

LA TEORIA ATÒMICA

1. Com és la matèria per dins?

Des de l'antiguitat, filòsofs i científics observaven de prop la matèria, intentant esbrinar què hi havia en el seu interior.

A partir d'aquestes observacions, alguns filòsofs van fer les propostes següents:

- Tales de Milet (s. VI aC) proposà que la matèria estava formada d'aigua.
- Altres filòsofs de l'època proposaren l'aire, la terra o el foc com les substàncies bàsiques que formaven tota la matèria.
- Posteriorment a ells, Aristòtil proposà que l'Univers estava format pels quatre elements esmentats anteriorment, és a dir, aigua, aire, terra i foc i, a més, hi afegí l'èter que, segons ell, era l'element que omplia l'espai celest.

Altres filòsofs grecs proposen: la matèria està formada per àtoms.

Els filòsofs grecs Demòcrit i Leucip (segles IV i V aC), van proposar que la matèria estava formada per un gran nombre de petites partícules anomenades àtoms ("àtom" en grec significa indivisible).

Aquesta proposta va tenir menys acceptació que les anteriors. Era més fàcil imaginar que la matèria estava formada per aigua, aire, terra o foc, totes elles substàncies conegudes, que no pas per unes boletes invisibles anomenades àtoms.

2. La matèria està formada per àtoms: els models atòmics

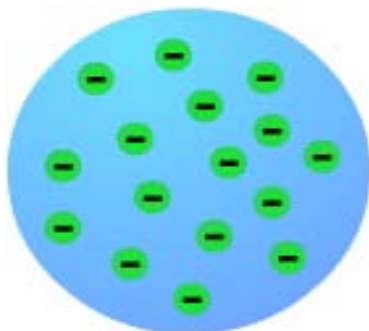
El 1808, el científic **John Dalton** recupera la teoria atòmica de Demòcrit i considera que els àtoms (partícules massisses, sense estructura interna i indivisibles, segons ell) eren els constituents últims de la matèria i es combinaven per formar els compostos.

A partir d'aquest moment, sorgiran nous models atòmics que incorporaran el nou coneixement científic de cada moment.

El 1897, els experiments realitzats sobre la conducció de l'electricitat pels gasos que va portar a terme el científic **J.J. Thomson**, van donar com a resultat el descobriment d'una nova partícula amb càrrega negativa: l'electró i, alhora van permetre afirmar que els àtoms no eren indivisibles.

J.J. Thomson proposà llavors el seu model d'àtom, en el qual els electrons (petites partícules amb càrrega negativa) es trobaven incrustats en un núvol de

càrrega positiva. La càrrega positiva del núvol compensava exactament la negativa dels electrons, per la qual cosa, l'àtom era **elèctricament neutre**.



A aquest **model atòmic**, proposat per Thomson al 1897, se li ha donat sovint el nom de **pastís de panses** (les panses serien els electrons que estan incrustats en el núvol de càrrega positiva).

Més endavant, el **1911**, el científic **E. Rutherford** per comprovar la validesa del model atòmic de Thomson, bombardeja amb partícules radioactives alfa una làmina molt fina d'or.

Els resultats obtinguts en l'experiment de Rutherford, van permetre tenir coneixement d'un model més real d'àtom.

El model d'àtom presentat per Rutherford a partir dels resultats del seu experiment, presenta un àtom que té dues parts diferenciades: **el nucli i l'escorça**.

El nucli és molt petit respecte de l'escorça i en ell s'hi concentra tota la càrrega positiva. En l'escorça s'hi troben **els electrons**, partícules de càrrega negativa.

Posteriorment al model atòmic de Rutherford, apareixen bàsicament dos models atòmics més, els quals hi aporten millores en la distribució dels electrons en l'escorça. Els dos models posteriors són els següents: el **model atòmic de Niels Bohr** i el **model quàntic** (model actual d'àtom).

Mentre que en el model de Niels Bohr els electrons estan situats en òrbites circulars al voltant del nucli, **en el model quàntic els electrons ocupen diferents espais (volum) de l'escorça de l'àtom, anomenats orbitals**.

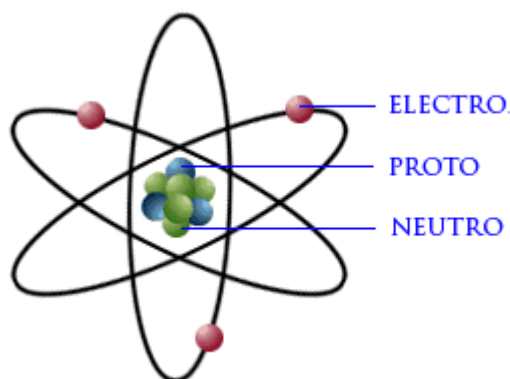
El model quàntic és el més actual i en el qual ens centrarem.

