

UNITAT 5. ÀTOMS, TAULA PERIÒDICA I ENLLAÇ.

1. Els àtoms.

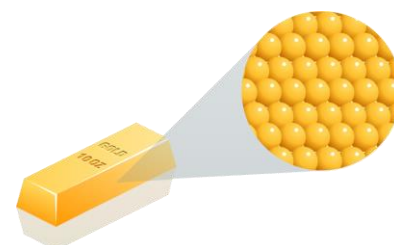
<https://www.youtube.com/watch?v=xazQRcSCRaY&feature=youtu.be>

1.1. Idea clàssica.

En l'Antiga Grècia se sostenia la idea de què tota la matèria de l'Univers estava constituïda a partir de quatre elements fonamentals: la terra, l'aigua, el foc i l'aire. El que diferenciaria una substància d'una altra seria la proporció en la que es combinaven aquests quatre elements.

D'altra banda, el gran filòsof **Demòcrit** sostenia que si anàrem partint una pedra en trossos cada vegada més petits, arribaria un punt en què obtindríem unes "peces" fonamentals que ja no es podrien partir més i a les que va denominar **àtoms**. Així, els àtoms serien la part més petita de la que estaria formada una substància i d'alguna manera haurien de conservar les propietats que són característiques d'aquesta substància.

Per exemple, imagina't que tens un lingot d'or pur i el parteixes en dos. Si cada tros l'aneres dividint en trossos cada vegada més petits, arribaria un moment (segons Demòcrit) en què obtindríes els àtoms d'or a partir dels quals es conforma la substància original (el lingot d'or). I d'alguna manera, els àtoms d'or haurien de tenir les mateixes propietats que té la substància que veiem.



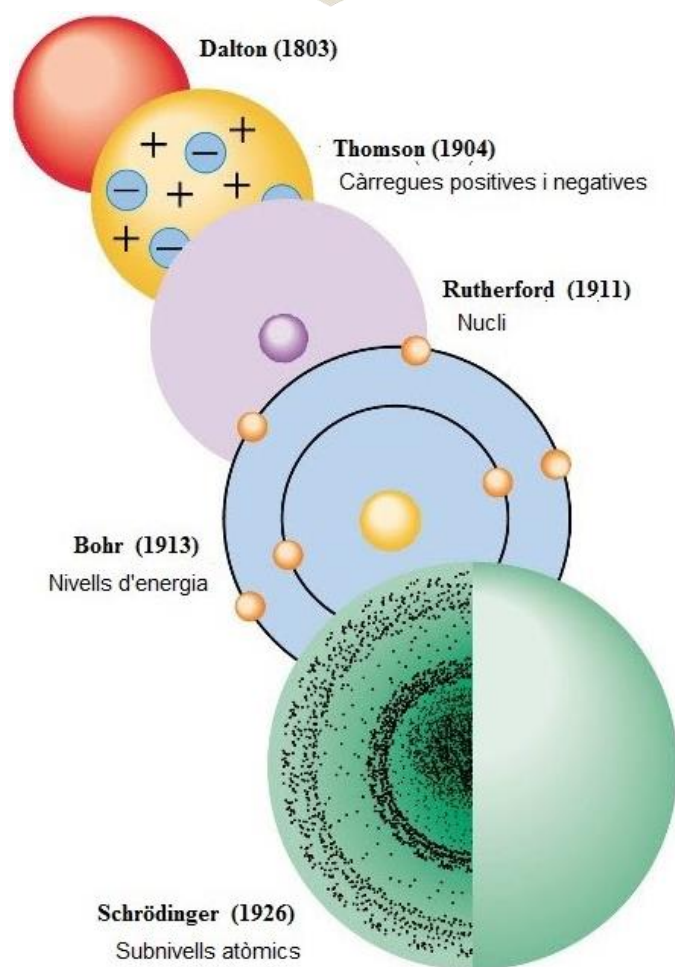
1.2. Models atòmics.

La visió que tenia Demòcrit del que era un àtom no es podia considerar més que una idea, ja que no havia tingut mai la possibilitat de demostrar-la.

La gràcia de la ciència és que les idees que sosté adquireixen la categoria de teories quan es poden sotmetre a experiments per a validar-les o refusar-les. En això es basa el mètode científic.

A partir del segle XIX diversos experiments van permetre que certs científics anaren definint la idea del que és un àtom. A cada idea del que és un àtom se la coneix com a model atòmic i podem considerar a grans trets que n'hi ha hagut 5 en total.

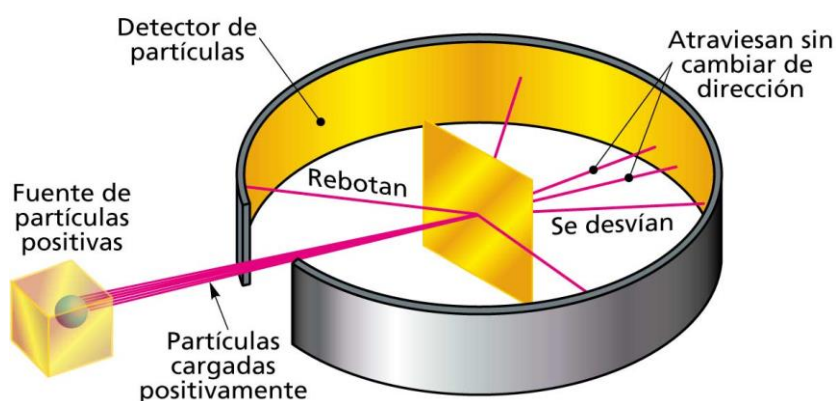
John **Dalton** va pesar les masses de les substàncies que participen en una reacció química i va trobar que sempre ho feien en una determinada proporció quan donaven lloc a un mateix producte. I a partir d'ahí, va imaginar-se que la matèria efectivament havia d'estar formada per unes minúscules partícules, els **àtoms**, que serien **indivisibles**, iguals entre si els d'un mateix element químic (és a dir, mateixes propietats, com ara la massa, ...) i alhora diferents de les del qualsevol altre element químic.



