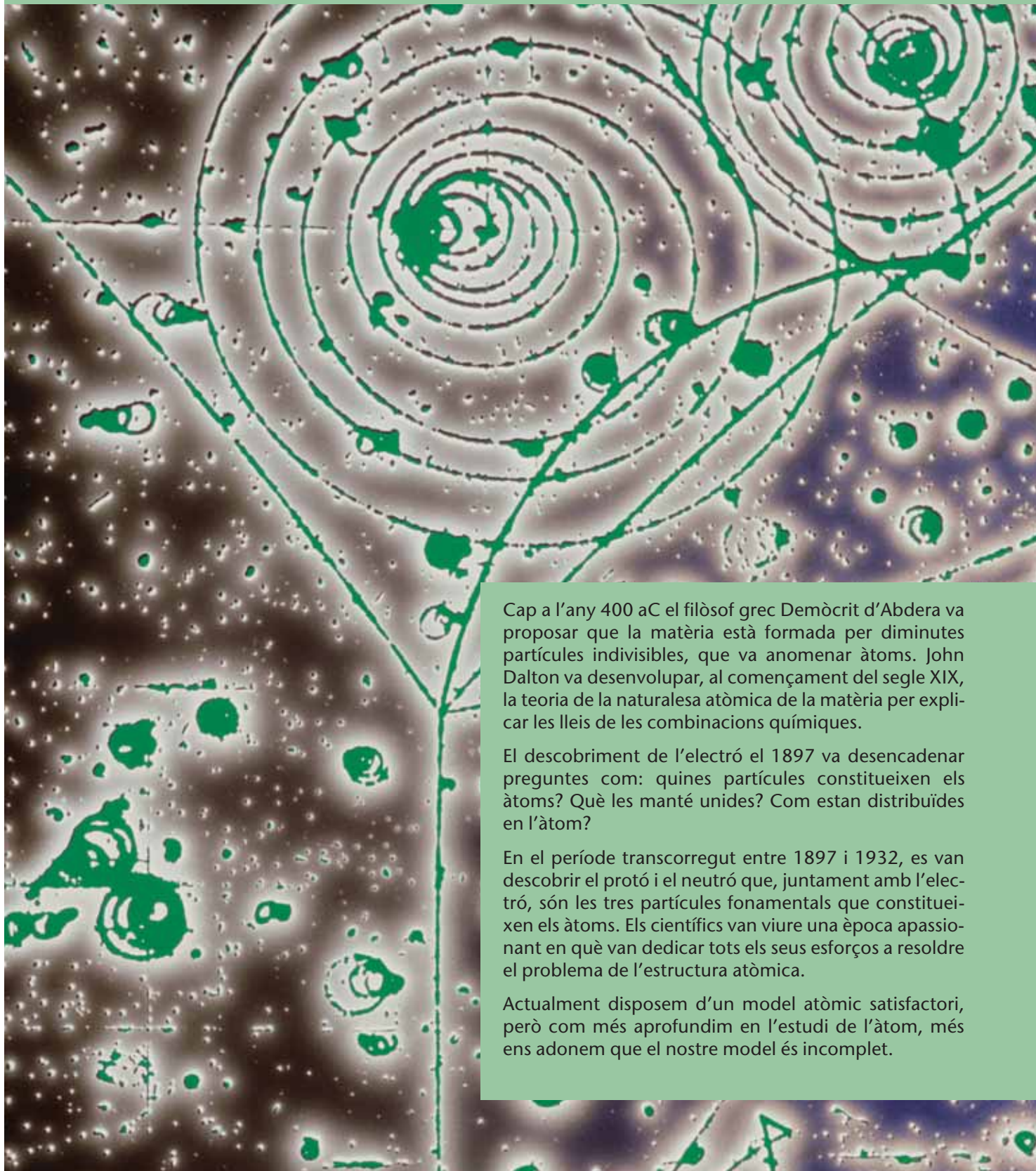


5 | Estructura atòmica.

Taula periòdica



Cap a l'any 400 aC el filòsof grec Demòcrit d'Abdera va proposar que la matèria està formada per diminutes partícules indivisibles, que va anomenar àtoms. John Dalton va desenvolupar, al començament del segle XIX, la teoria de la naturalesa atòmica de la matèria per explicar les lleis de les combinacions químiques.

El descobriment de l'electró el 1897 va desencadenar preguntes com: quines partícules constitueixen els àtoms? Què les manté unides? Com estan distribuïdes en l'àtom?

En el període transcorregut entre 1897 i 1932, es van descobrir el protó i el neutró que, juntament amb l'electró, són les tres partícules fonamentals que constitueixen els àtoms. Els científics van viure una època apassionant en què van dedicar tots els seus esforços a resoldre el problema de l'estructura atòmica.

Actualment disposem d'un model atòmic satisfactori, però com més aprofundim en l'estudi de l'àtom, més ens adonem que el nostre model és incomplet.

1 | L'estructura atòmica de la matèria

Una de les grans preocupacions dels homes de ciència ha estat la de saber com està constituïda la matèria. Ja els filòsofs de l'antiga Grècia van imaginar que la matèria és **discontínua**, és a dir que està formada per petites partícules que van anomenar **àtoms**, paraula que vol dir indivisible.

John Dalton va desenvolupar, al començament del segle XIX, la teoria de la naturalesa atòmica de la matèria per poder explicar raonadament les lleis de la combinació química. Aquesta teoria ha estat exposada a la unitat 1.



1. Monedes gregues de deu dracmes amb l'efígie de Demòcrit a la cara i un model atòmic a la creu. Demòcrit d'Abdera va ensenyar que la matèria era discontínua i formada per àtoms, que eren eters, indivisibles, però que eren diferents de forma segons la matèria que constituïen.

Al final del segle XIX i durant el segle XX es van produir una sèrie de descobriments que indicaven que les partícules últimes que constitueixen la matèria no són esferes compactes i indivisibles, com havia imaginat Dalton, sinó que els àtoms estan formats al seu torn per unes altres partícules, fonamentalment **electrons**, **protons** i **neutrons**, anomenades **partícules subatòmiques**. Així, doncs, els àtoms posseeixen una determinada estructura interna.

El descobriment de l'electró l'any 1897, el del protó l'any 1906 i el del nucli de l'àtom el 1911 constitueixen tres fites fonamentals que marquen el punt de partida de la química moderna. A més, el descobriment dels **isòtops** –àtoms d'un mateix element amb massa diferent– va demostrar que no tots els àtoms d'un mateix element posseeixen la mateixa massa, tal com creia Dalton.

Veurem ara quins fets i quins descobriments van servir per demostrar l'existència de l'electró, del protó i del nucli de l'àtom, és a dir, que van portar a la idea que **els àtoms són divisibles**.

2 | El descobriment de l'electró

L'existència de l'electró, la mesura de la seva càrrega i de la seva massa, es van verificar principalment a través de tres fenòmens:

- L'electròlisi
- Les descàrregues elèctriques en un tub de gas enrarit
- La radioactivitat natural

Posteriorment, l'estudi dels **espectres atòmics** de substàncies elementals en fase gasosa va permetre d'establir la manera com estaven distribuïts els electrons a l'àtom, és a dir, la seva **estructura electrònica**.

La interpretació dels fenòmens de l'electròlisi

A partir del 1800, i gràcies al descobriment de les piles, es començà a fer servir l'electricitat per produir reaccions químiques. De seguida es va observar que les dissolucions dels àcids, dels hidròxids i de les sals condueixen el corrent elèctric.

Les substàncies que, un cop dissoltes, són conductores del corrent elèctric, s'anomenen **electròlits**.

Així, per exemple, si es dissol clorur de coure (II), CuCl_2 , en aigua i s'introdueixen en aquesta solució dos elèctrodes units a una pila, el corrent elèctric circula a través de la solució i es diposita coure a l'elèctrode negatiu, anomenat càtode, i

es desprèn gas clor a l'elèctrode positiu, anomenat **ànode**. Aquesta transformació química, produïda pel corrent elèctric, rep el nom d'**electròlisi**.

Per explicar la conductivitat elèctrica dels electròlits, el químic suec Svante August Arrhenius formulà l'atrevida hipòtesi que els electròlits estan dissociats en ions, carregats elèctricament. Quan es connecten els elèctrodes a la pila, els ions positius es dirigeixen al càtode i els negatius, a l'ànode.

Fou Michael Faraday qui, l'any 1833, va relacionar la càrrega elèctrica utilitzada en una electròlisi i la quantitat d'element dipositat o desprès en els elèctrodes. Va constatar, experimentalment, que per dipositar 108 g de plata (massa atòmica 108) en el càtode, calen 96 500 C. En 108 g de plata hi ha $6,02 \times 10^{23}$ àtoms d'aquest element. Cal la mateixa quantitat d'electricitat, 96 500 C, per tal d'obtenir 35,5 g de clor (massa atòmica 35,5) a l'ànode. En 35,5 g de clor hi ha $6,02 \times 10^{23}$ àtoms de clor.

Com es poden interpretar aquests resultats?

Els resultats experimentals obtinguts per Faraday van ser raonats, anys més tard, per G. Johnstone Stoney, el qual va proposar que els àtoms han de tenir una estructura interna de naturalesa elèctrica i que l'electricitat ha de ser divisible i ha d'estar formada per petites partícules. Cada «partícula» d'electricitat és la que necessita un ió monovalent positiu per dipositar-se en el càtode. Així:



De manera anàloga, quan es diposita un ió monovalent a l'ànode, es desprèn una «partícula d'electricitat»:



En 96 500 C de càrrega hi ha d'haver $6,02 \times 10^{23}$ partícules d'electricitat negatives. Per tant, la càrrega de cada partícula és :

$$\frac{96\,500 \text{ C}}{6,02 \times 10^{23} \text{ partícules negatives}} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C / partícula negativa}$$

Stoney va donar el nom d'**electró** a aquesta partícula d'electricitat negativa, la càrrega de la qual és de $1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$.

Si el raonament de Stoney era cert, els àtoms podien captar electrons o cedir-ne, és a dir, que els electrons serien partícules constitutives dels àtoms, i aquests no serien indivisibles i compactes com creia Dalton.

Fins al 1897 no es trobà la prova experimental de l'existència de l'electró. En aquest sentit foren decisives les experiències de descàrregues elèctriques en gasos a baixa pressió.

Descàrregues elèctriques en un tub de gas a baixa pressió

A diferència dels metalls o dels electròlits, els gasos no tenen càrregues elèctriques lliures que puguin desplaçar-se per acció del camp elèctric, de manera que, a pressió atmosfèrica normal, són mals conductors de l'electricitat. L'aire, per exemple, és normalment un dielèctric (aïllant) i si alguna vegada presenta una lleugeríssima conductivitat és perquè conté ions gasosos. Però els gasos esdevenen millors conductors a mesura que disminueix la seva pressió. Aquest fet es pot observar en tubs



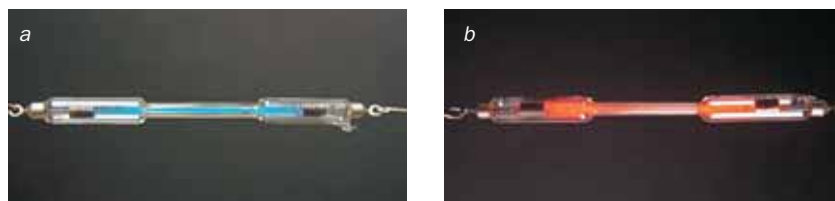
2. La **cel·lula electrolítica** conté una solució de clorur de coure (II). Quan circula el corrent es produeixen canvis químics a la superfície dels elèctrodes: es diposita coure a sobre del càtode (–) i es desprèn diclor a l'ànode (+).

Faraday, amb els seus experiments sobre l'electròlisi, ja va intuir que hi havia una relació entre matèria i electricitat, però no va arribar a la conclusió de Stoney, segons el qual els àtoms haurien de tenir una estructura interna de naturalesa elèctrica i que l'electricitat hauria d'estar formada per "partícules".

tancats, proveïts de dos elèctrodes i connectats a una bomba de buit, anomenats **tubs de descàrrega**.

Quan la diferència de potencial aplicada entre els elèctrodes és elevada, els pocs ions presents en el gas són accelerats pel camp elèctric i l'energia cinètica que adquireixen és capaç d'ionitzar d'altres molècules per xoc. Com que les molècules del gas estan molt separades les unes de les altres, els ions formats poden adquirir una elevada energia cinètica i produir nous ions en cadascun dels xocs.

Quan el voltatge aplicat al tub és molt alt i la pressió al seu interior és molt baixa, s'observen una sèrie de descàrregues lluminoses que l'omplen completament (Fig. 3). Si la pressió del gas disminueix molt, la paret de vidre oposada al càtode es torna **fluorescent** i emet una llum dèbil.



3. Descàrregues lluminoses en gasos a baixa pressió. a) Dihidrogen. b) Neó.



4. Quan col·loquem una creu en la trajectòria dels raigs catòdics, la seva ombra es projecta damunt de la paret del tub de vidre.

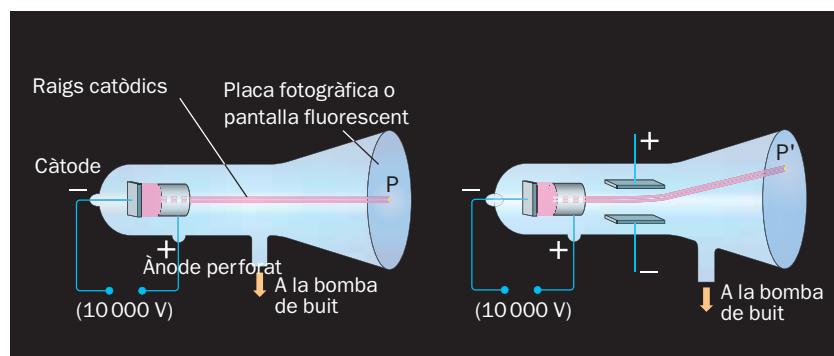
Si es col·loca un obstacle a dins del tub, a la zona compresa entre el càtode (-) i l'ànode (+), la seva ombra apareix a la paret oposada (Fig. 4).

Tot sembla indicar que la fluorescència de la paret de vidre oposada al càtode i les ombres d'obstacles és deguda a una mena de «raigs» que surten del càtode i es dirigeixen cap a l'ànode, i que per això reben el nom de **raigs catòdics**.

Si col·loquem en la seva trajectòria un molinet lleuger, les aspes d'aquest comencen a girar, cosa que permet pensar que els raigs catòdics es comporten també com partícules materials amb una certa energia cinètica. Es dedueix doncs que els raigs catòdics tenen un **caràcter corpuscular**.

