

TEMA 2.- COM ES CREA LA MATÈRIA (1)

2.1.- L'ENLLAÇ QUÍMIC

Els àtoms s'uneixen entre sí o amb altres per a formar una molècula. Pràcticament totes les substàncies que trobem a la natura estan formades per molècules. La unió entre àtoms per formar molècules es denomina enllaç químic.

Per què s'uneixen els àtoms? Perquè així arriben a una configuració més estable. I esta estabilitat s'aconsegueix quan l'última capa d'electrons a l'àtom està completa.

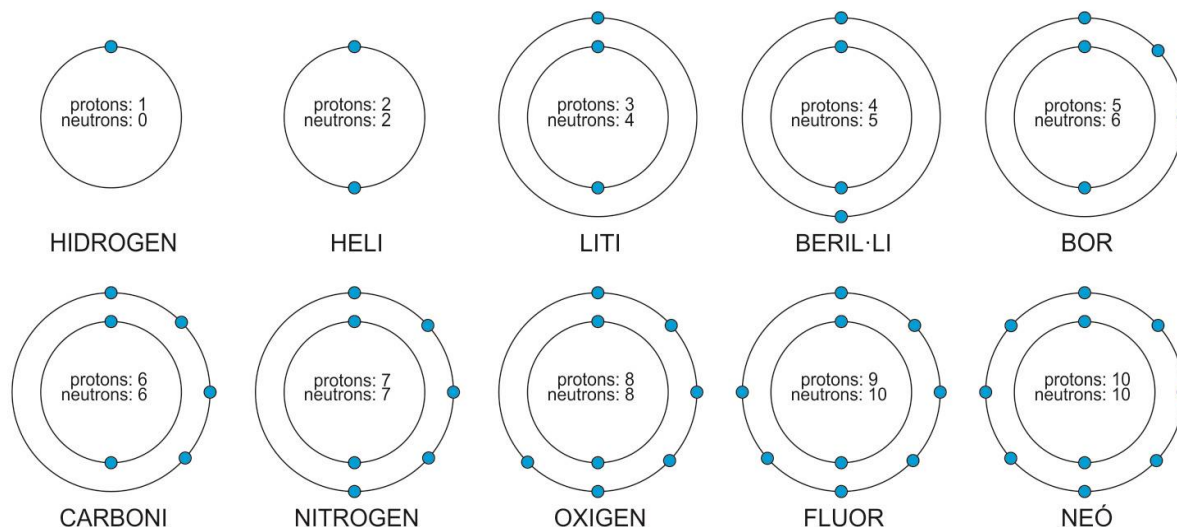
Com ja hem vist, un àtom pot estar en equilibri si el seu número de protons (+) coincideix amb el d'electrons (-). Però això no vol dir que no siga reactiu, és a dir, que tinga tendència a interactuar amb altres àtoms. I això depèn del número d'electrons de la seua última capa.

Els electrons de valència són els electrons que es troben en l'últim nivell d'energia de l'àtom, sent aquests els responsables de la interacció entre àtoms de diferents espècies.

La valència d'un element és el nombre d'electrons que necessita captar, o que li sobren, per tenir complet el seu últim nivell. La valència dels gasos nobles, per tant, serà zero, ja que tenen complet el darrer nivell. En el cas del sodi, la valència és 1, ja que té un sol electró de valència, i si perd un electró es queda amb l'últim nivell complet (encara que carregat positivament).

Només els electrons externs d'un àtom poden ser atrets per un altre àtom proper. Aquests electrons, coneguts com "electrons de valència", són els que presenten la facilitat de formar enllaços. Aquests enllaços poden donar-se de diferent manera, ja siga per intercanvi d'aquests electrons, per compartició de parells entre els àtoms en qüestió, o per pèrdua o guany dels mateixos. Segons siga el nombre d'aquests electrons, serà el nombre d'enllaços que pot formar cada àtom amb un altre o altres.

Segons siga l'àtom tindrà més o menys electrons, disposats en més o menys capes. Per a àtoms menuts, a la primera capa caben dos electrons i a la segona 8. Sols els gasos nobles tenen completa l'última capa de manera natural. Esquema de la distribució dels electrons dels primers 10 elements.



Com es veu, els electrons es disposen en la perifèria del nucli. Depenent de la capa, en ellas caben un nº concret d'electrons.

- Pot ser que les capes d'un àtom o element estiguen plens, és a dir, no necessiten més electrons per completar-se. L'àtom està en equilibri i és poc reactiu químicament. És el cas dels gasos nobles (a la imatge, l'heli i el neó).
- Pot ser també que a un àtom amb pocs electrons a l'última capa li convinga perdre'ls. O a un àtom amb l'última capa quasi completa l'interesse guanyar algun. Es formen així els cations i els anions:
 - **Cations:** àtoms amb càrrega positiva. Es formen quan cedeixen electrons a un altre àtom.
 - **Anions:** àtoms amb càrrega negativa, ja que agafen un electró d'un altre àtom.