Font: Teoria de l'àtom [<https://sites.google.com/site/teoriadelatom/>]; Consultat el 19 de Juliol de 2021].

A finals del segle XIX **Thomson** va descobrir l'**electró**, i poc després es va descobrir el protó, veient-se que aquestes dos partícules estaven, en diferents quantitats, en tots els elements químics, el qual va donar lloc a un nou model atòmic amb càrregues positives i negatives (les negatives se les imaginaven enganxades a una bola massissa carregada positivament).

Pocs anys després, un nou experiment (Experiment de la làmina d'or) realitzat per **Rutherford**, va posar de manifest, que els protons es localitzen en un nucli atòmic extraordinàriament petit, al voltant del qual giren els electrons tal i com ho fan els planetes al voltant del Sol. Ara, la gran novetat, és el descobriment que **la major part d'un àtom és espai buit**.



L'any 1913 Niels **Bohr** va descobrir que els electrons, en girar al voltant del nucli, ho fan ocupant determinats **nivells d'energia**. A cada nivell d'energia li correspon una òrbita d'un radi determinat i un nombre màxim d'electrons que el poden ocupar. **Aquest és el model atòmic que seguirem en aquest curs a l'hora de construir o dibuixar àtoms.**

El model atòmic actual es coneix com **model mecano-quàntic** i es basa en una idea que va introduir un científic alemany anomenat **Schrödinger**, tan complicada com el seu propi nom i que no estudiarem fins el proper curs. En aquest model l'electró ja no el podem imaginar com una partícula puntual, sinó més bé com un núvol electrònic que ens indica la regió de l'espai en la qual és més o menys probable trobar-lo.

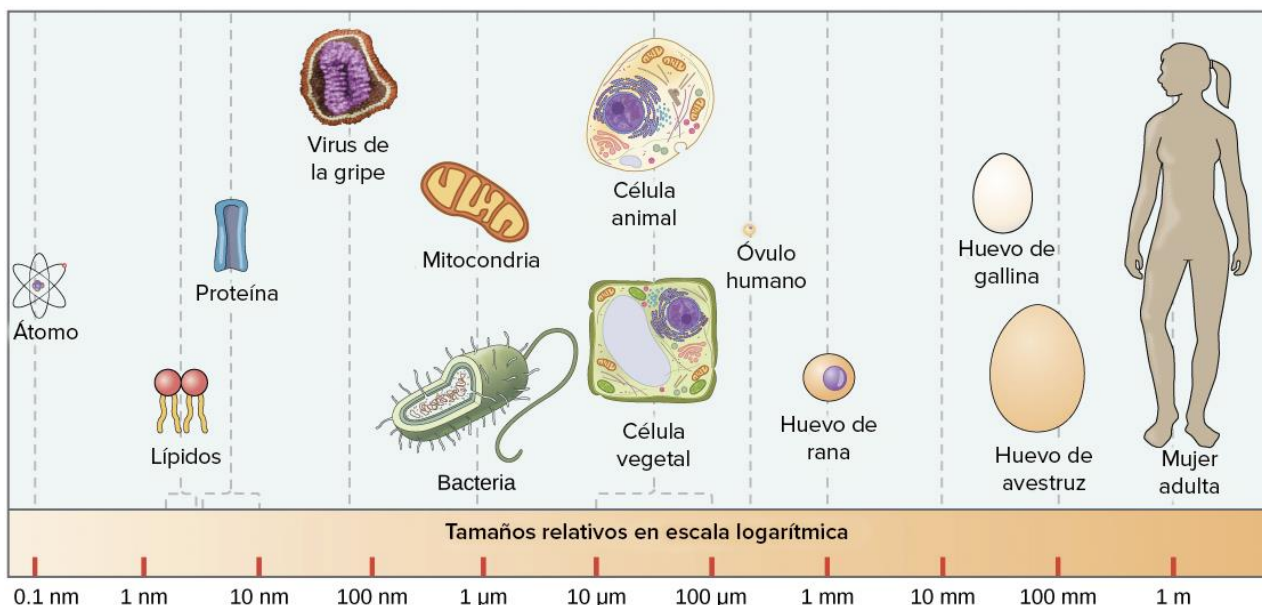
1.3. Constituents de la matèria. Com són els àtoms.

Tal i com hem vist, la visió del que és un àtom canvia quan es descobreixen els **electrons** i els **protons**. Però encara faltaria descobrir una tercera partícula constituent dels àtoms per a tenir-ne una visió més complerta: els **neutrons**, els quals es van descobrir l'any 1932. Així, podem dir que els àtoms de tots els elements químics de la taula periòdica estan formats a partir d'aquestes 3 partícules, de les quals has de saber-ne les següents propietats:

| Nom | Símbol | On estan? | Càrrega elèctrica | Massa |
|----------------|--------|---|---------------------------------|---|
| Protó | p^+ | Al nucli atòmic | $+1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ | Molt semblants entre sí $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ |
| Neutró | n^0 | | 0 C | |
| Electró | e^- | A l'escorça, girant al voltant del nucli. | $-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ | Unes 2000 vegades menor que la de protons i neutrons. $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ |

1.4. Dimensions dels àtoms i altres magnituds.

La següent imatge ens permet comparar la grandària de diversos éssers des d'una dona fins un àtom per tal d'adonar-nos-en del factor d'escala entre unes i altres.



