

1 Estructura de la matèria i Taula periòdica

1.1 Estructura de la matèria

1.1.1 Algunes dades històriques

- Els atomistes grecs ja pensaven que la matèria estava formada per unitats indivisibles que anomenaren àtoms.
- A principis del S.XIX John Dalton estableix la teoria atòmica sobre la base experimental de les lleis ponderals (massa) de les reaccions químiques.
- A finals del S.XIX i durant el S.XX s'estableix que els àtoms estan formats per electrons (e^-), protons (p^+) i neutrons (n^0).
 - Descobriment de l'electró: J.J.Thompson, 1897.
 - Descobriment del protó: 1906.
 - Descobriment del nucli atòmic: Rutherford, 1911.
 - Descobriment del neutró: Chadwick, 1932.
- El descobriment de l'electró és la conseqüència d'una sèrie d'investigacions sobre nous fenòmens. Ens referim a:
 - Electròlisi.
 - Corrents elèctrics en tubs de buit: Raigs catòdics.
 - Radiactivitat natural.
- El descobriment del protó. També experiments de corrent elèctric en tubs de buit (raigs canals).

1.1.2 Els primers models atòmics

- Descoberts els protons, els electrons i els neutrons, els científics comencen a pensar com poden ser els àtoms (models atòmics).
- Model atòmic de Thompson: L'àtom és una esfera de càrrega positiva a on es troben distribuïts els electrons. Es tracta com una mena de plumcake a on les panses són els electrons.
 - El model falla en l'explicació de la dispersió de partícules α per una làmina metàl·lica.
- Model atòmic de Rutherford. Aquest nou model aconsegueix explicar el fenomen de la dispersió de partícules α , proposant l'existència d'un nucli positiu i molt petit, envoltat pels electrons que es mourien al voltant del nucli.
- El model és un pas molt important, perquè representa el descobriment del nucli atòmic, però no està absent de dificultats:
 - La massa de l'àtom no és igual a la suma de les masses dels protons i dels electrons. Hi faltava alguna cosa, que avui en dia sabem que són els neutrons.

- La física coneguda aleshores (física clàssica) establí que una partícula carregada que dona voltes perdria energia en forma de radiació i per tant acabaria caient sobre el centre, el nucli en aquest cas, fent inviable l'existència mateixa dels àtoms.
- El model no deia res sobre com es distribuïen els electrons al voltant del nucli.
- Tampoc se sabia com el nucli podia ser estable, estant format exclusivament per partícules de càrrega positiva. Avui en dia sabem que entre els protons, a part de la força elèctrica de repulsió, hi ha una força molt més forta que els manté units.

1.1.3 Radiació electromagnètica

- Per radiació electromagnètica (e.m.), entenem qualsevol tipus d'ones de naturalesa e.m. El que vibra són camps elèctrics i magnètics.
- Espectre e.m. És el conjunt complet de totes les ones e.m. que existeixen. Es diferencien per la diferent longitud d'ona (o freqüència) que té cadascuna d'elles.
- Espectre de la llum blanca. Quan fem passar un raig de llum blanca per un prisme s'observa que la llum està formada per una sèrie de colors de longitud d'ona definida (Arc de Sant Martí). El fenomen és conegut com el de la dispersió de la llum blanca.
- Espectre d'una radiació qualsevol. Si fem passar una radiació qualsevol per un prisme observarem l'espectre de la radiació corresponent que no serà igual que el de la llum blanca.
- Els aparells que permeten observar espectres s'anomenen espectroscopis i espectròmetres. Un prisme és un espectroscopi.
- Tipus d'espectres:
 - Espectre continu: un exemple és el de la llum blanca, que està format per radiacions que corresponen a un rang continu de longituds d'ona.
 - Espectre discontinu: els espectres de la radiació emesa per un element en estat gasós està format per una sèrie de línies discontinües.
- Max Planck va establir a finals del S.XIX que la llum estava formada per partícules que reben el nom de fotons. De fet la llum té un comportament estrany, ja que de vegades es comporta com una partícula i de vegades com una ona.

1.1.4 El model de Bohr

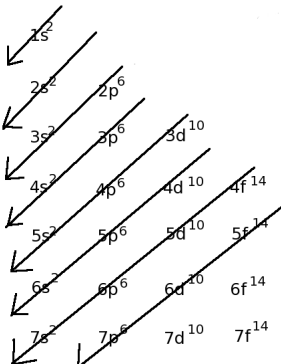
- Per explicar els espectres d'emissió i absorció dels elements químics Bohr va proposar un model de l'àtom que es basava en uns principis que no pertanyien a la física clàssica. Bohr va donar un pas més cap a una nova física, que avui coneixem com a mecànica quàntica. El model es basa en una sèrie de postulats que en part s'exposen a continuació.