Coneixerem el nucli de l'àtom quàntic, la seva escorça i com es troben col·locats en ella els electrons (a la distribució dels electrons en l'escorça de l'àtom l'anomenem Configuració electrònica).

!!! Quan puguis entra a l'enllaç **Models atòmics** que trobaràs en l'apartat **Recursos del lliurament**. Hi trobaràs molta informació i animacions que et seran d'interès.

3. Què en sabem de l'àtom actualment?

L'àtom té dues parts ben diferenciades : el nucli i l'escorça.



El nucli de l'àtom

Té dimensions **molt reduïdes** comparades amb la mida de l'àtom.

Al nucli hi ha **bàsicament tota la massa** de l'àtom

Les partícules que hi ha al nucli s'anomenen **nucleons** i són de dos tipus:

- **protons** (tenen càrrega positiva)
- **neutrons** (són neutres).

Els nucleons estan units molt fortament per l'anomenada "**força nuclear forta**"

L'escorça de l'àtom

A l'escorça hi ha els **electrons**, distribuïts en **nivells i subnivells d'energia**.

Els **electrons** són partícules amb **càrrega negativa**.

Els **protons** tenen igual càrrega que els **electrons**, però positiva.

A més, el nombre de protons d'un àtom és igual al d'electrons, la qual cosa fa que l'àtom sigui elèctricament neutre.

La massa del protó és semblant a la del neutró i aprox. 1840 vegades superior a la de l'electró.

Al nucli, per tant, s'hi troba pràcticament tota la massa de l'àtom, ja que la massa de l'electró, situada a l'escorça, és molt petita respecte de la del protó.

El fet que gairebé tota la massa de l'àtom estigui en els seu nucli i que sigui tan gran la diferència de mida entre el nucli i l'escorça ens indica que l'àtom és pràcticament buit.

Masses i càrregues de les partícules atòmiques

Protó: $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $q_p = +1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Neutró: $m_n = 1,68 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $q_n = 0$

Electró: $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $q_e = -1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Observa que $m_p \approx 2.000 m_e$ (l'electró és una partícula que gairebé no té massa, si la comparem amb el protó i el neutró).

$$m_p \approx m_n$$

$q_p = q_e$ (les càrregues del protó i electró són iguals en valor, però tenen signe contrari)

4. Dos nombres caracteritzen els àtoms: el nombre atòmic i el nombre màssic

El nombre atòmic és el nombre de protons que té un àtom en el nucli.

Tots els àtoms d'un mateix element químic tenen igual nombre de protons en el nucli, per tant, tenen igual nombre atòmic.

El nombre atòmic es representa amb la lletra **Z**.

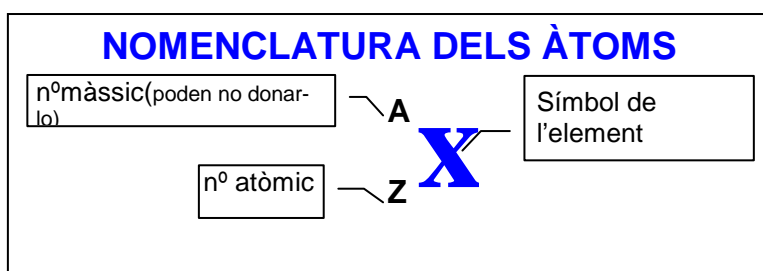
El nombre atòmic coincideix també amb el nombre d'electrons de l'àtom. L'àtom, per tant, té igual nombre d'electrons que de protons, la qual cosa justifica que sigui neutre.

El nombre màssic és el nombre de partícules que hi ha al nucli d'un àtom. Per tant és la suma del nombre de protons, que representem amb la lletra **Z**, més el nombre de neutrons que representem amb la lletra **N**.

El nombre màssic es representa amb la lletra **A**

$$A = Z + N$$

Sovint ens donen els **nombre atòmic i màssic** d'un element expressats de la manera següent:



Ions

Els **ions** són àtoms que han perdut o guanyat electrons.

Hi ha dos tipus d'ions: **cations i anions**.

Un catió és un àtom que ha perdut un o més electrons i ha quedat carregat positivament.

Un catió és un ió positiu.

Els cations es simbolitzen afegint **un signe positiu per cada electró perdut**, al símbol de l'element. El signe positiu es posa en forma de **superíndex**.

Per exemple:

Li⁺ correspon al catió liti. El catió Li⁺ s'ha format a partir d'un àtom de liti que ha perdut un electró.

Ca²⁺ correspon al catió calci. El catió Ca²⁺ s'ha format a partir d'un àtom de calci que ha perdut dos electrons.

Un anió és un àtom que ha guanyat un o més electrons i ha quedat carregat negativament.

Un anió és un ió negatiu.

Els anions es simbolitzen afegint un signe negatiu per cada electró guanyat al símbol de l'element. El signe negatiu es posa en forma de superíndex.