<https://es.khanacademy.org/science/biology/structure-of-a-cell/prokaryotic-and-eukaryotic-cells/a/prokaryotic>

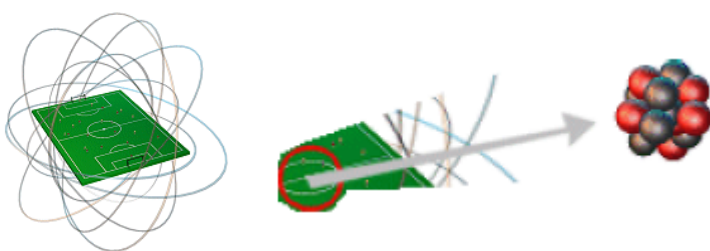
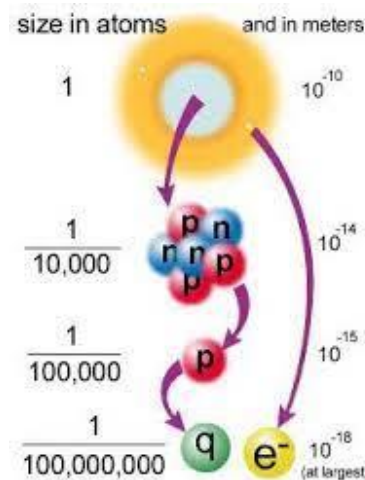
Per a referir-se a quantitats tan petites s'utilitzen submúltiples (Unitat 2):

- **mm (mil·límetre):** és la mil·lèsima part d'un metre.
- **µm (micròmetre):** és la mil·lèsima part d'un mil·límetre.
- **nm (nanòmetre):** és la mil·lèsima part d'un micròmetre.

En física i química, quan ens referim a quantitats molt grans o molt petites, com és el cas de la grandària dels àtoms o els seus constituents, és molt comú fer-ho utilitzant potència de 10. Per exemple, $10^2 = 100$, la qual cosa equival a multiplicar per 10 dos vegades. Però si en lloc de multiplicar per 10 dos vegades, dividirem per 10 dos vegades, utilitzaríem un exponent negatiu per a indicar-ho. Així, $10^{-2} = 1/10^2 = 1/100 = 0,01$.

Doncs bé, tenint això en compte podem entendre ara les dimensions de l'àtom i els seus constituents.

Així, apreciem com l'escala de l'àtom és de l'ordre de 10^{-10} m, i la grandària del nucli atòmic és entre 10.000 i 100.000 vegades menor a la del propi àtom (i d'ahí la comparativa amb l'estadi de futbol).



[Basics of Particle Physics \(cern.ch\)](https://cern.ch)

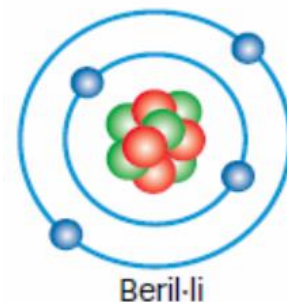
http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena5/3q5_contenidos_3d.htm

1.5. Construeix àtoms a partir de la taula periòdica.

Per a dibuixar un àtom d'un element químic haurem de buscar en la taula periòdica el valor del seu nombre atòmic (Z) i de la seua massa atòmica o nombre màssic (A). Aquest últim l'arrodonirem a un valor sencer. Per exemple, pel beril·li, trobarem que:

$Z = 4$ i $A = 9,0122$ ($A = 9$). A partir d'ahí:

- El nombre atòmic ens indica quants protons té l'element químic. Per tant, el beril·li tindrà 4 protons al seu nucli.
- El nombre màssic ens indica quantes partícules hi ha al nucli atòmic (protons i neutrons). Així, podrem deduir el nombre de neutrons que hi haurà en el nucli, restant $A - Z$. En el cas del beril·li, aquest tindrà $9 - 4 = 5$ neutrons.
- Per ara, considerarem elements químics neutres. Donat que la càrrega dels electrons és igual que la dels protons però negativa, hi haurà d'haver tants electrons com protons; és a dir, 4.
- Ja hem dit que els electrons es reparteixen al voltant del nucli en capes o nivells, en cada uns dels quals hi caben un nombre màxim determinat. Els electrons es van col·locant en cada nivell començant pel primer, el més intern, fins a completar-lo, abans de passar al següent.
 - Al primer nivell hi caben un màxim de 2 electrons.
 - Al segon nivell hi caben un màxim de 8 electrons.
 - Al tercer nivell un màxim de 18 electrons.
 - Al quart nivell hi caben un màxim de 32 electrons.



ACTIVITATS

1. Dibuixa a la llibreta els àtoms dels següents elements químics: hidrogen, liti, carboni, nitrogen, oxigen, heli, sofre, alumini, fluor, neó, sodi, magnesi, fòsfor, clor i potassi. Abans de fer el dibuix hauràs d'omplir una taula com aquesta per a cadascun:

| Nom | Símbol | Z | A | $\#p^+$ | $\#n^0$ | $\#e^-$ | Per capa |
|-----|--------|-----|-----|---------|---------|---------|----------|
| | | | | | | | |

1.6. Distribució dels electrons a l'àtom.

Els electrons de l'àtom es distribueixen en òrbites o capes al voltant del nucli. A cada capa hi ha **subcapes o subnivells** que es representen amb les lletres **s, p, d i f**. Les diferents òrbites s'identifiquen per un nombre enter, **n**, anomenat número quàntic principal. Així per a la primera capa (la més propera al nucli), $n = 1$; per a la segona $n = 2$; per a la tercera $n = 3$...

El nombre de capes o òrbites que posseeix un element ve donat pel **nombre del període** en què està situat a la **taula periòdica**. L'**última capa** és molt important des del punt de vista químic, ja que la seva estructura estarà íntimament relacionada amb les propietats químiques de l'element. Rep el nom de **capa de valència**.