- Postulats de Bohr:
 - L'electró es mou al voltant del nucli en capes o òrbites circulars amb una energia determinada i sense perdre energia. Les capes s'anomenen nivells energètics o quàntics principals.
 - L'energia dels electrons no pot ser qualsevol, sinó que només pot prendre uns certs valors permesos. Es diu que l'energia està quantitzada. Per una energia determinada el radi de l'òrbita pren un valor concret. A cada valor de l'energia li correspon un nombre natural $n=1,2,3,4,\dots$ que rep el nom de nombre quàntic principal. El valor $n=1$ correspon al nivell (capa o òrbita) més proper al nucli. Quan un electró es troba en l'estat d'energia més baix ($n=1$) es diu que es troba en l'estat fonamental. La resta d'estats s'anomenen estats excitats. En ionitzar un àtom l'electró passa al nivell $n=\infty$.
 - Quan un electró passa d'un nivell d'energia superior a un d'inferior emet un fotó (partícula de llum). Inversament quan un electró absorbeix un fotó passa a un nivell d'energia superior.
- El model de Bohr va tenir un gran èxit perquè va aconseguir explicar l'espectre de l'hidrogen tal com es coneixia en aquells moments. Amb la millora dels espectròmetres es va veure poc després que l'espectre de l'hidrogen era més complicat. Va ser necessari completar el model de Bohr.

1.1.5 Ampliació del model de Bohr

- Un cop establerta la mecànica quàntica i aplicada a l'estudi de l'àtom d'hidrogen, que és el primer que es va estudiar donat el fet que és el més senzill, es va descobrir, que per identificar l'estat d'un electró calien més nombres quàntics.
- Es va descobrir que cada nivell quàntic principal (n) es dividia en subnivells (subcapes), de manera que cada subnivell s'identificava per un nombre quàntic anomenat secundari i que es representa per l . Els valors d' l corresponents a un valor d' n determinat són $l = 0, 1, \dots, n-1$. Per exemple si $n = 3$ els valors d' l són 0,1,2.
- Els valors d' l se solen indicar mitjançant lletres : s per 0, p per 1, d per 2 i f per 3.
- Amb n i l no n'hi ha prou. Cal un tercer nombre anomenat nombre quàntic magnètic i que es representa per m . Per a cada valor d' l els valors d' m són $m = -l, -(l-1), \dots, 0, \dots, (l-1), l$. Els tres primers nombres quàntics n, l, m determinen el que s'anomena orbital.
- A cada orbital hi caben dos electrons, per tant.
 - Les subcapes s, corresponents a $l=0$, només contenen un orbital , perquè m_l només pot prendre un valor, $m_l = 0$. En les subcapes s només hi caben 2 electrons.
 - Les subcapes p, corresponents a $l=1$, contenen 3 orbitals , perquè m_l pot prendre tres valors, $m_l = -1, 0, +1$. En les subcapes p , per tant, hi caben 6 electrons.

- Les subcapes d, corresponents a $l=2$, contenen 5 orbitals, perquè m_l pot prendre cinc valors, $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$. En les subcapes d, per tant, hi caben 10 electrons.
- Les subcapes f, corresponents a $l=3$, contenen 7 orbitals, perquè m_l pot prendre set valors, $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$. En les subcapes f, per tant, hi caben 14 electrons.
- L'ordenació dels subnivells atenent a la seva energia ve donat pel següent esquema :



- Configuracions electròniques dels àtoms dels elements. Cal saber com els electrons dels àtoms d'un element químic es distribueixen en els diferents nivells, subnivells i orbitals. La regla bàsica és que els nivells i subnivells es van omplint de menys a més energia. Tenint en compte l'esquema anterior aquest ordre és:

$$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6, 7s^2, 5f^{14}, 6d^{10} \dots$$

- Simulador emissions de l'àtom d'hidrogen.

1.2 La Taula Periòdica

1.2.1 Agrupant els elements

- El coneixement sobre els elements va portar a descobrir que alguns compartien propietats comunes.
- En el segle XIX ja s'havia descobert semblances entre el liti, el sodi i el potassi, metalls alcalins:
 - Són menys densos que l'aigua.
 - S'oxiden fàcilment.
 - Amb l'aigua reaccionen violentament i també reaccionen amb els halògens.
 - Les fórmules dels seus òxids són: Li_2O , Na_2O , K_2O .
 - Les fórmules dels seus clorurs són: LiCl , NaCl , KCl .
- També compartien algunes propietats el calci, l'estranci, i el bari:
 - També s'oxiden fàcilment.
 - Reaccionen amb el clor, però amb menys violència que els alcalins.
 - Les fórmules dels òxids són CaO , SrO , BaO .
 - Les fórmules dels clorurs: CaCl_2 , SrCl_2 , BaCl_2 .
- També se sabia que el fluor, clor, brom i iode (halògens) eren molt actius químicament.
- Altres propietats dels elements com els punts de fusió i ebullició densitat i els compostos coneguts van portar al convenciment que els elements es podien agrupar atenent a les seves propietats comunes.
- Un altre aspecte que cal tenir en compte és que en el S.XVII només es coneixien 13 elements i que a principis del XIX ja se'n coneixien 63, que de totes formes són bastants menys dels que avui sabem que existeixen.