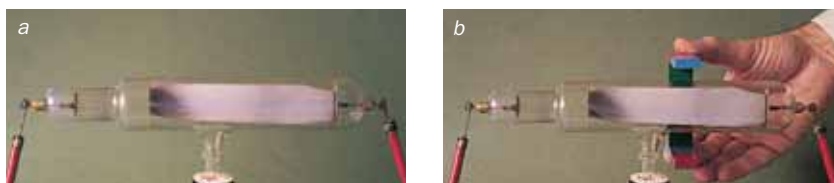
La naturalesa dels raigs catòdics va ser estudiada pel físic anglès J. J. Thomson (1856-1940) mitjançant un tub de descàrrega amb l'ànode perforat a fi d'obtenir un feix fi d'aquests raigs. Quan se sotmet aquest feix de raigs catòdics a l'acció del camp elèctric creat entre dues plaques, una positiva i l'altra negativa (Fig. 5), es desvien cap a la placa positiva, cosa que demostra que tenen **càrrega negativa**. A més, el fet que no siguin captats, sinó només desviats, per la placa positiva, demostra que posseeixen certa inèrcia, és a dir, que **tenen massa**.

La **luminiscència** consisteix en l'absorció d'energia per part d'un cos i la posterior reemissió en forma de radiació de major longitud d'ona. Si la reemissió es produeix immediatament després de l'absorció es parla de **fluorescència**. En canvi, si la reemissió es fa gradualment al llarg d'un cert temps, es parla de **fosforescència**.



5. Si els raigs catòdics són sotmesos a l'acció d'un camp elèctric, en lloc de xocar en el punt P de la pantalla ho fan en un altre punt P'.

Els camps magnètics també desvien la trajectòria dels raigs catòdics (Fig. 6) i confirmen així que els raigs estan formats per càrregues negatives.



6. a) Descàrrega elèctrica en un tub que conté un gas enrarit. La descàrrega s'ha diafragmat per tal de fer-la visible en xocar contra una placa fluorescent de sulfur de zinc. b) El feix de raigs catòdics és desviat per un camp magnètic en el sentit que correspon a càrregues negatives.

Tots aquests experiments van permetre a J. J. Thomson arribar a la conclusió que els raigs catòdics eren **partícules materials carregades negativament**. Aquestes partícules van ser anomenades **electrons**.

Si els raigs catòdics estan formats per partícules amb **càrrega i massa**, serà convenient determinar-les. Thomson no les va poder calcular per separat, però sí la relació entre la seva càrrega i la seva massa. Posteriorment Millikan en mesurà la càrrega i trobà un valor d' $1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$, la qual cosa dona un valor per a la massa de $9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$. Aquests valors són independents del tipus de gas que ompli el tub de raigs catòdics i de la naturalesa dels elèctrodes.

Com que les partícules negatives que formen els raigs catòdics procedeixen de la matèria, i aquesta està formada per àtoms, els electrons formen part dels àtoms.

La radioactivitat natural

La radioactivitat natural subministra una altra via important que confirma l'existència dels electrons dins dels àtoms. Descoberta per Henry Becquerel el 1896 fou estudiada, entre d'altres, pel matrimoni Curie (Marie Skłodowska i Pierre Curie).

Aquests investigadors s'adonaren que els minerals d'urani emeten espontàniament radiacions que, en ser sotmeses a l'acció d'un camp elèctric, s'escindeixen en tres parts (Fig. 8):

- La radiació que es desvia cap a la placa negativa s'anomena **radiació alfa (α)**. Està constituïda per partícules, que són nuclis d'heli. Per això, es diu també que està formada per **partícules alfa**.
- La radiació que es desvia cap a la placa positiva s'anomena **radiació beta (β)** o també partícules beta. Becquerel comprovà que **les partícules β i els raigs catòdics eren idèntics**: ambdós estaven formats per electrons.
- La radiació que no es desvia és la **radiació gamma (γ)**, que està constituïda per ones electromagnètiques de longitud d'ona molt curta. Després de l'emissió d'una partícula α o β , el nucli de l'àtom queda excitat i emet l'excés d'energia en forma de radiació γ .

La radioactivitat natural confirma també que els electrons són constituents dels àtoms, i ens facilita molta informació sobre la constitució dels nuclis dels àtoms.

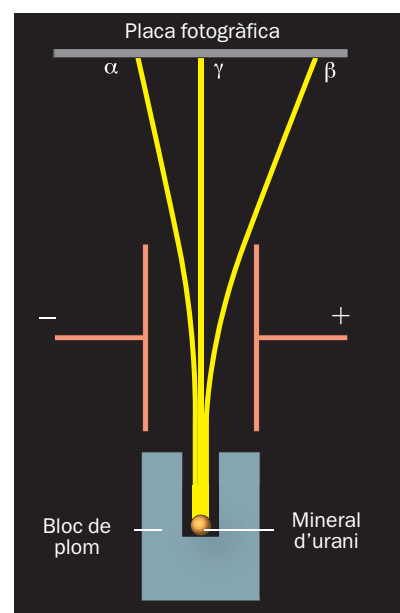
Característiques físiques dels electrons:

Càrrega: $1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$

Massa: $9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$

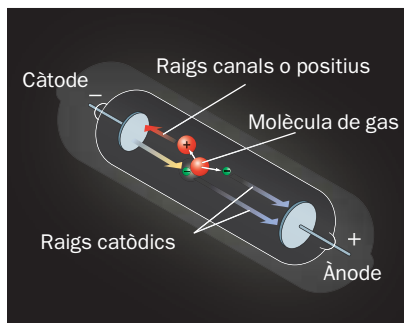


7. Pierre i Marie Curie van estudiar a fons els materials radioactius, en particular l'urani. L'any 1903 van guanyar conjuntament el premi Nobel de Física. A la mort de Pierre, Marie va seguir investigant i va guanyar també el premi Nobel de Química, cosa que la convertí en la primera persona que obtenia aquest guardó per dues disciplines diferents.



8. Les desviacions que experimenten les radiacions emeses per un material radioactiu permeten identificar els raigs α com a càrregues positives, els raigs β com a càrregues negatives i els raigs γ com a elèctricament neutres.

3 | El descobriment del protó



9. Descàrregues elèctriques en un tub de raigs catòdics. Els electrons, en xocar amb els àtoms o les molècules neutres de gas els ionitzen, i els ions positius són accelerats cap al càtode.



10. La lluminositat que s'observa a través del càtode perforat correspon als raigs positius o canals.

Els electrons que es desplacen dins del tub de raigs catòdics des del càtode (-) cap a l'ànode (+) ionitzen, per xoc, els àtoms o molècules del gas que conté aquest tub. D'aquesta manera s'originen en el tub ions positius que són atrets cap al càtode (Fig. 9).

Si el càtode és perforat, com el que s'observa a la figura 10, els ions positius passen a través dels forats o canals com a conseqüència de la seva energia cinètica i es projecten contra el fons del tub, produint una dèbil lluminositat.

Aquests raigs que passen a través de les perforacions del càtode i xoquen amb la paret del tub foren denominats per Goldstein, el 1886, **raigs canals, anòdics o positius**, pel fet que estan constituïts precisament per ions d'aquest signe.

Quan s'analitza la naturalesa d'aquests raigs pel mateix procediment usat en el cas dels raigs catòdics, s'observa que els raigs anòdics estan formats per partícules positives de massa molt més gran que la dels electrons. Però, a diferència del que passa amb els raigs catòdics, la relació càrrega/massa d'aquestes partícules positives depèn de la naturalesa del gas contingut en el tub.

Quan el tub conté l'element més lleuger de tots –l'hidrogen– les partícules dels raigs canals tenen una càrrega igual a la de l'electró, però de signe contrari, i una massa similar a la de l'àtom d'hidrogen.

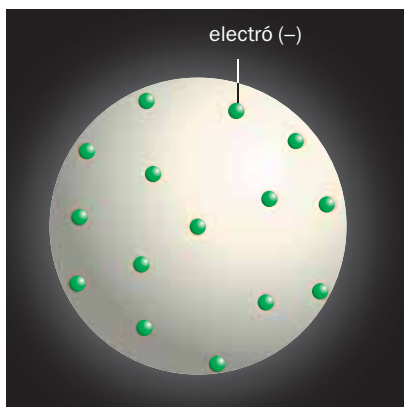
Com que amb experiments de descàrregues en gasos no va ser possible aïllar partícules de massa menor que la de l'ió H^+ , es va concloure que aquesta era la partícula més lleugera amb càrrega positiva que es troba en un àtom. Ernest Rutherford, físic neozelandès, va anomenar aquesta partícula de càrrega positiva **protó** (del grec *protos*, el primer).

4 | El primer model atòmic. El model atòmic de J. J. Thomson

Un cop descoberts l'electró i el protó, els científics van començar a imaginar quina estructura tindrien els àtoms.

No fou difícil avaluar el volum i el diàmetre dels àtoms. A més, com que els àtoms són habitualment neutres, posseeixen el mateix nombre de protons que d'electrons. Atès que el protó té una massa molt més gran que l'electró, la major part de la massa d'un àtom correspon a la càrrega positiva, que se suposava que havia d'ocupar la major part del volum de l'àtom.

J. J. Thomson va suggerir que l'àtom és una esfera uniforme d'electricitat positiva on es troben immersos els electrons, molt separats els uns dels altres a causa de les forces de repulsió. Alguna cosa semblant a un plum-cake, la massa del qual representaria la càrrega positiva, i les panses, els electrons (Fig. 11). Aquest model explica perfectament per què els àtoms són neutres i per què, quan es perden algun o alguns electrons, l'àtom s'ionitza.



11. Model atòmic de J. J. Thomson (1904).

5 | El descobriment del nucli de l'àtom. El model atòmic de Rutherford

Malgrat l'atractiva simplicitat que presenta el model atòmic de J. J. Thomson, va resultar completament inadequat per explicar els experiments de dispersió de les partícules α realitzats el 1911 per Geiger i Marsden, col·laboradors d'Ernest Rutherford.

Geiger i Marsden van col·locar una mostra d'una substància radioactiva que emetia partícules α dins d'un cilindre de plom en el qual havien practicat un petit orifici a fi d'obtenir un feix finíssim d'aquestes partícules (Fig. 12).

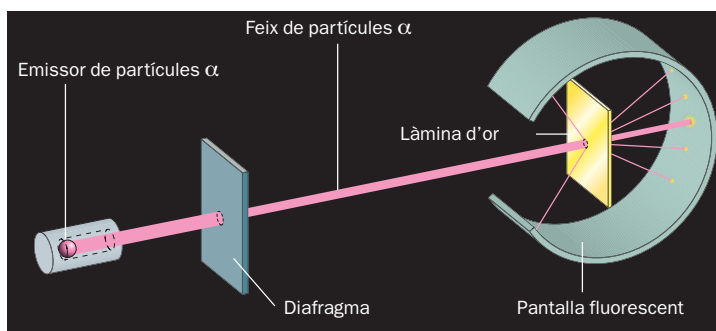
Se sabia que les partícules α eren ions positius d'heli, amb una massa aproximada d'unes quatre vegades la de l'àtom d'hidrogen. El feix de partícules α es dirigia contra una fina làmina d'or al voltant de la qual es van col·locar pantalles recobertes de sulfur de zinc, que produeixen una espurna cada vegada que una partícula α impacta al seu damunt. Si la càrrega positiva estava uniformement repartida a l'àtom, s'esperava que aquestes partícules travessarien la làmina, i experimentarien com a màxim una lleugera desviació. I, efectivament, la immensa majoria de les partícules α travessaven la làmina sense experimentar cap canvi sensible de direcció, però una fracció petita es desviava intensament i fins i tot algunes partícules sorprenentment eren repel·lides per la làmina.

L'explicació d'aquestes desviacions obligà Rutherford a postular un model atòmic completament nou.

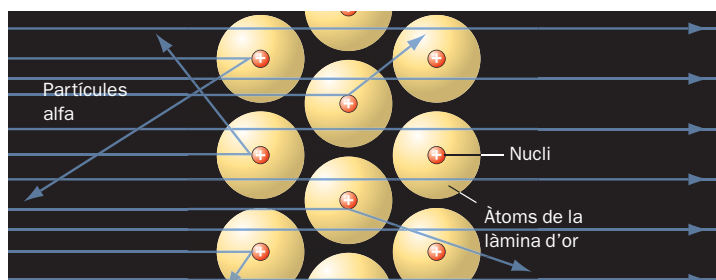
Rutherford va raonar els experiments de Geiger i Marsden d'aquesta manera: el nombre de partícules α que travessen la làmina d'or sense desviar-se permet suposar que passen lliurement a través dels àtoms d'or i que, en conseqüència, aquests estan pràcticament buits. Com que les partícules α estan carregades positivament i dotades d'una elevada energia cinètica, les desviacions i fortes repulsions que experimenten algunes de les partícules s'expliquen si s'admet que a l'àtom hi ha una **concentració de càrrega positiva** que és la causant de les intenses forces de repulsió que experimenten les partícules α que hi passen a prop (Fig. 13).

També va deduir que aquesta força de repulsió havia de ser exercida per un cos de massa considerable, perquè un cos lleuger seria arrossegat per les partícules α , més pesants.

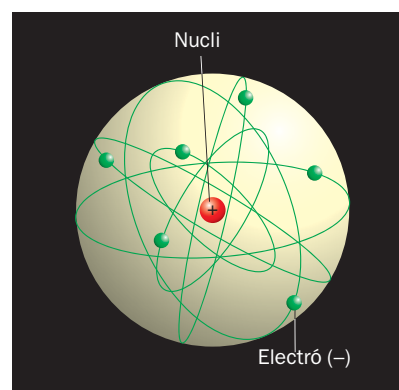
Segons el model de Rutherford, que substituïa el de Thomson, en els àtoms es distingeixen dues zones completament diferents: **el nucli**, on queda concentrada tota la càrrega positiva i gairebé tota la massa, i al voltant del nucli una zona denominada **embolcall** o **capa electrònica**, en la qual giren els electrons (Fig. 14).



12. Dispositiu experimental utilitzat per Geiger i Marsden per a l'observació de la dispersió de les partícules α .



13. Un àtom amb un nucli positiu dens és capaç de desviar intensament les partícules α .



14. Segons el model atòmic de Rutherford, en el nucli queda concentrada tota la càrrega positiva de l'àtom i pràcticament tota la seva massa. Els electrons giren al voltant del nucli.

6 | Càrrega i dimensions del nucli de l'àtom

*Característiques del nucli atòmic:
Diàmetre del nucli : 10^{-14} a 10^{-15} m
 $\frac{\text{Diàmetre de l'àtom}}{\text{Diàmetre del nucli}} \approx 10^4$ a 10^5*

Les desviacions que experimenten les partícules α quan passen a prop del nucli de l'àtom depenen, en gran part, de la càrrega que aquest posseeix. Així, si comparem les desviacions experimentades per les partícules α quan travessen làmines de metalls diferents, es disposa d'un mètode experimental per conèixer les càrregues dels nuclis. Va resultar que tots els àtoms d'un mateix element tenen la mateixa càrrega nuclear positiva i que aquesta càrrega sempre és un múltiple de la càrrega del protó.