Per **distribuir els electrons a les capes** cal tenir en compte unes regles obtingudes empíricament:

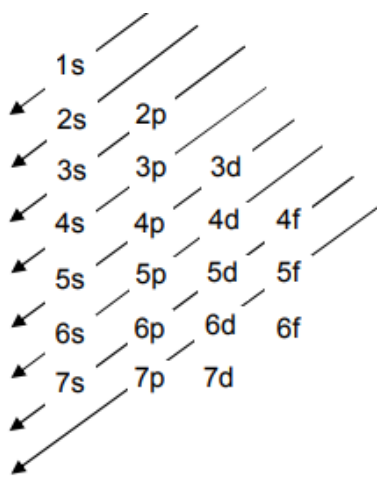
1. Els electrons es distribueixen a les capes ocupant els diferents subnivells que hi ha.

| Capa | Subnivells |
|------|-------------------|
| 1 | <i>s</i> |
| 2 | <i>s, p</i> |
| 3 | <i>s, p, d</i> |
| 4 | <i>s, p, d, f</i> |
| 5 | <i>s, p, d, f</i> |
| 6 | <i>s, p, d, f</i> |

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

| Subnivell | Nre. Màxim d'e- |
|-----------|-----------------|
| <i>s</i> | 2 |
| <i>p</i> | 6 |
| <i>d</i> | 10 |
| <i>f</i> | 14 |

3. Els subnivells es van omplint per ordre d'energia, i fins que un nivell no és ple no es passa a omplir el següent. L'ordre d'ompliment dels nivells s'obté a partir del **diagrama de Möeller**:



Ordre d'energia creixent: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d... Es pot observar que a partir de la tercera capa, estats amb un valor de n superior (per exemple el 4s) tenen menys energia que altres amb un valor de n inferior (per exemple el 3d).

Per obtenir la configuració electrònica d'un àtom:

1. Considereu el nombre d'electrons que cal distribuir. Recordeu que el nombre d'electrons en un àtom neutre ve donat pel nombre atòmic Z .

2. Els electrons es van distribuint entre els estats d'energia possibles omplint primer els de menor energia. Quan un nivell està complet, passeu al següent (recordeu el nombre màxim d'electrons per a cada subnivell i per establir l'ordre d'ompliment utilitzar el diagrama de Möeller).

3. La **configuració electrònica** final s'ha de donar ordenada per capes.

Exemples:

| | | |
|----|--------|---|
| Li | Z = 3 | $1s^2 2s^1$ |
| N | Z = 7 | $1s^2 2s^2 2p^3$ |
| Mg | Z = 12 | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ |
| Si | Z = 14 | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ |
| S | Z = 16 | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ |
| Ar | Z = 18 | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ |
| 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 | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ |

ACTIVITATS

2. Escriu la configuració electrònica dels elements que has representat a l'activitat 1.

3. Completa les frases:

- El nombre atòmic, Z, representa el nombre de _____ que un àtom té al _____.
- El nombre màssic, A, representa el nombre de _____ i de _____ que un àtom té al _____.
- El nombre d'electrons en un àtom neutre coincideix amb el nombre _____.

4. Completa la taula:

| Element | Carboni | Calci | Oxigen | Fluor |
|------------------|---------|-------|--------|-------|
| Símbol | | | | |
| Nre. atòmic | 6 | | | 7 |
| Nre. màssic | 12 | | 16 | |
| Nre. de protons | | | 8 | |
| Nre. de neutrons | | 20 | | |
| Nre. d'electrons | | 20 | | 7 |

1.7. La massa dels àtoms.

Cada àtom té una massa característica, però com que el seu valor és molt xicotet si l'expresssem en unitats del SI, el quilogram, convé definir una nova unitat de massa. Per conveni, s'ha establert la **unitat de massa atòmica**, el símbol de la qual és **u**:

La unitat de massa atòmica és la **dotzena part de la massa d'un àtom de l'isòtop 12 de l'àtom de carboni**. L'equivalència amb el quilogram és:

$$1 u = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Com que la massa dels electrons és molt xicoteta, quasi menyspreable, podem considerar que la massa d'un àtom ve donada per la suma de les masses dels **nucleons** (protons i neutrons).

Aquest valor teòric és només aproximat. Les masses atòmiques es determinen experimentalment mitjançant un instrument denominat **espectròmetre de masses**.

Exercici resolt. Calcula la massa teòrica d'un nucli de carboni compost per huit neutrons. Expressa'n el resultat en unitats del SI.

El carboni, C, es caracteritza perquè el seu nombre de protons té un valor fix, que ve donat per nombre atòmic, sis. Per tant, un nucli d'aquest isòtop tindria una massa teòrica igual a la suma de les masses dels sis protons i dels huit neutrons, és a dir:

$$6 \cdot \frac{1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ protó}} + 8 \cdot \frac{1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ neutró}} = 2,344 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

ACTIVITATS

- Expressa la massa del protó i del neutró en unitats de massa atòmica.
- Calcula la massa teòrica d'un nucli de magnesi compost per deu neutrons. Expressa'n el resultat en unitats del SI.
- La massa d'un àtom de nitrogen és de 14,00 u.
 - Expressa aquest valor en unitats del SI.
 - Calcula quants àtoms de nitrogen són necessaris per a tindre 1 kg d'aquest element químic.