1.2.2 La Taula Periòdica de Mendeléiev

- La T.P. s'atribueix a Lothar Meyer, químic alemany, i D.I.Mendeleiev, químic rus, que la descobreixen pràcticament de forma simultània i treballant independentment en l'any 1869.
- Mendeleiev va ordenar els elements coneguts per massa atòmica creixent i va observar que periòdicament les propietats dels elements es repetien. Aleshores va posar els elements amb propietats semblants un a sobre de l'altre en la Taula.
- La taula proposada per Mendeleiev contenia forats. Es va pensar que aquests forats corresponien a elements per descobrir. Això va representar un fort impuls investigador, de forma que un any després de publicar-se la taula el nombre d'elements coneguts va passar de 63 a 86.

1.2.3 La Taula Periòdica Moderna

- A la T.P. moderna els elements estan ordenats per nombres atòmics creixents i no per masses atòmiques com apareixien en la Taula de Mendeleiev.
- La T.P. està formada per 7 files, anomenats períodes i 18 columnes, anomenats grups o famílies.
- Elements representatius: Excepte l'hidrogen són els elements dels grups (columnes) 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18.
 - Metalls alcalins: grup 1.
 - Metalls alcalinoterris: grup 2.
 - Halògens: grup 17.
 - Gasos nobles: grup 18.
- Els grups que van del 3 a l'11 són els metalls de transició.
- A peu de la T.P. hi ha els lantànids i els actínids.
- A part de tot el que precedeix els elements de la T.P. es divideixen en metalls i no metalls. Excloent els gasos nobles, els metalls queden a l'esquerra de la línia esglaonada i més gruixuda que hi ha cap a la dreta de la T.P., i els no metalls a la dreta. Els elements adjacents a aquesta línia presenten propietats comunes a uns i altres i s'anomenen semimetalls (Ge, Si...)

1.2.4 Configuracions electròniques i T.P.

Les semblances entre elements pertanyents a una columna s'expliquen perfectament per la similitud de la configuració electrònica de l'últim subnivell.
[Clica aquí per anar a la T.P.](#)

1.2.5 Propietats periòdiques

Les propietats dels elements que depenen de la configuració electrònica varien periòdicament amb el nombre atòmic.

Les propietats d'aquest tipus que estudiarem són:

- El radi atòmic i el volum atòmic.
- El potencial o energia de ionització.
- l'electronegativitat.

D'aquestes propietats cal saber què com varien en els períodes i els grups.

1.2.6 El radi atòmic

- En un període el radi atòmic disminueix en augmentar el nombre atòmic, és a dir disminueix cap a la dreta.
- En un grup el radi atòmic augmenta amb el nombre atòmic, és a dir augmenta cap avall.

La variació del tamany de l'àtom es pot entendre si pensem que es deu a la força d'atracció elèctrica entre el nucli i els electrons i a la de repulsió entre els mateixos electrons. El nucli atreu els electrons més externs, però aquests són repel·lits pels electrons que hi ha entre mig, provocant l'anomenat apantallament, que consisteix en definitiva en un debilitament de la força d'atracció que exerceix el nucli sobre els electrons més externs per part dels electrons que hi ha al mig.

D'aquesta manera en un període va augmentant el nombre de protons que hi ha el nucli, i també el dels electrons que van omplint una mateixa capa electrònica. El que succeeix és que els electrons d'una mateixa capa contribueixen molt poc a augmentar l'apantallament del nucli, i per tant els electrons més externs el que més noten és l'augment de càrrega positiva del nucli, que es correspon a una disminució del radi en anar cap a la dreta dins d'una fila.

En canvi en una columna en moure'ns cap avall els electrons s'afegeixen a la capa superior i per tant, tot i que també augmenta la càrrega positiva del nucli, l'efecte de l'apantallament ara és imparable, debilitant l'atracció que el nucli fa sobre la capa més externa.

1.2.7 Potencial de ionització

- Definició: El potencial de ionització (P.I.) és l'energia necessària per arrancar un e^- d'un àtom en fase gasosa i en l'estat fonamental (estat de menys energia).
- Es defineix el segon potencial de ionització de forma idèntica, però ara l'energia és la que cal per arrancar un segon e^- .
- En un període el P.I. augmenta en augmentar el nombre atòmic, és a dir augmenta cap a la dreta.
- En una columna augmenta cap amunt, és a dir en disminuir el nombre atòmic.
- Aquest comportament es pot entendre en funció del comportament del radi atòmic. Quan més petit és el radi, més atreu el nucli l' e^- més extern i per tant més costa arrancar-lo.

1.2.8 Electronegativitat

- Definició: L'electronegativitat és la tendència que té un àtom d'un element, enllaçat amb un àtom d'un altre element, a atraure cap a ell mateix els electrons de l'enllaç, quedant envoltat per tant per un excés de càrrega negativa.
- la variació de l'electronegativitat en la T.P. segueix el mateix patró de comportament que el P.I., és a dir, en les files augmenta cap a la dreta, en les columnes augmenta cap amunt.
- Aquest comportament es pot entendre, com a mínim de forma qualitativa, si pensem que quant més atrau un nucli els e^- de les capes externes, més costarà arrancar-ne un i més fàcil li serà atraure'n un d'un altre àtom.