. Això fa que al voltant dels àtoms implicats hi hagi una gran quantitat d'electrons que fan el mateix efecte que si tots els àtoms tinguessin el darrer nivell ple. Aquest conjunt d'electrons "alliberats" s'anomena núvol electrònic.

L'enllaç metàl·lic es dona només entre àtoms metàl·lics i fa que els metalls tinguin propietats com la conductivitat elèctrica i tèrmica, la ductilitat i la mal·leabilitat.

Metallic Sea of Electrons



Electrons are not bonded to any particular atom and are free to move about in the solid.