Les dimensions dels nuclis són molt petites; varien entre 10^{-15} i 10^{-14} m. Com que els àtoms tenen una grandària de l'ordre dels 10^{-10} m, el diàmetre del nucli resulta entre deu mil i cent mil vegades més petit que el de l'àtom. L'àtom està gairebé buit del tot.

7 | Dificultats del model de Rutherford

Malgrat que el model atòmic de Rutherford ha representat una fita molt important en la història de la química i que va ser universalment acceptat, presenta dues dificultats.

La primera fa referència a la massa de l'àtom. Segons el model de Rutherford, tota la càrrega positiva i la major part de la massa de l'àtom es concentren en el nucli. Però la massa total dels protons i dels electrons no és la massa total de l'àtom i per això Rutherford va suposar que existia una altra partícula en el nucli. Aquesta no fou descoberta fins al 1932, per Chadwick. Ens referim al **neutró**. El neutró no té càrrega elèctrica i la seva massa és pràcticament igual a la del protó.

La segona dificultat que presenta el model atòmic de Rutherford és que no proporciona una imatge correcta de com estan situats els electrons. Se suposa que descriuen òrbites al voltant del nucli. Però aquesta imatge, encara que resulta atractiva, és incompatible amb les lleis de la física clàssica, segons les quals els electrons, en girar al voltant del nucli, perdrien energia i es precipitarien en espiral damunt d'aquest. Tanmateix, els electrons giren al voltant del nucli i els àtoms són estables. Com s'explica això? Més endavant raonarem aquest fet i ens ocuparem de l'embolcall electrònic.

El fet que el model atòmic de Rutherford superi el model de Thomson en l'explicació de l'estructura de l'àtom posa de manifest una de les característiques del mètode científic: quan un model o una teoria no superen l'experimentació, cal cercar un nou model o teoria per explicar els nous resultats experimentals.

8 | El model atòmic actual

Actualment, els científics estan d'acord a considerar que el nucli de l'àtom està format, fonamentalment, per dues classes de partícules: els protons i els neutrons. L'embolcall està constituït pels electrons.

RECORDA QUE

- El nombre de protons que hi ha al nucli dels àtoms d'un element s'anomena **nombre atòmic** d'aquest element. A cada element químic li correspon un nombre atòmic determinat.
- Anomenem **nombre de massa** d'un àtom el nombre total de protons més el de neutrons.
- El nombre de neutrons no serveix per caracteritzar un element perquè els nuclis dels àtoms d'un mateix element poden tenir diferent nombre de neutrons. Els àtoms d'un mateix element que tenen diferent nombre de neutrons s'anomenen isòtops.

9 | La massa dels àtoms

Les masses dels àtoms són tan extraordinàriament petites que, per mesurar-les adequadament, els químics han escollit una unitat de massa en el món mateix de l'àtom: la **unitat de massa atòmica**.

RECORDA QUE

- La **unitat de massa atòmica** és la massa de la dotzena part d'un àtom de carboni-12.
- La **massa atòmica relativa** o **pes atòmic** és el quocient entre la massa mitjana d'un àtom de l'element i la dotzena part de la massa d'un àtom de carboni-12. La massa atòmica d'un àtom és la mitjana ponderada de les masses dels isòtops que formen l'element.

A la taula adjunta figuren el símbol, la càrrega i la massa (en quilograms i en unitats de massa atòmica) de les tres principals partícules subatòmiques:

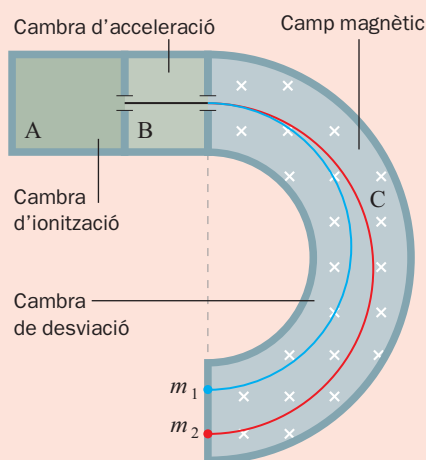
Partícula	Símbol	Càrrega	Massa en quilograms	Massa en unitats de massa atòmica
Neutró	${}_0^1\text{n}$	0	$1,675 \times 10^{-27}$	1,00866
Protó	${}_1^1\text{p}$	+1	$1,673 \times 10^{-27}$	1,007277
Electró	${}_{-1}^0\text{e}$	-1	$9,109 \times 10^{-31}$	0,0005486

Actualment per determinar les masses dels àtoms s'utilitzen els **espectròmetres de masses**, aparells amb els quals s'aconsegueix determinar amb gran exactitud les masses dels diferents isòtops d'un element i, al mateix temps, la proporció relativa de cadascun.

DOCUMENT

Espectròmetre de masses

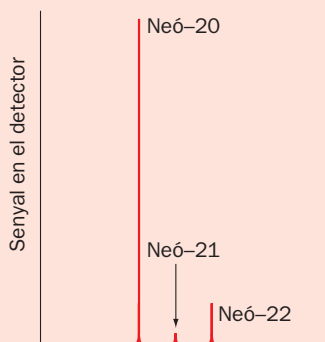
Un espectròmetre de masses és un aparell destinat a determinar l'abundància relativa dels isòtops d'un element i les seves masses.



Fixa't en l'espectròmetre de masses esquematitzat a la figura. Els àtoms de l'element, la massa dels quals volem determinar, es col·loquen, en forma de gas o de vapor, a la cambra d'ionització (A) i s'exposen a un feix d'electrons perquè s'ionitzin. Aquests ions són accelerats elèctricament a la cambra d'acceleració (B), per ser desviats, posteriorment, a la cambra de desviació (C), on estan sotmesos a un camp magnètic uniforme. A conseqüència d'això, descriuen trajectòries circulars, el radi de les quals depèn de les seves càrregues i masses. D'aquesta manera, es poden separar els diferents isòtops d'un element químic i calcular-ne càrrega i la massa si coneixem el valor del camp magnètic aplicat per desviar-lo.

El primer espectròmetre de masses fou dissenyat l'any 1913 per Thomson, que el va utilitzar per separar els ions del neó, Ne^+ i Ne^{2+} .

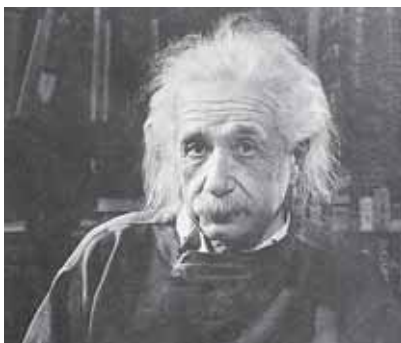
DOCUMENT



Amb l'ajut de l'espectròmetre de masses se sap que la majoria dels àtoms d'una mostra de neó tenen una massa de $3,32 \times 10^{-26}$ kg, unes 20 vegades la de l'hidrogen, d'altres presenten una massa 22 vegades la de l'hidrogen i, uns pocs, 21 vegades la de l'hidrogen.

L'espectròmetre de masses indica que una mostra de neó pur està constituïda per tres isòtops: el neó-20, el neó-21 i el neó-22. L'alçada del senyal obtingut en el detector ens indica el percentatge de cadascun dels isòtops.

10 | Defecte de massa i estabilitat nuclear



15. El físic alemany Albert Einstein és considerat un dels científics més importants de tots els temps. Les seves teories han ajudat a transformar la concepció de l'univers. Va ser el creador de la teoria general i especial de la relativitat. Premi Nobel de Física el 1921. La relació que va establir entre massa i energia ha permès preveure i fer ús de fonts inesgotables d'energia. L'element $Z = 99$ s'anomena einsteni en honor seu.

Experimentalment es constata que la massa del nucli d'un àtom és sempre lleugerament menor que la suma de les masses dels protons i neutrons que el constitueixen. Així, per exemple, la massa d'un nucli d'heli, ${}^4_2\text{He}$, determinada amb l'espectròmetre de masses, és 4,0026 unitats de massa atòmica. Sabem que la massa del protó és 1,0073 i la del neutró, 1,0087. Si sumem les masses dels dos protons i dels dos neutrons que formen el nucli de l'heli, obtenim aquest resultat:

$$2 \times 1,0073 + 2 \times 1,0087 = 4,0320 \text{ unitats de massa atòmica}$$

Per tant, la massa d'un nucli d'heli hauria de ser 4,0320, quan de fet és 4,0026.

La diferència de massa entre la suma de les masses de les partícules que constitueixen el nucli, i la massa real del nucli, rep el nom de defecte de massa. En aquest cas, el **defecte de massa** és $4,0320 - 4,0026 = 0,0294$ unitats de massa atòmica. Què ha passat amb la massa que manca en el nucli de l'heli?

Segons la teoria de la relativitat d'Einstein, **la massa pot transformar-se en energia i viceversa**. Segons aquesta teoria, tot sistema material de massa m , en repòs, té una energia E :

$$E = m c^2$$

en la qual c és la velocitat de la llum en el buit: $c = 3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$.

Per tant, si un sistema material allibera una energia ΔE a l'exterior, la massa disminueix en $\Delta m = \Delta E/c^2$. Si el sistema capta una energia ΔE , la seva massa augmenta en $\Delta m = \Delta E/c^2$.

El quocient entre l'energia total alliberada en formar-se un nucli i el nombre total de nucleons que aquest conté s'anomena **energia d'enllaç per nucleó**.

Quan es forma el nucli d'un àtom a partir de protons i neutrons, s'allibera una gran quantitat d'energia, la mateixa que cal per descompondre un nucli en els seus protons i neutrons. El fet que s'alliberi tanta energia fa pensar que deuen existir forces molt intenses entre les partícules nuclears. És a dir, **l'estabilitat del nucli és elevadíssima**. Per això, en el transcurs d'una reacció química, encara que aquesta sigui molt exotèrmica, els nuclis dels àtoms romanen sempre inalterats.

Una unitat d'energia molt utilitzada en el món de l'àtom és l'electró-volt (eV) perquè és una unitat més adequada que el joule. 1 eV és l'energia que adquireix un electró quan és accelerat entre dos punts, la diferència de potencial dels quals és d'un volt. El seu valor en joule és: $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$.

11 | Les ones electromagnètiques

Una de les fonts fonamentals d'informació per conèixer l'estructura electrònica dels àtoms és l'**espectroscòpia**, que s'ocupa de les anàlisis de la llum i altres classes de radiació emeses o absorbides pels àtoms.

Conèixer què és la llum i com s'origina permetrà aprofundir en l'estudi de l'estructura electrònica dels àtoms.

Els fenòmens en què intervé la llum s'expliquen si admetem que es tracta d'un moviment ondulatori que es propaga en forma d'**ones transversals**.

RECORDA QUE

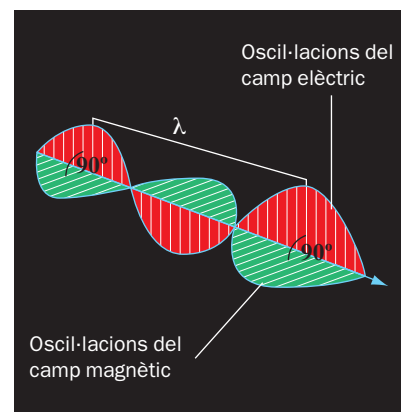
- Una ona és una pertorbació que es propaga a l'espai sense transport de matèria, produïda quan alguna cosa vibra o oscil·la.
- Quan la direcció de la pertorbació és perpendicular a la direcció en què es propaga, es diu que l'ona originada és **transversal**. Per exemple, les ones originades en pertorbar la superfície de l'aigua són ones transversals perquè les partícules de l'aigua oscil·len en direcció perpendicular a la de propagació de l'ona.
- Una ona és longitudinal quan les oscil·lacions o vibracions tenen la mateixa direcció de propagació de l'ona. Per exemple, el so és una ona longitudinal perquè les molècules de l'aire vibren en la mateixa direcció de propagació de la pertorbació.
- La **longitud d'ona** λ és la distància entre dos punts consecutius d'una ona que es troben en fase, és a dir, que es troben en el mateix estat d'oscil·lació.
- El **període** T és el temps que tarda una ona a recórrer una longitud d'ona.
- La **frequència** ν és el nombre de cicles o oscil·lacions per unitat de temps.
- La **velocitat de propagació** d'una ona es calcula pel quocient $c = \frac{\lambda}{T} = \lambda\nu$.

Quin tipus de pertorbació origina les ones transversals de la llum? Quina és la naturalesa d'aquestes ones?

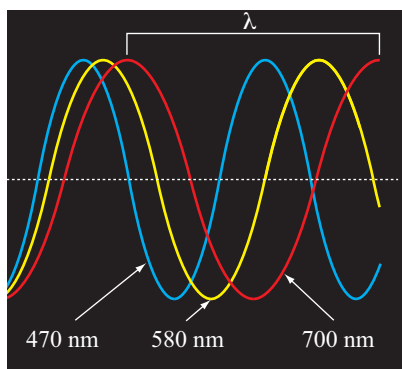
Ja saps que una càrrega elèctrica en repòs crea al seu voltant un camp elèctric i, si la càrrega elèctrica es mou, crea, a més, un camp magnètic. Si la càrrega elèctrica es mou amb una velocitat constant, la seva energia no varia, però si el seu moviment és accelerat emet energia radiant en totes les direccions en forma d'ones transversals.

La propagació en forma d'ones transversals d'un camp elèctric i un camp magnètic que vibren perpendicularment entre ells, originats per una càrrega elèctrica accelerada, constitueix una radiació electromagnètica (Fig. 16). **La llum és una radiació electromagnètica.**

La velocitat de propagació de les radiacions electromagnètiques en el buit, pràcticament igual que en l'aire, és una constant fonamental de la naturalesa i és la velocitat més gran coneguda en l'Univers. El seu valor és exactament, $c = 299\,792\,458\text{ m s}^{-1}$. En la pràctica es considera que **la velocitat de la llum en el buit és $c = 3 \times 10^8\text{ m s}^{-1}$** .



16. Els camps elèctric i magnètic originats per una càrrega accelerada són perpendiculars entre ells i perpendiculars a la direcció en què es propaguen.

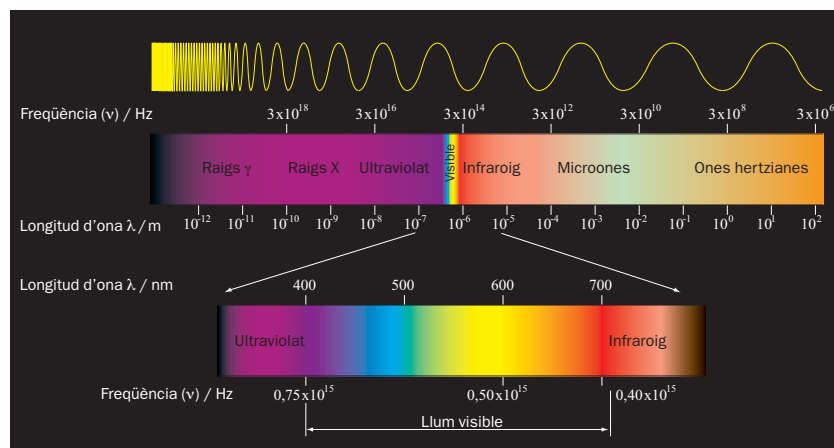


17. Longituds d'ona corresponents als tres colors dibuixats. La llum vermella té una longitud d'ona més gran que la blava.