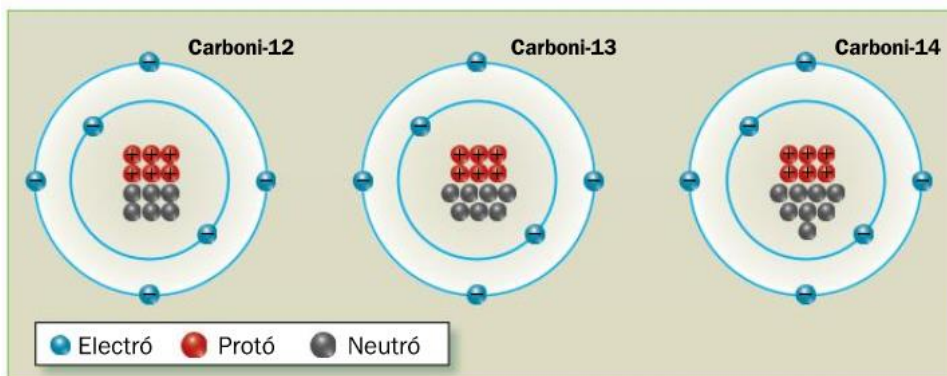
2. Isòtops

No tots els àtoms d'un mateix element químic tenen la mateixa massa. La raó d'això és que el nombre de neutrons a l'interior del nucli atòmic pot variar. Sorgix així el concepte d'isòtop.

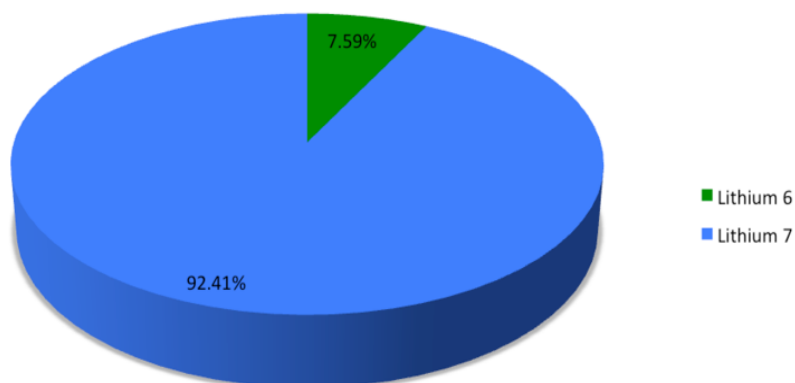
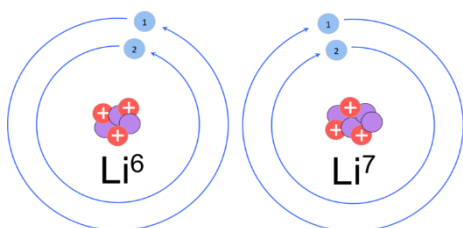
S'anomenen **isòtops** els àtoms d'un mateix element químic però que tenen un nombre de neutrons diferent. És a dir, tenen el **mateix valor de Z però diferent valor de A**.

La majoria dels elements químic presenten dos o més isòtops. La figura mostra els tres isòtops coneguts del carboni i com es representa un isòtop (${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$).

Isòtops del carboni



El liti té 2 possibles isòtops. L'**abundància** relativa d'aquests dos isòtops del liti és:



El valor de massa atòmica que trobem a la **taula periòdica** s'obté fent el càlcul de la **massa promig** a partir de la dels seus isòtops (tenint en compte la seua abundància). Si suposem que la massa dels protons i la dels neutrons és igual i la prenem com a unitat de massa atòmica, podem fer aquest càlcul de la següent manera:

$$m_{Li} = \frac{6 \cdot 7,59 + 7 \cdot 92,41}{100} = 6,924$$

ACTIVITATS

- El silici que es troba en la naturalesa està format per una mescla de tres isòtops, Si-28, Si-29 i Si-30. Indica el nombre de partícules subatòmiques que té cada isòtop i com estan distribuïdes a l'àtom.
- Indica els errors en la representació d'aquests isòtops del clor: ${}_{16}^{35}Cl$, ${}_{35}^{17}Cl$, ${}_{17}^{10}Cl$.
- El nombre atòmic d'un àtom d'urani neutre és $Z = 92$, i el nombre màssic, $A = 238$. Indica quantes partícules subatòmiques té de cada tipus. L'isòtop U-235, tindrà el mateix nombre de nucleons?
- El magnesi té 3 isòtops estables: el Mg-24 majoritari amb un 78,6 %, el Mg-25, amb un 10,1 %, i el Mg-26, amb un 11,3 %. Quina serà la seva massa atòmica?
- Calcula la massa atòmica promig d'un àtom de clor a partir de la dels seus isòtops Cl-35 i Cl-37, buscant els valors de les seues correspondents abundàncies en ptable.com.
- El silici està format per un 93 % de l'isòtop de massa atòmica 28 u, un 4 % de l'isòtop de massa atòmica 29 u, i la resta, per un isòtop de massa atòmica 30 u. Calcula la massa atòmica promig del silici.
- La plata té una massa atòmica de 107,87 u. Sabent que està formada per 2 isòtops de masses atòmiques 107 i 109 u respectivament, calcula l'abundància de cada isòtop en la naturalesa.

3. Ions

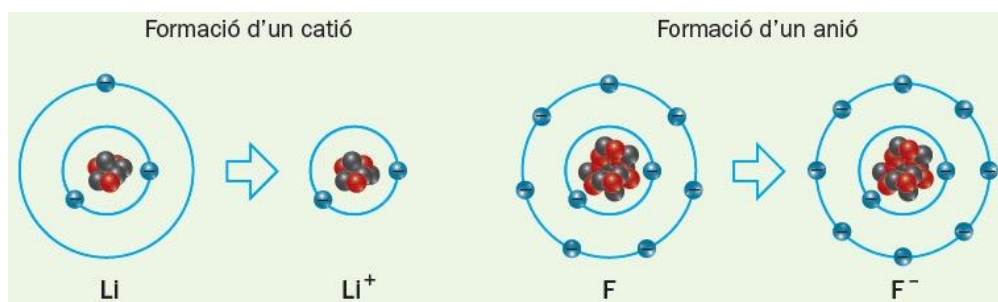
Ja hem dit que els àtoms en estat normal són neutres, és a dir, tenen el mateix nombre de protons i d'electrons (càrregues positives i negatives). No obstant això, en determinades circumstàncies els àtoms poden perdre o guanyar electrons, de manera que es converteixen en àtoms amb càrrega o "ions", que poden ser amb càrrega negativa, si han adquirit algun electró ("anions") o amb càrrega positiva, si han perdut algun electró ("cations").