Per exemple:

Cl⁻ correspon a l'anió clorur. L'anió Cl⁻ s'ha format a partir d'un àtom de clor que ha guanyat un electró.

S²⁻ correspon a l'anió sulfur. L'anió sulfur s'ha format a partir d'un àtom de sofre que ha guanyat dos electrons.

5. La distribució dels electrons en l'escorça de l'àtom segons el model atòmic actual o model quàntic : la configuració electrònica

El model quàntic de l'àtom considera que l'escorça de l'àtom té diferents nivells d'energia i que en cada nivell hi ha diferents subnivells d'energia

El nivell 1 d'energia conté un únic subnivell, que anomenem: s.

El nivell 2 d'energia conté dos subnivells d'energia: s i p.

El nivell 3 d'energia conté tres subnivells d'energia: s, p i d

I així, successivament, com s'indica en la taula següent.

D'altra banda:

- un subnivell s admet dos electrons com a màxim
- un subnivell p, n'admet 6,
- un subnivell d, n'admet 10
- un subnivell f, n'admet 14

(quan diem el nombre màxim d'electrons que pot admetre, volem dir que pot contenir de zero electrons fins a aquest nombre màxim, que varia segons el subnivell).

La configuració electrònica d'un àtom ens indica en quins nivells i subnivells es troben distribuïts els electrons d'un àtom.

Quan escrivim la configuració electrònica o distribució electrònica d'un àtom, estem col·locant els electrons de l'àtom en els corresponents nivells i subnivells.

Cal però sempre omplir els nivells i subnivells en ordre creixent d'energia (és a dir, els dos primers electrons cal col·locar-los en el nivell 1, subnivell s, que és el de menor energia i més proper al nucli, els següents electrons al nivell 2, subnivell s, que ja té una mica més d'energia, i així successivament, com ens indica el diagrama que seguirem i que s'anomena diagrama de MOËLLER).

El diagrama de Moëller ens serveix per a distribuir els electrons en l'escorça d'un àtom, és a dir, per a determinar la **Configuració electrònica** d'un àtom.

En la taula següent hi tens la informació necessària per ajudar-te a escriure la configuració electrònica d'un àtom:

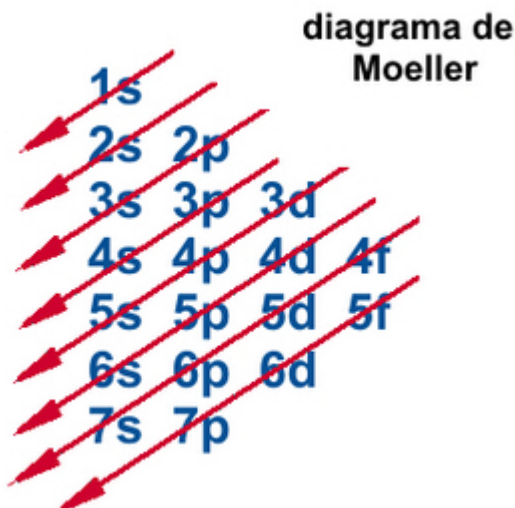
1. Cal tenir present que els electrons es distribueixen en els diferents nivells i subnivells d'energia, en ordre creixent d'energia (el nivell 1 té menys energia que el 2 i aquest que el 3...).

Nivell	Subnivell
1	s
2	s, p
3	s, p, d
4	s, p, d, f
5	s, p, d, f
6	s, p, d, f
7	s, p, d, f

2. Cada subnivell pot allotjar un nombre màxim d'electrons

NIVELES	Nº Max
s	2
p	6
d	10
f	14

3. Els nivells es van omplint per ordre i, fins que un nivell no està totalment ple, no es passa a omplir el següent
4. L'ordre d'ompliment dels nivells s'obté a partir del **diagrama de Moëller**.



Per a determinar la configuració electrònica d'un àtom:

1. Tingues present el nombre d'electrons que té l'àtom. Recorda que el nombre d'electrons en un àtom neutre ve donat pel nombre atòmic Z. Tingues present que si es tracta d'un anió, ha guanyat electrons i, si es tracta d'un catió, ha perdut electrons.
2. Vés col·locant els electrons per ordre, iniciant per l'extrem i acabant per la punta de la fletxa 1 del diagrama de Möeller, a continuació, el mateix en la fletxa 2, i així anar continuant fins a col·locar tots els electrons.
3. Finalment, si no la hi tens ja, ordena per capes la configuració obtinguda.

Exemples de configuracions electròniques:

Li	Z = 3	$1s^2 2s^1$
N	Z = 7	$1s^2 2s^2 p^3$
Mg ²⁺	Z = 12 - 2 = 10	$1s^2 2s^2 p^6$
Si	Z = 14	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^2$
S	Z = 16	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^4$
Ar	Z = 18	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$
Ti	Z = 22	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
Ga	Z = 31	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
Br ⁻	Z = 35 + 1 = 36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

Font: Fisquiweb/IOC