12 | L'espectre electromagnètic

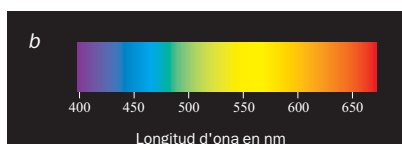
Encara que totes les ones electromagnètiques són de la mateixa naturalesa i es propaguen en el buit a la mateixa velocitat, cada classe de radiació electromagnètica es caracteritza per la seva longitud d'ona, λ , i la seva freqüència, ν . Així, la llum vermella té una longitud d'ona més gran que la llum groga, i aquesta és més gran que la blava (Fig. 17).

El conjunt de radiacions electromagnètiques, anomenat també espectre electromagnètic, és molt ampli i pel seu estudi i descripció es distribueix en les regions que es detallen en la figura 18.



18. Regions de l'espectre electromagnètic.

13 | Els espectres



19. a) Llum blanca dispersada per un prisma. b) Espectre de la llum blanca.

Quan la llum blanca travessa un prisma òptic es desvia perquè es refracta i es **dispersa**, és a dir, es descompon en les diferents radiacions monocromàtiques que la constitueixen: violeta, turquí, blau, verd, groc, taronja i vermell. Són els colors de l'**arc de sant Martí** o **arc iris**. Aquesta separació de les diferents radiacions monocromàtiques és deguda al fet que en el prisma cada color es propaga a velocitat diferent, és a dir, té diferent índex de refracció per a cada color i, en conseqüència, experimenta una desviació diferent.

Observa que el color vermell és el que menys es desvia, mentre que el color violeta és el que més. La projecció de la banda de colors que emergeix del prisma sobre una pantalla constitueix l'**espectre** de la llum blanca.

Un **espectre** consisteix en un conjunt de radiacions electromagnètiques posades de manifest d'alguna manera sensible, és a dir, recollides sobre una pantalla, registrades gràficament o informàticament, fotografiades o bé observades directament si són visibles. La llum visible és només una part molt petita de l'espectre total de les radiacions electromagnètiques.

Els instruments que permeten separar una radiació electromagnètica en els seus components monocromàtics s'anomenen **espectroscopis**. Si a més permeten mesurar les longituds d'ona dels components de la radiació s'anomenen **espectròmetres**.

Si analitzem, mitjançant un espectroscopi, la llum procedent del Sol o del filament incandescent d'una bombeta, a ull nu podem observar que l'espectre és continu, és a dir, que comprèn totes les longituds d'ona, passant de les unes a les altres gradualment. En general, quan el focus lluminós és un sòlid o un líquid incandescent, s'obté un **espectre continu**.

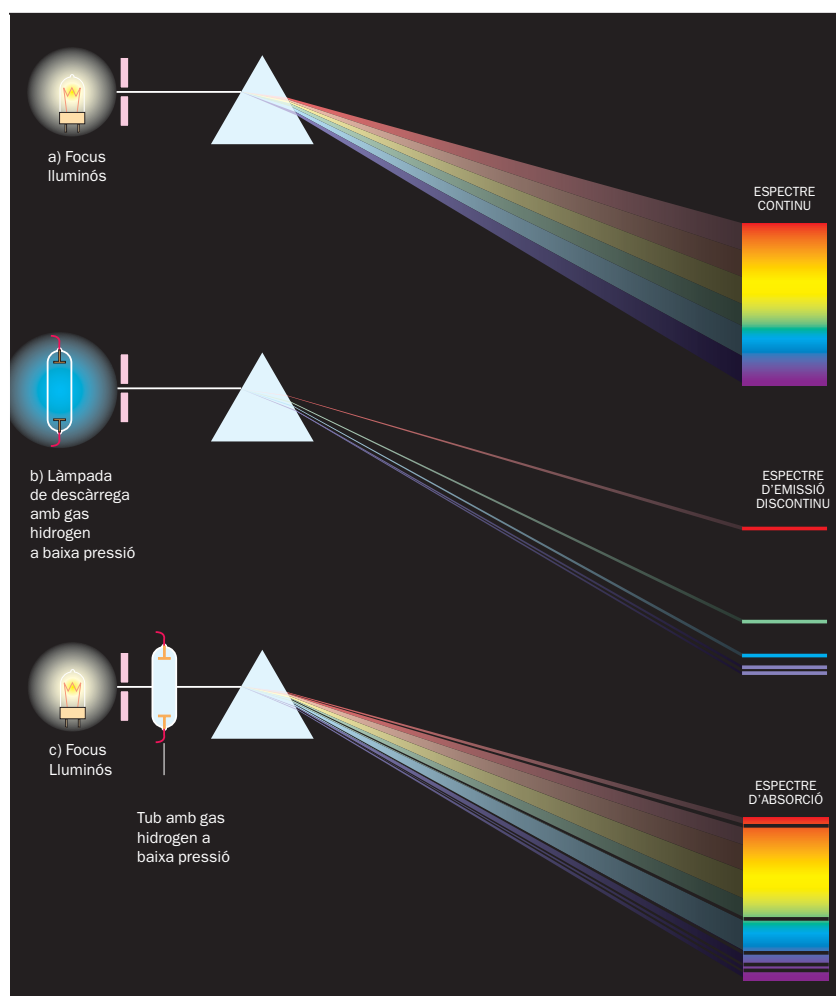
Però si la substància que emet la llum es troba en estat gasós, com és el cas de la descàrrega elèctrica en un gas a baixa pressió o el d'una substància volatilitzada en la flama, l'espectre que s'observa no és continu sinó que està format per una sèrie de ratlles brillants sobre un fons negre. Aquesta classe d'espectre s'anomena **espectre discontinu** o **espectre de ratlles**.

Tant els espectres continus com els discontinus originats com a conseqüència de l'emissió de llum per part d'algun element, s'anomenen **espectres d'emissió**.

L'espectre que s'obté quan la llum blanca passa a través d'un gas a baixa pressió s'anomena **espectre d'absorció**. L'element intercalat absorbeix radiacions lluminoses determinades que no apareixen en l'espectre, i en el seu lloc queden ratlles fosques. Aquestes ratlles fosques ocupen la mateixa posició que les ratlles brillants de l'espectre d'emissió discontinu del mateix element. Els espectres d'emissió i d'absorció d'una substància són complementaris.



20. L'espectroscopi permet analitzar la llum. Es fa entrar la llum per un tub C, anomenat **col·limador**, que permet mitjançant una escletxa, deixar-ne entrar més o menys. A continuació és **dispersada** per un prisma P i s'observa en detall per la ullera A. El tub auxiliar T té una escala gravada molt fina que, projectada sobre el prisma, permet conèixer la posició de cada longitud d'ona de l'espectre.



21. a) Espectre continu produït per un sòlid, un líquid o un gas incandescent a pressió normal.

b) Espectre d'emissió discontinu produït per l'hidrogen a baixa pressió. Consisteix en una sèrie de bandes o ratlles brillants aïllades.

c) Espectre d'absorció que es produeix com a conseqüència que l'hidrogen absorbeix algunes de les radiacions del focus lluminós.

Cada ratlla d'un espectre discontinu correspon a una radiació d'una determinada longitud d'ona i freqüència, característica de l'element que l'emet.

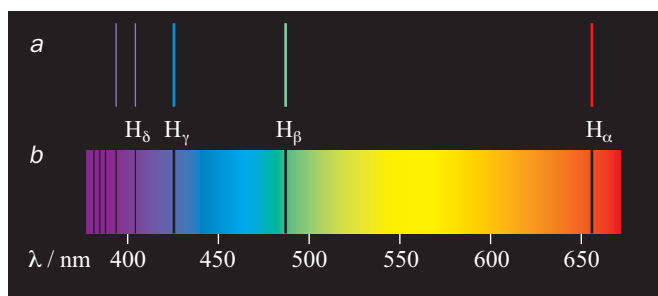
Així, per exemple, l'espectre de l'hidrogen presenta quatre ratlles característiques anomenades α , β , γ i δ que corresponen als colors vermell, verd, blau i violeta (Fig. 22).

L'espectre del sodi presenta dues ratlles grogues pròximes molt intenses, la longitud d'ona de les quals és de 589 nm (Fig. 23a).

L'espectre d'emissió del mercuri presenta més ratlles significatives i el del ferro té milers de ratlles (Figs. 23b i 23c).

En general, els espectres són molt més complexos i presenten una gran quantitat de ratlles, que són característiques dels elements que els originen.

Les ratlles espectrals apareixen no sols en la regió visible sinó també en l'infraroig i en l'ultraviolat; per al seu estudi, han d'utilitzar-se altre tipus de mètodes.



22. Espectres d'emissió (a) i d'absorció (b) de l'hidrogen.



23. Espectres d'emissió del sodi (a), del mercuri (b) i un tros de l'espectre del ferro (c).

DOCUMENT

L'espectre solar

A ull nu, l'espectre solar sembla continu. Però una observació detallada permet percebre infinitat de ratlles negres finíssimes, denominades ratlles de Fraunhofer, en honor al seu descobridor, Joseph von Fraunhofer.

A la figura pots veure un tros de l'espectre solar travessat per ratlles d'absorció anomenades ratlles de Fraunhofer.

La presència d'aquestes ratlles fosques s'explica admetent que els àtoms presents a l'atmosfera solar absorbeixen algunes de les radiacions. Estudiant les ratlles d'aquest espectre, podem determinar quins elements hi ha a l'atmosfera del Sol. Així, el 1868, en observar amb un espectros-

copi l'atmosfera del Sol durant un eclipsi, l'astrònom anglès Lockyer es va adonar de la presència de ratlles desconegudes que va atribuir a la presència d'un element químic no descobert a la Terra fins aquell moment. El va anomenar **heli**, que en grec significa Sol.

L'estudi dels espectres de la llum procedent dels estels proporciona una informació valuosa sobre la física i la química, els moviments i l'evolució d'aquests mateixos estels.



14 | La teoria quàntica

Els espectres d'emissió s'originen a partir de l'energia radiant emesa pels àtoms quan són prèviament excitats. Són **espectres discontinus**, la qual cosa ens indica que **l'àtom ha emès energia de forma discontinua**.

Els espectres d'absorció també ens indiquen que els àtoms només absorbeixen energia d'una longitud d'ona i freqüència determinades: **l'absorció d'energia pels àtoms és també discontinua**.

El fet que els àtoms siguin responsables dels espectres d'emissió i d'absorció o, el que és el mateix, que la matèria pugui emetre o absorbir radiació electromagnètica, s'interpreta actualment amb la teoria quàntica, iniciada el 1900 pel físic alemany Max Planck.

Segons la **teoria quàntica** es considera que la matèria emet o absorbeix energia radiant, no de manera contínua, sinó **discontinua** (també es diu discreta) mitjançant «**grànuls**» o **corpuscles elementals**. Cada un d'aquests corpuscles s'anomena **quàntum d'energia**, o també **fotó**. Això implica que la radiació electromagnètica, i en concret la llum, transporta la seva energia en quanta o fotons. Aquest caràcter corpuscular o quàntic de la llum no el notem en absolut perquè cada fotó té una quantitat d'energia ínfima i en els fenòmens lluminosos habituals intervenen quantitats enormes de fotons.

Segons Planck, l'energia d'un fotó, ε , és directament proporcional a la seva freqüència, ν :

$$\varepsilon = h \nu$$

La constant de proporcionalitat, h , és una constant fonamental, denominada en el seu honor, **constant de Planck**. Aquesta constant val:

$$h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J s}$$

La quantitat total d'energia, E , transportada per una radiació monocromàtica constituïda per molts fotons iguals és un múltiple enter de l'energia de cada fotó, ε :

$$E = n \varepsilon = n h \nu = n h c / \lambda$$

En la taula següent s'indiquen ordres de magnitud de longituds d'ona, freqüències i energies dels fotons de microones, infraroigs, llum visible, ultraviolats i raigs X.

Radiació	Longitud d'ona	Freqüència	Energia d'un fotó
Microones	1 cm a 100 cm	10^9 a 10^{11} Hz	4×10^{-6} eV a 4×10^{-4} eV
Infraroigs	0,8 μm a 600 μm	10^{12} a 10^{14} Hz	2×10^{-2} eV a 2 eV
Llum visible	380 nm a 780 nm	$\approx 10^{14}$ Hz	≈ 2 eV
Ultraviolats	10 nm a 380 nm	10^{14} a 10^{17} Hz	2 eV a 100 eV
Raigs X	10^{-2} pm a 10 nm	10^{17} a 10^{22} Hz	10^2 eV a 10^8 eV



24. Max Planck (1858-1947). Fundador de la teoria quàntica i un dels més grans físics del segle XX. Premi Nobel de Física de 1918.

Les idees de Planck posen de manifest que hi ha fenòmens que no poden ser explicats únicament a partir de les concepcions clàssiques de la física clàssica de Newton o de Maxwell. Planck obre una nova era, la de la física quàntica, el desenvolupament de la qual ha ocupat gran part de la tasca dels físics en el segle XX.

Quan el 1900 la teoria de Planck va ser publicada, no va despertar gaire entusiasme. La idea admesa era que en la llum i, en general, en totes les radiacions electromagnètiques, l'energia està repartida uniformement, i que totes les formes de l'energia podien existir en quantitats tan petites com es volgués. Planck suposava tot el contrari: l'energia, igual que l'electricitat, estava constituïda per partícules petites i no podien existir porcions més petites que el **quàntum**. La diferència amb l'electricitat és que el quàntum d'energia és diferent per a cada radiació monocromàtica, mentre que la càrrega elèctrica elemental és sempre la mateixa: l'electró.

Actualment, es considera que la llum es comporta alhora com una ona electromagnètica i com un conjunt de fotons que es desplacen a velocitat c . El caràcter ondulatori es manifesta clarament en fenòmens com ara la reflexió i la refracció. Altres fenòmens, com l'absorció i l'emissió de llum per àtoms excitats, els raigs X o l'efecte fotoelèctric, només es poden interpretar si s'admet que la llum està formada «per partícules d'energia», tal com va proposar Planck en la seva teoria quàntica. Segons el fenomen que s'estudiï hem de considerar un o altre comportament de la llum.

EXEMPLE

1. Calcula en J i en eV l'energia d'un fotó de:

a) Radiació infraroja de $10,0 \mu\text{m}$ de longitud d'ona.

b) Llum visible, corresponent a la ratlla groga de l'espectre d'emissió del sodi, de longitud d'ona $\lambda = 589 \text{ nm}$.

c) Radiació ultraviolada de freqüència $5 \times 10^{15} \text{ Hz}$.