Un **catió** és un àtom amb **càrrega positiva**. S'origina al **perdre electrons** i s'indica amb un superíndex a la dreta (+ i el nombre d'electrons perduts).

Un **anió** és un àtom amb **càrrega negativa**. S'origina al **guanyar electrons** i s'indica amb un superíndex a la dreta (- i el nombre d'electrons guanyats).

Per exemple, l'àtom de liti (Li) ($Z = 3$) en estat neutre tindrà 3 protons i 3 electrons. Quan reacciona amb un altre element tendeix a perdre 1 electró amb la qual cosa queda amb 3 protons i 2 electrons, és a dir, amb una càrrega neta positiva. S'haurà format el catió liti, que es representa normalment com Li^+ . Veiem, doncs, que únicament el nombre de protons (nombre atòmic) és invariable en un element i és el responsable de la seva identificació.

Adona-te'n que un ió només es pot formar quan un àtom perd o guanya electrons. Guanyar o perdre protons és pràcticament impossible, ja que aquests estan molt fortament cohesionats en el nucli atòmic degut a l'acció d'una **força nuclear molt forta** que manté als quarks lligats, superant de llarg la força de repulsió elèctrica que senten els protons entre sí.



ACTIVITATS

15. Completa la següent taula consultant la taula periòdica:

| Símbol | Càrrega neta | Z | A | # p ⁺ | #n ⁰ | #e ⁻ | Configuració electrònica |
|-----------------|--------------|---|----|------------------|-----------------|-----------------|--------------------------|
| Na | 0 | | | | | | |
| Na ⁺ | +1 | | | | | | |
| K ⁺ | +1 | | | | | | |
| O | | | | | | | |
| O ²⁻ | -2 | | | | | | |
| N ³⁻ | | | 14 | 7 | | | |

4. Configuració electrònica i propietats de la taula periòdica.

Com hem estudiat, es coneix com a configuració electrònica la forma en què els electrons es distribueixen per capes en un element químic donat, ja siga com a àtom neutre o ió. Els nombre d'electrons que té un element químic neutre en la seua última capa, la més externa, en determina les seues propietats.

Per això, en la taula periòdica, s'agrupen en una **mateixa columna** tots els **elements químics** que tenen el **mateix nombre d'electrons a l'última capa**. Així sabrem que tots els elements químics que pertanyen a un **mateix grup** tindran **propietats semblants**. A tal punt és això important, que alguns grups de la taula periòdics tenen un nom propi identificatiu de les propietats de tots els seus elements.

Els elements químics es classifiquen en:

- **Metalls:** quan tenen tendència a formar ions positius (cations) cedint un o varis electrons.
- **No metalls:** quan tenen tendència a formar ions negatius (anions) guanyant un o varis electrons.
- **Semimetalls:** quan poden tendir tant a guanyar com a perdre electrons.

| Taula periòdica | | CARÀCTER METÀL·LIC DELS ELEMENTS | | | | | | | | | | | | | | | | Electronegativitat | |
|-----------------|----------------------|----------------------------------|----------------------|--------------------------|----------------------|-----------------------|-----------------------|---------------------|-----------------------|------------------------|------------------------|------------------------|----------------------|------------------------|-----------------------|------------------------|---------------------|-----------------------|--|
| | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | |
| 1 | H hidrogen | | | | | | | | | | | | | | | | | He heli | |
| 2 | Li liti | Be beril·li | | | | | | | | | | | B bor | C carboni | N nitrogen | O oxigen | F fluor | Ne neó | |
| 3 | Na sodi | Mg magnesi | | | | | | | | | | | Al alumini | Si silici | P fòsfor | S sofre | Cl clor | Ar argó | |
| 4 | K potassi | Ca calci | Sc escandi | Ti titani | V vanadi | Cr crom | Mn manganès | Fe ferro | Co cobalt | Ni níquel | Cu coure | Zn zinc | Ga gal·li | Ge germani | As arsènic | Se seleni | Br brom | Kr criptó | |
| 5 | Rb rubidi | Sr estronci | Y itri | Zr zircon | Nb niobi | Mo molibdè | Tc tecneci | Ru ruteni | Rh rodi | Pd pal·ladi | Ag plata | Cd cadmi | In indi | Sn estany | Sb antimoni | Te tel·luri | I iode | Xe xenó | |
| 6 | Cs cesi | Ba bari | La-Lu | Hf hafni | Ta tàntal | W tungstè | Re reni | Os osmi | Ir iridi | Pt platí | Au or | Hg mercuri | Tl tal·li | Pb plom | Bi bismut | Po poloni | At àstat | Rn radó | |
| 7 | Fr franci | Ra radi | Ac-Lr | Rf rutherfordi | Db dubni | Sg seaborgi | Bh bohri | Hs hassi | Mt meitneri | Ds darmstadt | Rg roentgeni | Cn copernici | Nh nihoni | Fl flerovi | Mc moscovi | Lv livermori | Ts tennes | Og oganessó | |
| | | La lantani | Ce ceri | Pr praseodimi | Nd neodimi | Pm prometi | Sm samari | Eu europi | Gd gadolini | Tb terbi | Dy disprosi | Ho holmi | Er erbi | Tm tulí | Yb iterbi | Lu luteci | | | |
| | | Ac actini | Th tori | Pa protoactini | U urani | Np neptuni | Pu plutoni | Am americ | Cm curi | Bk berkeli | Cf californi | Es einstein | Fm fermi | Md mendelevi | No nobeli | Lr lawrenci | | | |

Font: TERMCAT, CENTRE DE TERMINOLOGIA. (<https://www.termcat.cat/ca/recursos/productes-multimedia/taula-periodica-dels-elements>)

ACTIVITATS

16. Dibuixa els àtoms i els ions de beril·li, magnesi i calci. Escribeu la configuració electrònica de cadascun. Què tenen en comú? On estan aquests àtoms en la taula periòdica?
17. Dibuixa els àtoms i els ions de fluor i clor. Escribeu la configuració electrònica de cadascun. Què tenen en comú? On estan aquests àtoms en la taula periòdica?