- Pot ser que a l'última capa de dos o més àtoms li falten pocs electrons per completar-se, i convinga compartir electrons, quedant així tots com a complets.

P: Aprofitant la imatge superior indica el nombre atòmic i el pes atòmic de cadascun dels 10 elements.

TIPUS D'ENLLAÇ

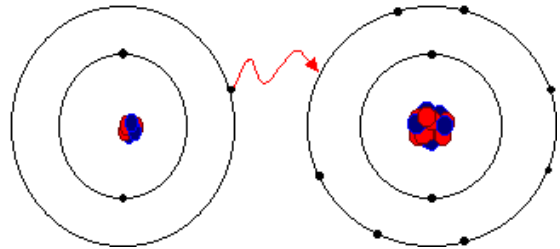
Enllaç iònic

Es dona entre un metall i un no metall, quan un catió (àtom carregat positivament) i un anió (àtom carregat negativament) s'uneixen com dos imants, per les seues càrregues contràries.

I com es forma un àtom amb càrrega (ió), + o - ? Pot ser que a l'última capa d'un àtom li falten pocs electrons per completar-la, i a l'àtom l'interessa guanyar algun per arribar a l'equilibri. Així es carregarà negativament (anió).

I pot ser que altre tinga pocs electrons, i per arribar a l'estabilitat, a l'àtom li convinga perdre'ls. Així es carregarà positivament (catió).

Ex: el clor (Cl) necessita un electró per completar la seua última capa, i al sodi li convé perdre l'únic que té a l'última capa. Si el clor pren, per exemple, el que li sobra al sodi, per arribar a l'equilibri, es fa negatiu. És un anió. I el sodi, al perdre'n un, es fa positiu. Es converteix en un catió. Al ser un positiu i l'altre negatiu s'uneixen formant el clorur sòdic o sal comú (NaCl), amb un enllaç iònic.

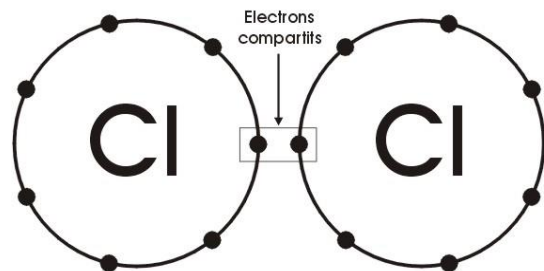


Enllaç covalent

Es dona entre no metalls (a la dreta de la taula), que tenen l'última capa quasi completa. De vegades no és necessari intercanviar electrons per fer un enllaç. Hi ha prou amb compartir-los per arribar a una configuració estable. Els electrons compartits pertanyen així als dos àtoms de la molècula.

Ex: el clor té 7 electrons, però necessita 8 per estar en equilibri. En lloc d'agafar-ne un i convertir-se en un anió es pot unir amb altre clor (formant una molècula) i cadascun comparteix un electró.

Així, els dos clors en tenen 8 i estan en equilibri. El mateix passa amb l'oxigen o el nitrogen, que es presenten de forma molecular (O₂, N₂) a la natura



Enllaç metàl·lic

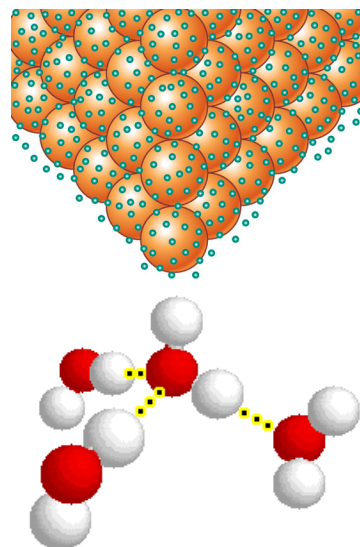
Es formen en estructures molt compactes d'àtoms (com en un paquet ple de caniques) en les quals els electrons passen a una espècie de núvol que envolta a tots els àtoms, estan compartits entre tots.

Aquest tipus d'enllaç explica algunes característiques com la conducció de l'electricitat.

Enllaç per ponts d'hidrogen

Es tracta d'un enllaç feble, però molt important per a diverses estructures de molècules orgàniques i, sobretot, per a l'aigua. L'hidrogen, amb una certa càrrega positiva, crea una atracció lleugera amb altres àtoms amb una certa càrrega negativa.

Aquest enllaç explica algunes característiques de l'aigua (p.ex, com a dissolvent) i manté també les estructures de proteïnes, àcids nucleics, etc.



És important perquè al ser un enllaç feble, al mateix temps permet la unió i també la desunió. L'aigua seria sòlida si els enllaços foren molt forts. I altres molècules serien inalterables.