Dades: Velocitat de la llum en el buit: $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$; constant de Planck: $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$; càrrega de l'electró: $1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$.

a) Energia del fotó infraroig, en J:

$$\epsilon = h \nu = h \frac{c}{\lambda} = \frac{6,63 \times 10^{-34} \text{ J s} \times 3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{10,0 \times 10^{-6} \text{ m}} = \mathbf{1,99 \times 10^{-20} \text{ J}}$$

Energia del fotó infraroig en eV:

$$\epsilon = 1,99 \times 10^{-20} \text{ J} \frac{1 \text{ eV}}{1,60 \times 10^{-19} \text{ J}} = \mathbf{1,24 \times 10^{-1} \text{ eV}}$$

b) Energia del fotó de la llum groga del sodi:

$$\epsilon = h \frac{c}{\lambda} = \frac{6,63 \times 10^{-34} \text{ J s} \times 3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{5,89 \times 10^{-7} \text{ m}} = \mathbf{3,38 \times 10^{-19} \text{ J} = 2,11 \text{ eV}}$$

c) Energia del fotó de llum ultraviolada:

$$\epsilon = h \nu = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s} \times 5 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} = \mathbf{3,31 \times 10^{-18} \text{ J} = 20,7 \text{ eV}}$$

15 | La teoria de Bohr

El 1913 la teoria quàntica va obtenir un dels seus èxits més rellevants: va obrir les portes a la interpretació de l'estructura electrònica dels àtoms.

El físic danès Niels Bohr havia estudiat amb detall el model atòmic de l'hidrogen proposat pel seu professor Ernest Rutherford i coneixia perfectament que, adoptant les idees clàssiques sobre l'emissió de radiació, no podia explicar el seu espectre. Per poder explicar l'estructura electrònica de l'àtom era necessari fer servir les idees introduïdes per la teoria quàntica.

Bohr va aplicar la teoria quàntica a l'àtom d'hidrogen i va proposar un model que permet interpretar els seus espectres d'emissió i d'absorció. La teoria de Bohr sobre l'àtom d'hidrogen es fonamenta en els postulats següents:

- L'electró, partícula elèctricament negativa, es mou entorn al nucli positiu en certes capes o òrbites circulars anomenades **nivells energètics principals** o **nivells quàntics principals**.

Mentre l'electró es mou en un mateix nivell energètic, no absorbeix ni emet energia: es diu que l'electró es troba en **estat estacionari**.

L'energia de l'electró en cada nivell energètic principal és la suma de la seva energia cinètica, ja que es tracta d'una partícula en moviment, i de la seva energia potencial elèctrica, ja que té càrrega negativa i es troba en el camp elèctric creat pel nucli positiu.

- L'energia total de l'electró no pot tenir valors qualssevol, sinó certs valors permesos, ben determinats. Això equival a dir que l'energia de l'àtom està **quantitzada**. A cada nivell energètic principal li correspon un nombre natural $n = 1, 2, 3, 4, \dots$ anomenat **nombre quàntic principal**. El nivell més pròxim al nucli és el $n = 1$, al qual correspon l'energia menor.

Quan l'electró es troba en l'estat d'energia més baix possible, es diu que està en **estat fonamental**. En aquest estat, l'àtom és estable. Els altres estats s'anomenen **estats excitats**. Quan un àtom s'**ionitza**, és a dir, l'electró se separa completament de l'àtom, es diu que ha estat excitat al nivell quàntic $n = \infty$. L'energia d'un electró completament separat del nucli és nul·la.

- Quan un electró passa d'un nivell quàntic de més energia a un altre de menys energia, no emet gradualment energia sinó d'un sol cop, de manera discontinua i quantitzada, en forma d'un **fotó**. El seu valor és igual a la diferència d'energies entre els dos nivells quàntics (Fig. 26a).

Inversament, l'energia absorbida per l'electró, quan passa d'un nivell quàntic de menys energia a un altre de més energia, és discontinua i quantitzada, i el seu valor és igual a la diferència d'energies entre els dos nivells quàntics (Fig. 26b).

El pas d'un electró d'un nivell a un altre d'energia s'anomena **transició electrònica**. L'energia emesa o absorbida en cada transició electrònica és igual a l'energia d'un **quàntum** o **fotó**. Podem escriure, per tant:

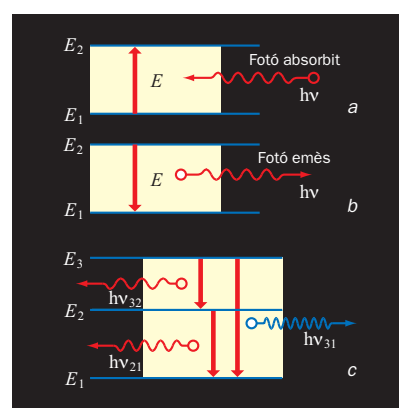
$$E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}} = \Delta E = \varepsilon = h \nu$$

La transició electrònica entre dos nivells no immediats pot efectuar-se directament o bé passant per diverses etapes. Però el principi de la conservació de l'energia es compleix: $\varepsilon = \varepsilon_1 + \varepsilon_2$ (Fig. 26c).

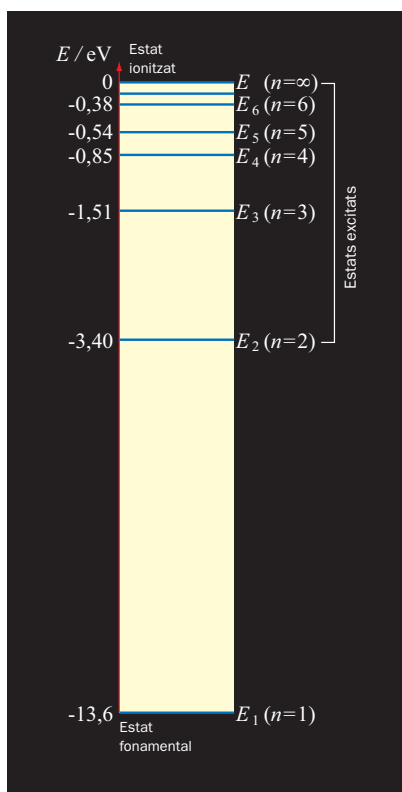


25. Niels Bohr (1885-1962). Físic danès, ajudant d'Ernest Rutherford a la universitat de Manchester i Premi Nobel de Física de 1922. Va destacar com a científic i per les seves qualitats humanes extraordinàries.

Un postulat és una proposició fonamental que no és evident ni és, sovint, fàcilment demostrable. El conjunt de postulats que conformen una teoria s'ha d'escollir de manera que totes les proposicions de la teoria puguin ser deduïdes dels postulats per una cadena deductiva de raonaments.



26. a) Absorció d'un fotó entre els nivells E_1 de menys energia i E_2 de més energia. b) Emissió d'un fotó entre els nivells E_2 de més energia i E_1 de menys energia. c) La transició electrònica $E_3 \rightarrow E_1$ pot tenir lloc directament o en dues etapes. En tot cas, $\varepsilon_1 = \varepsilon_2 + \varepsilon_3$.



27. Diagrama d'energia corresponent als nivells d'energia de l'àtom d'hidrogen.

Els nivells d'energia de l'electró es representen en un **diagrama d'energia**, amb traços horitzontals, l'altura dels quals respecte d'un valor de referència indica l'energia del nivell (Fig. 27). Com que l'energia d'un electró completament separat del nucli és zero, quan es troba lligat a l'àtom la seva energia és menor, per tant vindrà expressada amb valors negatius. En el diagrama s'observa que, a mesura que augmenta el nombre quàntic principal, n , augmenta l'energia de cada nivell energètic però disminueix la diferència d'energia entre dos nivells consecutius.

Les ratlles brillants dels espectres d'emissió corresponen a fotons emesos en les transicions electròniques des de nivells quàntics de més energia als de menys energia. Per contra, les ratlles negres dels espectres d'absorció corresponen a les transicions electròniques des de nivells quàntics de menys energia a altres de més energia.

16 | Interpretació de l'espectre d'emissió de l'hidrogen

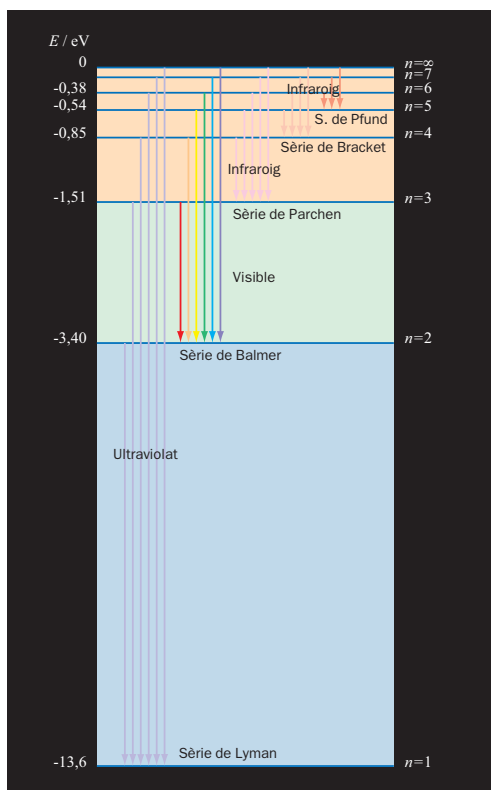
Vegem com la teoria de Bohr permet interpretar l'espectre d'emissió de l'hidrogen.

L'electró de l'hidrogen abans de ser excitat es troba en l'estat fonamental, $n = 1$. En excitar-lo, pot passar al nivell quàntic principal $n = 2$, al $n = 3$, etc., o fins i tot pot arribar a escapar-se i ionitzar l'àtom.

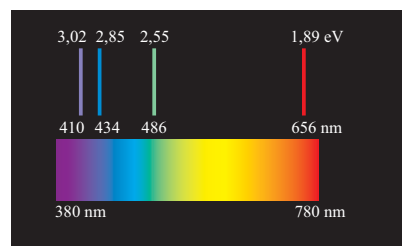
L'electró excitat retorna a l'estat fonamental mitjançant una o diverses transicions electròniques, emetent en cada una, un fotó d'una determinada freqüència i energia. A la figura 28 es detallen les transicions electròniques des de nivells quàntics superiors fins a $n = 1$, $n = 2$, $n = 3$, etc. Quan l'electró excitat efectua una transició electrònica, des de qualsevol nivell quàntic al

primer, s'originen les radiacions de més freqüència i energia, que corresponen a la zona ultraviolada (sèrie de Lyman). Les transicions electròniques des de qualsevol nivell superior al segon nivell quàntic originen les ratlles de la regió visible de l'espectre de l'àtom d'hidrogen (Fig. 29). Aquest conjunt de ratlles constitueix la sèrie de Balmer. Les transicions electròniques des de nivells quàntics superiors fins a $n = 3$, $n = 4$, $n = 5$ i $n = 6$, originen fotons amb freqüències i energies situades a l'infraroig.

Bohr va donar, doncs, una explicació raonada a la discontinuïtat dels espectres d'emissió d'hidrogen i, a més, va calcular teòricament els valors de les energies dels fotons emesos en les transicions electròniques, valors que estaven d'acord amb la realitat experimental.



28. Transicions energètiques de l'electró de l'àtom d'hidrogen des de nivells quàntics superiors fins a nivells quàntics inferiors. Les diferents sèries de transicions reben el nom dels autors que es van dedicar al seu estudi experimental.



29. Espectre visible d'emissió de l'hidrogen amb relació a l'espectre continu de la llum blanca.

EXEMPLE

2. Quan l'electró de l'àtom d'hidrogen efectua la transició des del nivell quàntic principal $n = 2$ fins a $n = 1$, emet radiació electromagnètica de longitud d'ona $\lambda = 121,6 \text{ nm}$ (que correspon a la primera línia de la sèrie de Lyman).

Calcula:

- La freqüència i l'energia d'un fotó d'aquesta radiació.
- L'energia de l'electró en el segon nivell quàntic principal.
- L'energia necessària per arrencar l'electró del segon nivell quàntic principal (energia per traslladar-lo fins a l'infinit) i la longitud d'ona de la radiació capaç d'efectuar aquesta transició.

Dades: Energia de l'electró en el primer nivell quàntic $E_1 = -13,6 \text{ eV}$; constant de Planck: $6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$.

- a) La freqüència del fotó és:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{1,216 \times 10^{-7} \text{ m}} = 2,47 \times 10^{15} \text{ Hz}$$

I la seva energia:

$$\epsilon = h \nu = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s} \times 2,47 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} = 1,64 \times 10^{-18} \text{ J}$$

- b) L'energia de l'electró en el nivell quàntic $n = 2$ serà la que té en el nivell quàntic $n = 1$, més la del fotó corresponent a la transició entre els dos estats.

$$E_2 = E_1 + h \nu$$

$$E_1 = -13,6 \text{ eV} \frac{1,60 \times 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$$E_2 = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J} + 1,64 \times 10^{-18} \text{ J} = -5,36 \times 10^{-19} \text{ J}$$

- c) L'energia necessària és la diferència entre E_∞ i E_2 :

$$E = E_\infty - E_2 = 0 - (-5,36 \times 10^{-19} \text{ J}) = 5,36 \times 10^{-19} \text{ J}$$

La longitud d'ona capaç d'efectuar aquesta transició és:

$$\lambda = \frac{h c}{\epsilon} = \frac{6,63 \times 10^{-34} \text{ J s} \times 3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{5,36 \times 10^{-19} \text{ J}} = 3,71 \times 10^{-7} \text{ m} = 371 \text{ nm}$$

17 | Generalització i limitacions de la teoria de Bohr

La teoria de Bohr no sols explica l'àtom d'hidrogen sinó que pot ampliar-se a qualsevol espècie atòmica amb un sol electró, com per exemple l'ió heli, He^+ . Però no resulta vàlida per explicar els **àtoms polieletrònics**, és a dir, àtoms que posseeixen diversos electrons a l'embolcall. Els espectres dels àtoms polieletrònics presenten una multiplicitat de ratlles que indiquen una gran complexitat en els nivells d'energia dels seus electrons. A més, com veurem a continuació, no és possible descriure els seus nivells d'energia a partir d'un únic nombre quàntic.

Durant els anys següents a 1913 s'assisteix als intents de generalitzar la teoria de Bohr per aplicar-la a tots els àtoms existents. Sommerfeld, Zeeman, Pauli i tots els investigadors que van contribuir a aquesta tasca conservaren les idees fonamentals de Bohr:

- Els electrons dels àtoms tenen diversos nivells d'energia.
- La transició entre dos nivells d'energia es fa per absorció o emissió d'un fotó.

18 | Ampliació de la teoria de Bohr

El continu perfeccionament dels espectroscopis va permetre descobrir que les ratlles de l'espectre de l'hidrogen no eren simples, tal com havia suposat Bohr, sinó que l'espectre el formaven unes quantes ratlles molt juntes. És l'anomenada **estructura fina** de l'espectre de l'àtom d'hidrogen. Això induïx a pensar en l'existència de subnivells energètics (el curs vinent n'estudiarà la justificació).