18. Completa les següents frases:

- Dos o més àtoms que tinguin el mateix Z i diferent A s'anomenen _____.
- Quan un àtom adquireix càrrega elèctrica s'anomena _____.
- Un àtom adquireix càrrega quan guanya o perd _____.
- Un àtom que guanya electrons adquireix càrrega elèctrica _____. Es converteix en un _____.
- Un àtom que perd electrons adquireix càrrega elèctrica _____. Es converteix en un _____.
- Quan el nombre de protons és igual que el d'electrons, l'àtom és _____.
- A la Taula Periòdica els elements estan ordenats per ordre _____ de nombre atòmic. Les files horitzontals s'anomenen _____ i estan numerades de l' _____ al 7 i les columnes verticals s'anomenen _____ i n'hi ha _____.
- Els tres elements més abundants en els éssers vius són: _____, _____ i _____.
- Els _____ es troben a l' _____, la part més externa de l'àtom, i la seva massa és aproximadament unes 2000 vegades menor que la unitat de massa atòmica (u.m.a.).
- Al _____ de l'àtom, es troben els _____, que tenen càrrega _____, i els _____, que no tenen càrrega. Aquests dos tipus de partícules _____ tenen una massa similar, que és aproximadament una unitat de massa atòmica.

5. Enllaç químic a les substàncies.

Com sabeu, quan observem una mostra de substància veiem milions d'àtoms d'un o més elements químics. Anomenem **enllaç químic** al conjunt de les **forces que mantenen unides les partícules que formen les espècies químiques**.

Al llarg d'aquesta unitat veurem que hi ha diferents tipus d'enllaços químics. En tots els casos les **forces** involucrades a l'enllaç químic són de **naturalitat elèctrica**. Que en una substància es presenti un tipus d'enllaç o un altre depèn de les característiques dels àtoms que s'enllaçen.

Els àtoms dels **gasos nobles** són els únics que es presenten a la natura de **forma aïllada**, és a dir, sense combinar-se amb altres àtoms. Això és així perquè són àtoms **estables**, ja que tenen una configuració electrònica a la seua capa de valència del tipus s^2p^6 , o s^2 en el cas de l'heli.

Els àtoms dels altres elements intenten assolir una configuració electrònica similar a la dels gasos nobles. Per això, guanyen, perden o comparteixen electrons amb altres àtoms, amb els quals s'enllaçen.

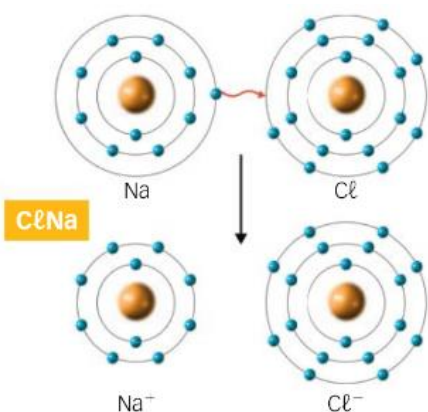
El **1916**, el nord-americà Gilbert N. **Lewis** va proposar una teoria per explicar l'enllaç entre àtoms anomenada **regla de l'octet**. Per assolir la **màxima estabilitat**, tots els àtoms tendeixen a obtenir la configuració de valència dels gasos nobles (8 electrons, excepte l'heli).

Depenent de la manera com els àtoms assoleixin la configuració de gas noble, es produirà un tipus d'enllaç o un altre. Hi ha **tres tipus d'enllaç** entre àtoms: **iònic, covalent i metàl·lic**.

5.1. Enllaç iònic.

L'enllaç iònic s'estableix quan es combinen un **metall i no metall**. Tots dos aconseguen la configuració de gas noble formant **ions**. L'enllaç iònic resulta de les **forces d'atracció entre anions i cations**.

Els ions es combinen en la proporció adequada perquè el compost resultant siga neutre. Observa el que els passa als àtoms de Na i Cl:



El àtom de Na cede su electrón de valencia al Cl. Ambos completan así la configuración de gas noble.

El àtom de Na cede su electrón de valencia y se convierte en el **cati3n Na⁺**.
 $\text{Na: [Ne] } 3s^1 \rightarrow \text{Na}^+: [\text{Ne}]$
 El Na⁺ tiene la misma configuraci3n que el Ne.

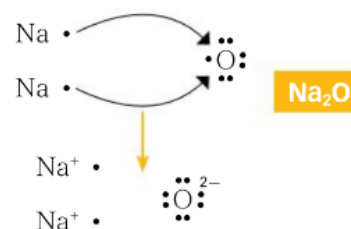
El àtom de Cl gana un electr3n y se convierte en el **anion Cl⁻**.
 $\text{Cl: [Ne] } 3s^2 3p^5 \rightarrow \text{Cl}^-: [\text{Ne] } 3s^2 3p^6 \rightarrow \text{Cl}^-: [\text{Ar}]$
 El Cl⁻ tiene la misma configuraci3n que el Ar.