A cada nivell, excepte el $n = 1$, els electrons ocupen nivells d'energia lleugerament diferents, anomenats **subnivells d'energia**.

El nombre de subnivells de cada nivell és igual al nombre que indica el nivell. Així, en el primer nivell, $n = 1$, hi ha un únic subnivell, **s**. En el nivell $n = 2$ hi ha dos subnivells anomenats **s** i **p**. En el nivell $n = 3$ hi ha tres subnivells, **s**, **p** i **d**. A $n = 4$ quatre subnivells, **s**, **p**, **d** i **f**, etc.

Els electrons es col·loquen en els nivells i subnivells en ordre creixent d'energia.

El nombre quàntic principal determina el nombre màxim d'electrons que pot contenir un nivell energètic; s'expressa per la fórmula $2n^2$. Així, el primer nivell pot contenir $2 \times 1^2 = 2$ electrons; el segon $2 \times 2^2 = 8$ electrons, 2 en el subnivell **s** i 6 en el subnivell **p**.

Per a $n = 3$, hi ha $2 \times 3^2 = 18$ electrons, distribuïts en tres subnivells: el **s** conté com a màxim 2 electrons, el **p** 6 i el **d**, 10.

Per a $n = 4$, hi ha $2 \times 4^2 = 32$ electrons, distribuïts en 4 subnivells. El **s** conté 2 electrons, el **p**, 6; el **d**, 10; el **f**, 14, i així successivament.

19 | Orbitals atòmics

En cap dels experiments que s'han fet no es pot saber amb exactitud ni la trajectòria ni la velocitat de l'electró en cada instant. Cal conformar-se amb la probabilitat de trobar l'electró en un punt determinat.

Imaginem que fos possible fotografiar l'electró d'un àtom d'hidrogen en un moment donat. Com que l'electró es mou a gran velocitat i segons una trajectòria desconeguda, una segona fotografia –al cap d'una fracció de segon– recollirà l'electró en una posició nova. Si superposem, per exemple, un milió d'aquestes fotografies, preses a intervals de temps petitsíssims, i reduïm la fotografia un milió de vegades, el resultat serà una imatge semblant a un núvol de càrrega negativa format per un nombre enorme de punts (1.000.000 en el nostre exemple), on cada punt representaria una posició de l'electró. El núvol posseiria la càrrega total d'un electró.

En el cas de l'hidrogen, el núvol de càrrega té forma esfèrica (Fig. 30). Observa que la major part de la càrrega es troba a prop del nucli, però també hi ha una certa probabilitat de trobar l'electró a distàncies molt grans del nucli.

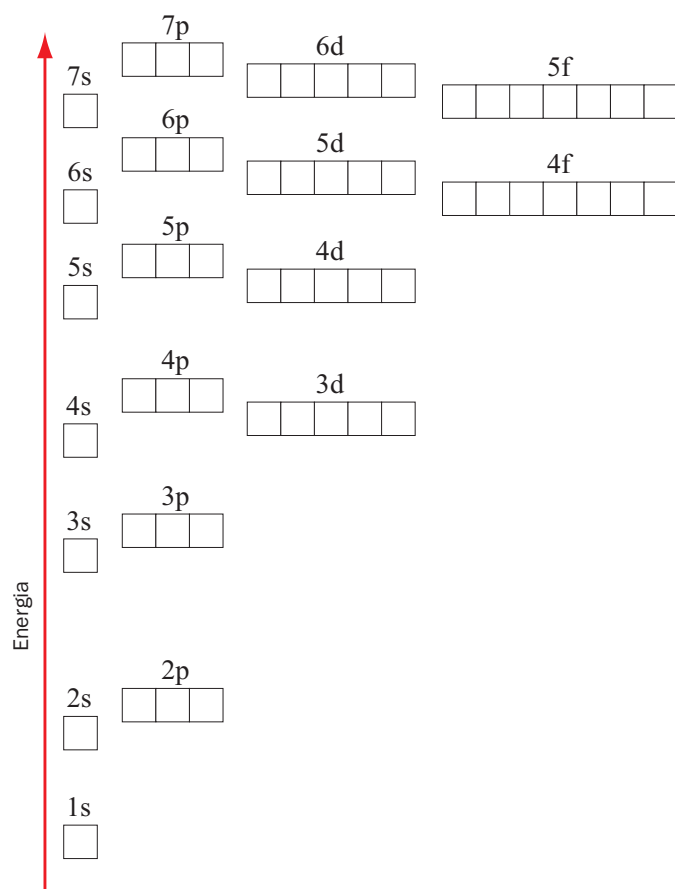
S'anomena **orbital de l'electró** la regió de l'espai on amb més probabilitat es troba l'electró, és a dir, on la densitat electrònica és màxima. Un orbital es representa per mitjà d'un núvol de punts.

Si englobem el 90 - 99 % de la càrrega total del núvol dins d'una superfície esfèrica, ens farem una idea de la grandària de l'orbital (Fig. 31).

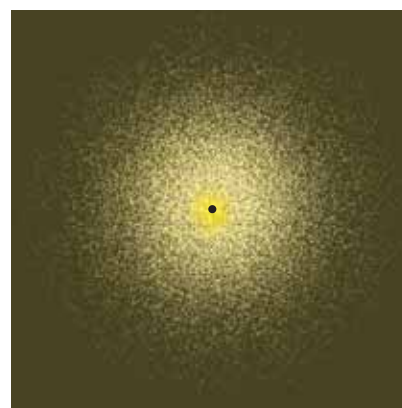
En un orbital hi pot haver, com a màxim, la càrrega total de dos electrons. Llavors diem que l'orbital està complet i que els dos electrons estan aparellats.

20 | Nivells d'energia en els orbitals

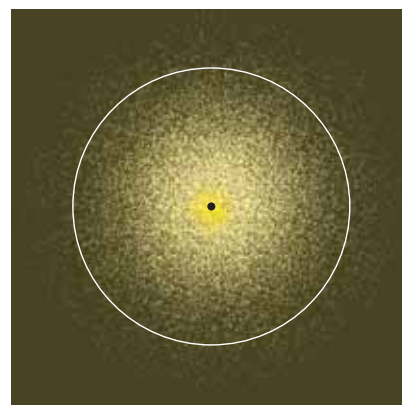
Així com en la teoria de Bohr es deia que els electrons es mouen en òrbites, en el model del núvol de càrrega, els electrons ocupen **orbitals**. Els electrons dels subnivells **s**, **p**, **d** i **f**, ocupen els orbitals **s**, **p**, **d** i **f**. Ja hem indicat que cada orbital conté un màxim de 2 electrons. Així, quan $n = 1$, hi ha 1 orbital **s**; quan $n = 2$, hi ha 1 orbital **s** i 3 orbitals **p**; quan $n = 3$, hi ha 1 orbital **s**, 3 **p** i 5 **d**; quan $n = 4$, hi ha 1 orbital **s**, 3 **p**, 5 **d** i 7 **f**, etc.



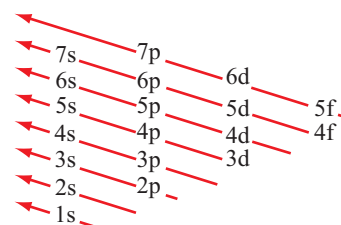
32. Energies relatives dels orbitals en els àtoms neutres. Els electrons ocupen l'orbital disponible de menor energia. Cada orbital està representat per un quadrat.



30. Representació per mitjà d'un núvol electrònic de la posició de l'electró de l'àtom d'hidrogen al voltant del nucli positiu.



31. Secció transversal d'una superfície esfèrica que engloba un 90 o 99 % de la càrrega total del núvol.



33. Per recordar l'ordre en què es van omplint els orbitals atòmics per ordre creixent d'energia, et proposem de memoritzar aquest esquema. Les fletxes indiquen l'ordre en què es van omplint els orbitals d'un àtom neutre.

Per omplir els orbitals atòmics hem de conèixer l'energia relativa de cadascun. Experimentalment es comprova que l'ordre d'energia creixent en els àtoms polieletrònics neutres és:

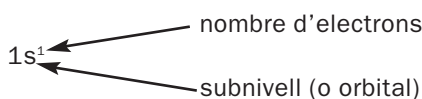
1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d.

En el diagrama de la figura 32 hem representat l'ordre en què es van omplint els orbitals dels àtoms en estat neutre. Fixa't que les diferències d'energia en els valors alts del nombre quàntic principal són molt petites i els electrons que ocupen certs subnivells d'un nivell quàntic inferior poden tenir més energia que altres electrons que ocupen subnivells d'un nivell quàntic superior. Per exemple, els electrons que omplen els orbitals 3d tenen més energia que els que omplen l'orbital 4s, i els que omplen els orbitals 4f tenen més energia que els de l'orbital 6s.

21 | Configuracions electròniques

La **configuració electrònica** d'un àtom és la representació de com estan distribuïts els electrons en els diferents orbitals de l'àtom en estat fonamental.

Per exemple, la configuració electrònica de l'hidrogen ($Z = 1$) és:



El nombre que figura davant és el del nivell principal, la lletra indica el subnivell (o orbital) i el superíndex indica els electrons que hi ha en el subnivell.

L'àtom heli, He ($Z = 2$), té una configuració electrònica $1s^2$. En el primer nivell energètic no hi caben més electrons; el nivell queda complet.

La configuració electrònica del liti, Li ($Z = 3$), és $1s^2 2s^1$. El liti, en estat fonamental, té dos electrons en l'orbital s del primer nivell i un electró en l'orbital s del segon nivell.

El beril·li, Be ($Z = 4$), té la configuració electrònica $1s^2 2s^2$, amb la qual cosa es completa l'orbital 2s.

Amb el bor, B ($Z = 5$), comença a ocupar-se un dels orbitals p: $1s^2 2s^2 2p^1$.

En el carboni, nitrogen, oxigen, fluor i neó es van omplint els orbitals 2p. Les configuracions electròniques són:

Carboni, C ($Z = 6$): $1s^2 2s^2 2p^2$. Nitrogen, N ($Z = 7$): $1s^2 2s^2 2p^3$.

Oxigen, O ($Z = 8$): $1s^2 2s^2 2p^4$. Fluor, F ($Z = 9$): $1s^2 2s^2 2p^5$.

Neó, Ne ($Z = 10$): $1s^2 2s^2 2p^6$.

Així es construeixen les configuracions electròniques de tots els elements. Per escriure-les cal no perdre de vista la regla indicada a la figura 32. Hem d'advertir que alguns elements presenten desviacions respecte d'aquesta regla, que estudiaràs en cursos superiors.

Assaigs a la flama

Un mètode químic senzill per identificar els elements metàl·lics presents en una substància consisteix a utilitzar el bec de Bunsen. En volatilitzar a la flama del bec moltes sals, apareixen coloracions típiques, característiques dels elements metàl·lics que contenen.

Aquestes coloracions són degudes al fet que en excitar els àtoms d'un element en la flama del bunsen, alguns dels electrons del nivell més exterior experimenten una transició electrònica a nivells orbitals superiors i en retornar al nivell inicial emeten fotons de freqüències relativament baixes que es troben majoritàriament en el camp visible.

La flama del bec, que té forma de llança (vegeu la figura) presenta dues zones o regions ben diferenciades:

- Un con intern, format per una mescla de gasos i aire que encara no ha entrat totalment en combustió i per això, en aquesta zona, la temperatura no és excessivament alta. També s'anomena con de reducció.
- Un con extern que és menys lluminós que l'anterior, però, en el qual, a causa de la major abundància d'oxigen de l'aire que l'envolta, la combustió és del tot completa. És el con d'oxidació. Una mica més amunt de la punta del con de reducció es troba la zona més calenta de la flama. És la zona de fusió, on s'arriba a una temperatura d'uns 1800 °C.



Procediment

Per estudiar la llum que irradia un element químic metàl·lic situat a la flama del bunsen s'ha de disposar d'un fil de platí o de nicrom emmanegat i ben net. Per netejar-lo se suca l'extrem del fil en àcid clorhídric concentrat contingut en un vidre de rellotge i un cop fet això es posa a la zona més calenta del bec de Bunsen. Si el fil està net no dóna cap coloració a la flama i si en dóna cal repetir l'operació fins que no se n'obtingui cap.

Podem estudiar les coloracions a la flama de sals de sodi, de potassi, liti, calci, estronci, bari, coure, níquel, etc., tot depèn de les substàncies de què hom disposi al laboratori. Per fer-ho es col·loca una petita quantitat de cadascuna de les sals en un vidre de rellotge i es toca amb el fil de platí o de nicrom prèviament mullat amb àcid clorhídric. Es posa el fil a la flama, primer a la zona freda i després a la calenta i s'observa la coloració que dóna.

Així es procedeix per a cada substància, procurant netejar molt bé el fil cada vegada.

S'anoten les observacions en una taula on s'indiquen el nom de la substància estudiada, el color observat i l'element responsable d'aquest color.

Si es disposa d'un espectroscopi de butxaca es pot observar amb aquest aparell i l'espectre donat per cada element.



La taula periòdica

22 | Agrupant els elements



34. El sodi és un metall que es pot tallar fàcilment amb un ganivet. Acabat de tallar presenta una brillantor metàl·lica que perd ràpidament per oxidació.



35. El sodi reacciona violentament amb l'aigua i desprèn una gran quantitat d'energia.

En l'antiguitat es coneixien metalls com el ferro, l'or, la plata, el coure, el mercuri, l'estany i el plom, i no-metalls com el sofre i el carboni. En el segle XVII es coneixien tretze elements, i ja en el primer terç de XIX se'n coneixien 63. En estudiar les propietats físiques i químiques dels elements i els seus compostos, els químics del segle XIX van descobrir propietats semblants entre alguns dels elements.

Així, per exemple, el liti, el sodi i el potassi, anomenats metalls alcalins, tenen propietats similars; tots tres són menys densos que l'aigua, són tous, s'oxiden fàcilment i reaccionen amb l'aigua i amb el clor. Les fórmules dels seus òxids són, respectivament, Li_2O , Na_2O i K_2O , i les dels seus clorurs, LiCl , NaCl i KCl .

També tenen propietats semblants el calci, l'estranci i el bari. Els tres s'oxiden fàcilment i reaccionen amb el clor, però amb menys violència que els metalls alcalins. Les fórmules dels seus òxids respectius són CaO , SrO i BaO , i les dels seus clorurs, CaCl_2 , SrCl_2 i BaCl_2 . Aquestes fórmules s'assemblen entre si, però són diferents de les dels compostos corresponents dels metalls alcalins.

Igualment es descobriren propietats semblants en el grup format pel fluor, el clor, el brom i el iode. Són no-metalls molt actius químicament. També hi ha semblances en el grup format pel sofre, el seleni i el tel·luri, i en altres grups d'elements.

Aquests fets, juntament amb altres dades experimentals com els punts de fusió i ebullició, la conductivitat elèctrica i la densitat dels elements i els seus compostos coneguts, van fer palesa l'existència d'una relació entre els elements i va fer pensar que, a partir d'aquesta relació, era possible classificar-los.