Como los dos iones tienen carga del mismo valor y de distinto signo, cada àtom de Na se combina con uno de Cl formando el compuesto NaCl.

Si es combinan els àtoms de Na i O, passarà el següent:

El àtom de Na cede su electr3n de valencia y se convierte en el cati3n Na⁺.
 $\text{Na: [Ne] } 3s^1 \rightarrow \text{Na}^+: [\text{Ne}]$
 El Na⁺ tiene la misma configuraci3n que el Ne.

El àtom de O gana dos electrones y se convierte en el anion O²⁻.
 $\text{O: [He] } 2s^2 2p^4 \rightarrow \text{O}^{2-}: [\text{He] } 2s^2 2p^6 \rightarrow \text{O}^{2-}: [\text{Ne}]$
 El O²⁻ tiene la misma configuraci3n que el Ne.



Cada **àtom de O** necesita captar 2 electrones; por eso se tiene que combinar con dos àtoms de Na, que ceden 1 electr3n cada uno.

Als compostos i3nics els ions s'organitzen en una **xarxa cristal·lina**. L'enllaç i3nic **NO forma molècules**. La **f3rmula** del compost i3nic **indica la proporci3** en què es combinen els àtoms, expressada amb els nùmeros més senzills.

ACTIVITATS

19. Estudia la f3rmula dels compostos i3nics que resulten de la combinaci3 de:

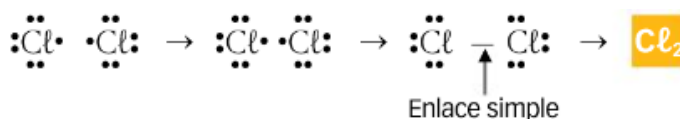
- a) Ca i O
- b) Rb i S
- c) Al i I
- d) Fe i Mg

5.2. Enllaç covalent.

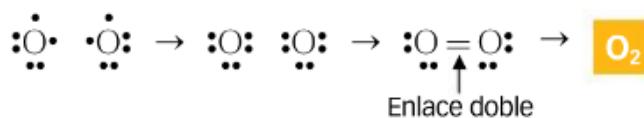
Quan es combinen **àtoms d'elements no metà·lics entre si**, l'única possibilitat que assolisquen la configuraci3 de gas noble és **compartint electrons**.

Lewis va proposar representar els enllaços covalents entre àtoms utilitzant els símbols dels elements i punts per als electrons de valència. En un **diagrama de Lewis** cada parell d'electrons compartits es representa mitjançant una ratlla entre els dos àtoms.

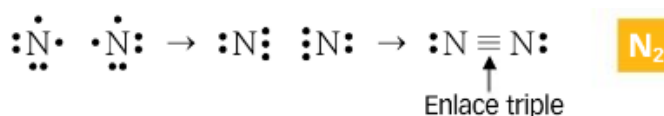
- Cl₂ → Cada àtom de Cl té 7 electrons de valència (Cl: [Ne] 3s² 3p⁵). Si entre dos àtoms de Cl comparteixen un parell d'electrons, tots dos assoleixen la configuraci3 de gas noble (enllaç covalent simple).



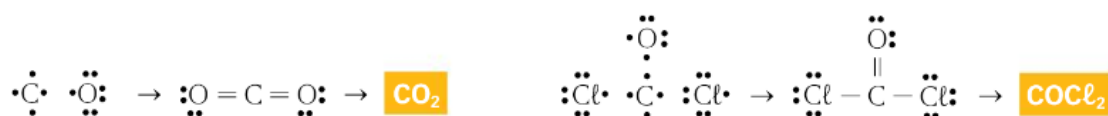
- $O_2 \rightarrow$ Cada àtom d'O té 6 electrons de valència (O: [He] $2s^2 2p^4$). Cada àtom d'O ha de compartir dos parells d'electrons per assolir la configuració de gas noble (enllaç covalent doble).



- $N_2 \rightarrow$ Cada àtom de N té 5 electrons de valència (N: [He] $2s^2 2p^3$). Cada àtom de N ha de compartir tres parells d'electrons per assolir la configuració de gas noble (enllaç covalent triple).



En una mateixa molècula covalent es poden donar diferents tipus d'enllaços covalents:



La majoria de substàncies covalents formen **molècules**, estructures neutres en què un grup concret d'àtoms no metàl·lics s'uneixen sempre de la mateixa manera. Els **àtoms** poden ser **iguals** (**substància simple**: H_2 , O_2) o **diferents** (**compost**: H_2O , CO_2).

La **fórmula** d'una **molècula** indica el **nombre d'àtoms de cada element que la formen**, i no només la proporció.

Algunes substàncies covalents formen cristalls. Un nombre indeterminat d'àtoms s'uneixen els uns als altres mitjançant enllaços covalents.

| Diamante | Grafito | Sílíce (cuarzo) |
|--|---|--|
|  |  |  |
| Cada àtom de C està unido a cuatro àtomos de C con enlaces covalentes. Es un cristal perfecto e incoloro. Es el material más duro. También es un aislante eléctrico. | Cada àtom de C se une a tres àtomos de C con enlaces covalentes formando capas. A cada àtom le queda 1 electrón que no forma enlace covalente, lo que hace que su color sea oscuro y pueda conducir electricidad. | Su fórmula es SiO_2 . Todos los àtomos están unidos por enlaces covalentes, formando una red cristalina tridimensional. La sustancia que resulta (cuarzo o arena) es dura y aislante de la electricidad. |

ACTIVITATS

20. Estudia la fórmula dels compostos covalents que resulten de la combinació de:

a) Cl i O

b) H i S

c) Br i N

d) F i C

21. El cloroform i l'aigua oxigenada són compostos covalents de fórmula $CHCl_3$ i H_2O_2 , respectivament. Dibuixa les estructures de Lewis de cadascun.