23 | La classificació periòdica de Mendeléiev

Hi havia hagut diversos intents de classificació dels elements, però no fou fins el 1869 que **Lothar Meyer**, químic i metge alemany, i **D. I. Mendeléiev**, químic rus, establiren, independentment l'un de l'altre, les bases de la classificació periòdica actual.

En estudiar els elements, **Mendeléiev va trobar una repetició periòdica de les seves propietats en ordenar-los per ordre creixent de les seves masses atòmiques**. Això significa que, al cap d'un cert nombre d'elements, els que els segueixen tenen propietats similars als precedents.

Mendeléiev publicà el 1869 la seva **taula periòdica**. En ella hi ha ordenats els 63 elements coneguts, ordenats de manera que els de propietats semblants queden situats en un mateix grup.

El mateix any, L. Meyer va proposar una taula semblant, però fou coneguda més tard que la de Mendeléiev.

Un any després de la mort de Mendeléiev ja es coneixien 86 elements. La rapidesa amb què es van descobrir fou possible gràcies a la seva taula periòdica, la generalització més important de la química.

24 | La taula periòdica moderna

Tot i que la taula periòdica de Mendelèiev va ser de gran utilitat, posteriorment es va descobrir que el que caracteritza cada element és el seu nombre atòmic. Es va demostrar llavors que el criteri correcte era ordenar els elements per ordre creixent del seu nombre atòmic, i no pel de la seva massa atòmica.

En la taula periòdica moderna, o sistema periòdic, els elements estan ordenats per ordre creixent del seu nombre atòmic.

Al final del llibre trobaràs la versió més actual de la taula periòdica.

25 | Descripció de la taula periòdica

Períodes

Els elements estan alineats en files horitzontals anomenades períodes i numerades de l'1 al 7. Quan els elements s'ordenen d'aquesta manera, hom observa que, en arribar a un determinat element, si col·loquem el següent sota del primer, els dos elements de la mateixa columna tenen propietats similars.

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K							

Per exemple, el liti i el sodi tenen propietats similars. Però això no passa només amb el liti i el sodi, sinó també amb el beril·li i el magnesi, el bor i l'alumini, el carboni i el silici, i així successivament. Si, en arribar a l'argó, col·loquem el potassi a sota del sodi, s'observa que el liti, el sodi i el potassi, que es troben a la mateixa columna, tenen propietats similars.

Grups d'elements o famílies

En cada columna es troben, doncs, els elements que presenten certes similituds i que formen els anomenats **grups o famílies**. A la taula periòdica, els grups o famílies van numerats de l'1 al 18. Alguns dels grups o famílies són coneguts amb noms determinats:

Els elements del grup 1 (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) són els **metalls alcalins**.

En el grup 2 es troben els **metalls alcalinoterris** (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra).

El grup 13 és la **família del bor** (B, Al, Ga, In, Tl).

El grup 14 és la **família del carboni** (C, Si, Ge, Sn, Pb).

El grup 15 és la **família del nitrogen** (N, P, As, Sb, Bi).

El grup 16 s'anomena **família dels calcògens** (O, S, Se, Te, Po).

El grup 17 està constituït pels elements anomenats **halògens** (F, Cl, Br, I, At).

Els halògens no es troben lliures a la natura. Excepte l'àstat, que és radioactiu, els halògens combinats amb altres elements donen lloc a molts compostos.



36. La major part dels elements són metàl·lics. Els tres més utilitzats a escala mundial són, per aquest ordre, el ferro, el coure i l'alumini.

L'últim grup, el número 18, el formen els **gasos nobles**, anomenats així perquè difícilment reaccionen amb altres elements. Són gasos monoatòmics.

A excepció de l'hidrogen, els elements que formen els grups anteriors, 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 i 18 reben el nom d'**elements representatius o elements dels grups principals**.

Enmig de la taula periòdica, entre els grups 2 i 13, hi ha deu grups anomenats dels **metalls de transició**. Els més importants són el ferro i el coure.

A peu de taula hi ha dues grans famílies, la família dels **lantànids** i la família dels **actínids**, anomenades així perquè s'inicien, respectivament, pel lantani i l'actini. Els elements que formen cada família tenen propietats molt semblants entre ells, per això s'agrupen i s'estudien conjuntament.

La ratlla més gruixuda que, esglaonadament, va des del bor fins a l'àstat, separa dos grans grups d'elements: els situats a l'esquerra, que són **metalls**, i els situats a la dreta, que són **no-metalls**. Els elements continguts a aquesta línia presenten en unes ocasions propietats dels metalls i en d'altres, dels no-metalls, i es consideren **semimetalls**.

26 | Periodicitat i configuració electrònica

La periodicitat de les propietats físiques i químiques dels elements depèn del nombre d'electrons que tenen i de les energies dels orbitals que ocupen.

Les analogies que presenten els elements situats en una mateixa columna de la taula periòdica es deuen a una similitud en la seva configuració electrònica.

Així, s'observa que els metalls alcalins (Li, Na, K, Rb, Cs i Fr) presenten en el nivell més exterior la configuració ns^1 . Gairebé en l'altre extrem de la taula, els halògens (F, Cl, Br, I i At) tenen en l'últim nivell la configuració ns^2 i np^5 . Per a les altres columnes de la taula periòdica hi ha també analogies en la configuració electrònica dels seus elements.

Hi ha tants períodes com nivells energètics. Cada període s'inicia quan comença a omplir-se un nou nivell.

Alguns elements presenten analogies en sentit horitzontal. Així, en el grup dels elements que va des del lantani ($Z = 57$) fins al luteci ($Z = 71$), la configuració electrònica de l'últim nivell és $6s^2$, i només es diferencien pel nombre d'electrons dels orbitals $4f$, més interiors. Aquest grup d'elements, que són els **lantànids**, estan col·locats en una mateixa casella perquè tenen propietats químiques extraordinàriament similars, la qual cosa dificulta la seva separació per mitjans químics.

El setè període va des del franci Fr ($Z = 87$) fins l'element de nombre atòmic 118. Els elements situats des de l'actini ($Z = 89$) fins al laurenci ($Z = 103$) estan agrupats en una mateixa casella, perquè la configuració electrònica del darrer nivell és $7s^2$ en tots ells i tan sols difereixen en el nombre d'electrons dels orbitals molt interns $5f$. Els elements d'aquest grup són els **actínids**.

Els lantànids i els actínids s'acostumen a detallar en un bloc de dues files sota la taula.

Diagrama de la taula periòdica amb els blocs d'orbitals etiquetats:

- Bloc s:** Columnes 1 i 2 (blau clar). Etiqueta s^1 a la columna 1 i s^2 a la columna 2.
- Bloc d:** Bloc central de 10 columnes (taronja). Etiquetes d^1 a d^{10} a la part superior.
- Bloc p:** Columnes 13 a 18 (blau clar). Etiquetes p^1 a p^6 a la part superior.
- Bloc f:** Bloc inferior de 14 columnes (verd). Etiquetes f^1 a f^{14} a la part superior.
- Columna 19:** Columna única a la dreta (rosat). Etiqueta s^2 a la part superior.

37. Blocs d'elements de la taula periòdica, d'acord amb els seus subnivells energètics.

Tots els elements a partir de l'urani ($Z = 92$) són artificials i inestables. Els investigadors creuen que se'n poden descobrir de nous, i fins i tot alguns podrien ser relativament estables.

Els elements químics poden classificar-se en quatre blocs, d'acord amb les configuracions electròniques i les posicions que ocupen en la taula periòdica.

- 1. Elements dels grups principals.** Són els elements en els quals els orbitals s o p estan parcialment ocupats i, per tant, tenen la configuració electrònica del darrer nivell compresa entre ns^1 i np^5 . Els gasos nobles no compleixen aquesta condició però també es consideren elements dels grups principals.
- 2. Gasos nobles.** Tenen vuit electrons en el darrer nivell, excepte l'heli, que en té dos. La seva configuració electrònica és $ns^2 np^6$; la de l'heli és $1s^2$. Els gasos nobles tenen una configuració electrònica molt estable, per la qual cosa són químicament molt poc actius i les molècules són monoatòmiques.
- 3. Elements de transició.** Són elements en els quals es van afegint electrons als orbitals d. Els elements que els formen són metàl·lics amb propietats que varien gradualment d'esquerra a dreta.
- 4. Elements de transició interna.** Aquest bloc està constituït pels lantànids i els actínids, abans anomenats «terres rares». En aquests elements s'omplen amb electrons els orbitals f.

27 | Propietats periòdiques

Les propietats dels elements que depenen de la configuració electrònica dels àtoms varien periòdicament amb el nombre atòmic, en especial les que són característiques d'àtoms individuals. Algunes d'aquestes propietats són el **radi atòmic** (i, per tant, el **volum atòmic**) l'**energia d'ionització**, l'**afinitat electrònica** i l'**electronegativitat**.

També són periòdiques, si bé en menor grau, les propietats que depenen d'agregats d'àtoms, com per exemple la densitat, les temperatures de fusió i ebullició, la conductivitat elèctrica, etc. Aquestes i altres propietats són periòdiques no solament per als elements, sinó també per als seus compostos anàlegs.

Aquest curs iniciarem l'estudi de l'energia d'ionització i de l'electronegativitat. Deixem per al curs vinent la seva ampliació i també l'estudi de més propietats periòdiques.

Energia d'ionització

L'energia d'ionització (EI) és l'energia necessària per arrencar un electró d'un àtom en fase gasosa i en estat fonamental. També rep el nom de potencial d'ionització (PI).

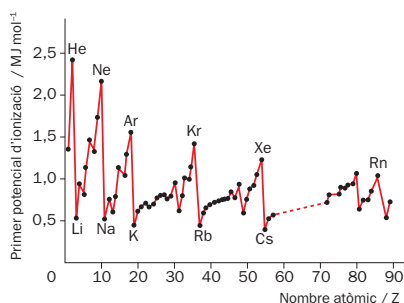
Se suposa que l'electró arrencat és el més allunyat del nucli. L'àtom neutre que ha perdut un electró s'ha ionitzat (o cationitzat) i s'ha convertit en un ió positiu o catió. Així, el procés d'ionització de l'àtom de sodi és:



Si l'electró arrencat correspon a un àtom neutre, es parla de **primera energia d'ionització**. Però és possible d'arrencar un segon electró, un tercer, i així successivament. Aleshores es parla de **segona energia de ionització**, **tercera energia d'ionització**, etc. L'energia necessària per arrencar successius electrons cada vegada és més gran.

En la figura 38 observem la variació periòdica de l'energia d'ionització amb el nombre atòmic. Els valors màxims de l'energia d'ionització en cada període corresponen als gasos nobles, a causa de l'estabilitat de la seva configuració electrònica.

Els valors mínims corresponen als metalls alcalins perquè l'electró del seu darrer nivell està més allunyat del nucli i, a més, els electrons més interns actuen com a pantalla, dificultant així l'atracció nuclear.



38. Variació del potencial d'ionització amb el nombre atòmic. Observa la posició dels gasos nobles i la dels metalls alcalins.

EXEMPLES

3. L'energia d'ionització (o potencial d'ionització) del potassi és 4,34 eV/àtom. Calcula l'energia necessària per ionitzar 3,9 g de potassi en estat gasós i fonamental. Expressa el resultat en kJ.

L'energia necessària, E , serà:

$$E = 3,9 \text{ g de K} \times \frac{1 \text{ mol de K}}{39 \text{ g de K}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ àtoms de K}}{1 \text{ mol de K}} \times \frac{4,34 \text{ eV}}{\text{àtom de K}} \times \frac{1,6 \times 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} \times \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 41,8 \text{ kJ}$$

EXEMPLES

4. L'energia d'ionització del rubidi és de 402,6 kJ/mol. Indica, després d'efectuar els càlculs necessaris, si la llum visible quan incideix sobre els àtoms de rubidi gasós i en estat fonamental provoca la seva ionització.

El procés d'ionització del rubidi és: $\text{Rb}_{(g)} \rightarrow \text{Rb}^+_{(g)} + 1e^-$.

El potencial d'ionització del rubidi, expressat en J/mol àtom, és:

$$PI = \frac{402,6 \text{ kJ}}{\text{mol d'àtoms}} \times \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} \times \frac{1 \text{ mol de àtoms}}{6,02 \times 10^{23} \text{ àtoms}} = 6,69 \times 10^{-19} \text{ J/àtom}$$

Si la ionització del rubidi es produeix per mitjà d'una radiació electromagnètica, cada fotó d'aquesta radiació haurà de tenir, com a mínim, una energia de $6,69 \times 10^{-19} \text{ J}$. La freqüència d'aquesta radiació és:

$$\nu = \frac{\varepsilon}{h} = \frac{6,69 \times 10^{-19} \text{ J}}{6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}} = 1,01 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Les freqüències de la llum visible es troben compreses entre $4,3 \times 10^{14} \text{ Hz}$ i $7,5 \times 10^{14} \text{ Hz}$, inferiors a $1,01 \times 10^{15} \text{ Hz}$. Els fotons de la llum visible no posseeixen prou energia per ionitzar el rubidi.

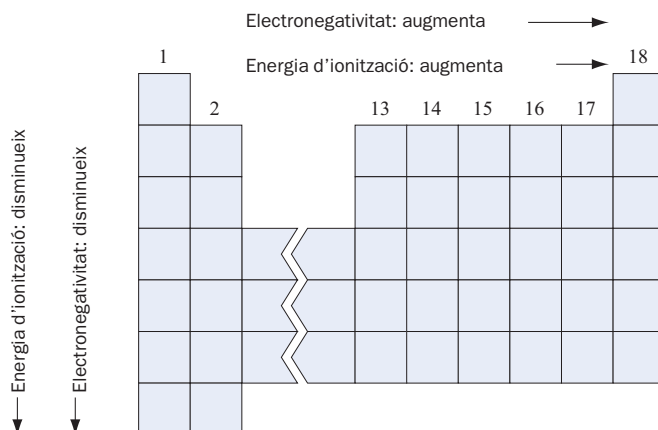
Electronegativitat

Perquè es formi un compost químic cal que s'enllacin els àtoms que el constitueixen. Una manera d'enllaçar-se, tal com estudiaràs detalladament en la unitat vinent, consisteix en el fet que els elements que formen el compost comparteixin un o més parells d'electrons.

L'electronegativitat és la tendència que té un àtom d'un element, enllaçat amb un àtom d'un altre element, a atreure cap a ell mateix els electrons de l'enllaç.

El concepte d'electronegativitat és molt important en química perquè permet de preveure el tipus d'enllaç que hi ha entre els àtoms.

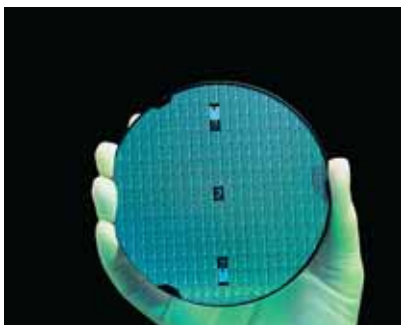
Per exemple, quan el fluor i l'oxigen s'uneixen amb àtoms d'altres elements tenen tendència a atreure cap a ells els electrons de l'enllaç; llavors diem que són molt **electronegatius**. En canvi, el sodi i el potassi són molt poc electronegatius. Es diu que són **electropositius**. En la figura 39 es pot observar com varia l'energia d'ionització i l'electronegativitat dels elements representatius, inclosos els gasos nobles.



39. Variació de l'energia d'ionització i l'electronegativitat dels elements representatius, inclosos els gasos nobles.

28 | Metalls i no-metalls

La distinció dels elements del sistema periòdic en **metalls** i **no-metalls** és la més immediata i la més àmplia que es pot fer per estudiar les propietats dels elements.



40. Xips que utilitzen internament el silici i el germani com a semiconductors.

Observa un altre cop la taula periòdica. Els **metalls** comprenen gairebé les quatre cinques parts del total dels elements i estan situats, tal com hem explicat, a l'esquerra de la línia de traç més gruixut que comença en el bor i acaba en l'àstat. Tots són sòlids a temperatura ordinària, excepte el mercuri i el franci (radioactiu), que són líquids.

Des del punt de vista físic es caracteritzen per una brillantor metàl·lica i per ser, en general, mal·leables (es poden reduir a làmines fines) i dúctils (es poden estirar en fils). Són bons conductors de la calor i l'electricitat. Molts són durs i presenten resistència a la ruptura; se'ls anomena tenaços. La majoria tenen punts de fusió alts i densitats elevades.

Els àtoms dels metalls tenen energies d'ionització baixes, són **electropositius**. El caràcter electropositiu augmenta cap a l'esquerra en un període i cap avall en un grup. Des del punt de vista químic, els metalls més actius químicament són els que es troben situats més a l'esquerra de la taula periòdica. L'element més electropositiu és el franci.

Els **no-metalls** comprenen el conjunt d'elements situats en la part superior dreta de la taula periòdica (a partir de la línia de traç més gruixut). A temperatura ordinària, alguns són gasos, com l'oxigen i el clor. El brom és l'únic no-metall líquid a la temperatura ambient. El fòsfor i el sofre són sòlids.

La majoria dels no-metalls no són bons conductors de l'electricitat ni de la calor, ni tenen brillantor metàl·lica. Tot i que constitueixen un grup reduït, la seva química és molt àmplia i complexa, i formen una gran varietat de compostos, tant amb els metalls com entre ells.

Hi ha un grup d'elements format pel bor, el silici, el germani, l'arsènic, l'antimoni, el seleni i el tel·luri, anomenats **semimetalls** perquè les seves característiques són intermèdies entre les dels metalls i les dels no-metalls. Pel seu aspecte físic s'assemblen als metalls, però presenten el comportament químic propi dels no-metalls. Són semiconductors, ja que només condueixen l'electricitat en condicions determinades. El silici i el germani troben un ampli camp d'aplicació en la construcció de materials emprats en els xips.



41. Elements de la família del bor: a) Bor, b) Alumini, c) Gal·li, d) Indi. El caràcter no metàl·lic del bor contrasta amb el caràcter metàl·lic que presenta la resta d'elements del grup. A destacar el baix punt de fusió del gal·li (29,78 °C).

Ciència, tècnica i societat

L'origen dels elements químics

Dels 118 elements químics coneguts, moltíssims es troben, en proporcions molt variables, a la terra. Són els elements naturals. Per altra banda, aquests mateixos elements són els que, de manera més o menys abundosa, es troben presents a les estrelles, els planetes, els satèl·lits, els cometes, i el gas i la pols interestel·lars. D'on vénen tants elements diferents? Com s'han originat?

Si considerem la totalitat de l'univers, s'estima que, per cada milió d'àtoms, 927 000 són d'hidrogen i 72 000 d'heli. Així doncs, aquests dos elements es troben en aclaparadora majoria. Els 1 000 àtoms restants corresponen a la resta d'elements. D'aquests mil àtoms, 970 corresponen a vuit elements, i només 30 a la resta d'elements coneguts. Està comprovat que els elements més abundants a l'univers posseeixen nombre atòmic parell, excepte l'hidrogen i el nitrogen, i que els àtoms dels elements de nombre atòmic elevat són molt rars. A part del ferro ($Z = 26$), tenen nombres atòmics baixos i entre els sis primers es troben els que entren a formar part de la matèria viva. A què es deu la desigual abundància dels elements a l'univers?

Segons la cosmologia moderna, l'univers començà fa uns 15 000 milions d'anys de resultes de la gran explosió (*big bang*). En aquest moment tota la matèria i l'energia estaven confinades en un espai molt reduït, a temperatura i pressió elevadíssimes; en aquestes condicions els àtoms no existien. Com a conseqüència de la gran explosió l'univers primitiu s'expandí i es refredà. Al cap d'unes deu mil·lèsimes de segon es formaren protons, neutrons i altres menes de partícules per agregació de quarks.

Uns cent segons més tard, la temperatura havia baixat a mil milions de graus, prou perquè els protons i els neutrons es combinessin i es formessin nuclis de deuteri, ${}^2_1\text{H}$, per la unió dels quals es formarien nuclis d'heli, ${}^4_2\text{He}$. Però no es van sintetitzar nuclis més complexos.

Un milió d'anys després de la gran explosió, les condicions de pressió i temperatura foren favorables perquè els electrons quedessin lligats als nuclis d'hidrogen i heli, de manera que es van formar àtoms neutres. Mil milions d'anys després, enormes núvols d'aquests gasos poblaven certes regions de l'univers. Atrets per la seva pròpia massa, es concentraren formant estrelles, que són

astres de gran massa a l'interior dels quals es donen les condicions adequades de pressió i temperatura perquè es desencadenin reaccions nuclears de fusió. En aquesta primera etapa de la vida d'una estrella es produeix essencialment heli.

Un cop que l'estrella esgota el seu combustible nuclear, l'hidrogen, l'astre es contreu i la seva temperatura augmenta. De resultes d'això comencen a ser possibles al seu si reaccions nuclears més complexes, com la formació de nuclis de carboni per fusió de tres nuclis d'heli. Si el carboni format es fusiona amb més nuclis d'heli s'originen nuclis d'oxigen, neó, silici, magnesi... Els nombres atòmics dels elements resultants creixen de dues en dues unitats, perquè l'heli posseeix un nombre atòmic dos i això justifica que els elements amb nombre atòmic parell siguin els més abundants. Els de nombre atòmic senar s'originen en reaccions nuclears més complexes i són molt menys abundants.

Tots els elements químics que hi ha a l'univers, a excepció de l'hidrogen i gran part de l'heli, s'han generat en el forn nuclear de les estrelles. Això també resulta vàlid per als àtoms que formen part del nostre cos (a excepció, potser, dels d'hidrogen) que van pertànyer a alguna estrella que esclatà fa uns 5 000 milions d'anys. Som pols d'estrelles.



Fase final d'una estrella.

[illegible]

140

RESUM

El descobriment de l'**electró** l'any 1897, del **protó** el 1906 i del **nucli de l'àtom** el 1911 constitueixen tres fets fonamentals que marquen el punt de partida de la química moderna. El **neutró** va ser descobert el 1932.

Segons el **model atòmic de Rutherford**, en el nucli queda concentrada tota la càrrega positiva i pràcticament tota la seva massa. Els electrons giren al voltant del nucli. De tota manera, aquest model és incompatible amb les lleis de la física clàssica. Els electrons al girar perdrien energia i es precipitarien en espiral damunt del nucli.

Una gran part dels coneixements que tenim actualment sobre l'estructura electrònica de l'àtom procedeix de l'estudi dels **espectres atòmics** i de la seva interpretació amb ajuda de la **teoria quàntica**.

Els **espectres d'emissió** s'originen a partir de l'energia radiant emesa pels àtoms quan són prèviament excitats. Són **espectres discontinus**, la qual cosa indica que l'àtom emet energia en forma discontinua. L'absorció d'energia pels àtoms és també discontinua.

Segons la teoria quàntica, la matèria emet o absorbeix energia radiant de manera discontinua mitjançant corpuscles elementals. Cada un d'aquests corpuscles és un quàntum d'energia o fotó. Segons Planck, l'**energia d'un fotó** és $\epsilon = h \nu$.

El 1913 Niels Bohr va aplicar la teoria quàntica a l'àtom de Rutherford i va proposar un model per a l'àtom d'hidrogen que permet explicar-ne l'espectre d'emissió.

Segons Bohr, l'electró es mou entorn del nucli en certes capes anomenades **nivells energètics principals**, o nivells quàntics principals. Mentre l'electró es mou en un mateix nivell energètic no emet ni absorbeix energia.

Quan un electró passa d'un nivell quàntic a un altre de menor energia, no emet gradualment energia sinó d'una sola vegada en forma discontinua i quantitzada. El seu valor és igual a la diferència d'energies entre els dos nivells energètics. Inversament, l'energia absorbida per l'electró en passar d'un nivell quàntic inferior a un de superior, és discontinua i quantitzada, i el seu valor és igual a la diferència d'energies entre els dos nivells quàntics. L'energia emesa o absorbida en cada transició electrònica és igual a l'energia d'un quàntum o fotó: $\Delta E = \epsilon = h \nu$.

Estructura fina: a cada nivell d'energia, excepte $n = 1$, els electrons ocupen nivells d'energia lleugerament diferents, anomenats subnivells d'energia.

En el **model de núvol de càrrega** els electrons ocupen orbitals. Els electrons dels subnivells s, p, d i f ocupen els orbitals s, p, d i f. Cada orbital conté un màxim de dos electrons.

La **configuració electrònica** d'un àtom és la representació de com estan distribuïts els electrons en els diferents orbitals de l'àtom en estat fonamental.

Mendeléiev va publicar el 1869 la seva taula periòdica, on estan ordenats els 63 elements coneguts en aquella època. Aquest químic va trobar una repetició periòdica de les propietats d'aquests elements en ordenar-los per ordre creixent de les seves masses atòmiques (pesos atòmics).

En la **taula periòdica moderna** o sistema periòdic els elements estan ordenats per ordre creixent del seu **nombre atòmic**. Estan distribuïts en files horitzontals anomenades períodes i numerades de l'1 al 7. Hi ha tants períodes com nivells energètics.

Les analogies que presenten els elements situats en una mateixa columna de la taula periòdica es deuen a una similitud en la seva configuració electrònica i formen els grups o famílies numerades de l'1 al 18.

Les propietats dels elements que depenen de la configuració electrònica dels àtoms varien periòdicament amb el nombre atòmic, en especial les que són característiques d'àtoms individuals.

Són **propietats periòdiques** el volum atòmic, l'energia d'ionització, l'afinitat electrònica i l'electronegativitat.

L'**energia d'ionització** (EI) és l'energia necessària per arrencar un electró d'un àtom en estat gasós i fonamental. L'electró arrencat és el més allunyat del nucli. Els valors mínims d'energia d'ionització corresponen als metalls alcalins. Els valors màxims, en cada període, corresponen als gasos nobles.

L'**electronegativitat** es la tendència que té un àtom d'un element enllaçat amb un àtom d'un altre element a atreure cap a ell els electrons de l'enllaç. En els elements representatius l'electronegativitat augmenta d'esquerra a dreta en cada període i disminueix de dalt cap a baix dins de cada grup. L'element més electronegatiu és el fluor.

Els elements de la taula periòdica es classifiquen en **metalls**, **no-metalls** i **semimetalls**. La majoria dels elements són metalls i estan situats a l'esquerra de la línia de traç més gruixut que comença en el bor i acaba en l'astat. Els situats a la dreta de la línia de traç són no-metalls. Els semimetalls són els elements contigus a aquesta línia.



ACTIVITATS

Estructura atòmica

- 1** Fes un resum de les característiques dels raigs catòdics i dels raigs canals o positius. Quines diferències essencials hi ha entre uns i altres?
- 2** Les experiències de Rutherford van demostrar que no era possible considerar l'àtom tal com l'havia imaginat Thomson. Analitza detalladament aquesta informació.
- 3** Calcula el valor de la massa atòmica patró en unitats del SI.
- 4** S'ha observat experimentalment que, quan un electró i un positró xoquen, s'aniquilen mútuament, és a dir, que la seva massa desapareix del tot. Calcula l'energia obtinguda en aquest procés d'aniquilació.
(Nota: Un positró és una partícula de massa igual a la de l'electró, però de càrrega positiva.)
- 5** Calcula la pèrdua de massa quan es forma un nucli de carboni-12 a partir dels protons i neutrons corresponents.
- 6** El Sol emet energia radiant a raó de $3,9 \times 10^{26}$ J per segon. Quina pèrdua de massa experimenta a cada segon?
- 7** Calcula la longitud d'ona de les radiacions següents:
 - a) Les ones d'una emissora de ràdio que emet amb una freqüència de 100 MHz.
 - b) Les ones UHF de televisió, la freqüència de les quals és de 650 MHz.
 - c) Raigs X de freqüència 10^{19} Hz.
 - d) Per què cap d'aquestes ones és visible?
- 8** Calcula la longitud d'ona i l'energia d'un fotó de radiació ultraviolada de freqüència $1,25 \times 10^{16}$ Hz.
- 9** L'electró d'un àtom d'hidrogen que es troba en estat fonamental s'excita en el nivell quàntic principal $n = 2$. L'electró d'un altre àtom d'hidrogen, també en estat fonamental, s'excita en el nivell quàntic principal $n = 4$. Quan cada electró torna al seu estat fonamental, quin dels dos emetrà radiació electromagnètica de més energia, de més freqüència i de més longitud d'ona?

- 10** Quants subnivells té el nivell quàntic $n = 4$? Com es designen? Hi ha algun subnivell de $n = 5$ amb energia menor que algun subnivell de $n = 4$? Quin és?
- 11** És possible que un electró ocupi els subnivells simbolitzats per 1s, 1p, 2p, 3p, 3d, 3f i 4f?
- 12** Un àtom neutre en estat fonamental té 2 electrons en el primer nivell d'energia, 8 electrons en el segon i 4 en el tercer. A partir d'aquesta informació indica quina de les característiques següents és possible de conèixer:
 - a) El nombre atòmic.
 - b) El nombre de protons del nucli.
 - c) El nombre de neutrons del nucli.
 - d) La massa atòmica relativa (o pes atòmic).
 - e) Els nivells energètics principals.
- 13** Escribeu la configuració electrònica dels elements següents:
 - a) Silici.
 - b) Clor.
 - c) Sofre.
 - d) Oxigen.
 - e) Calci.
 - f) Argó.
- 14** A quins àtoms neutres i en estat fonamental corresponen les configuracions electròniques següents?
 - a) $1s^2 2s^2$
 - b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
- 15** Quines de les configuracions electròniques següents, que corresponen a àtoms neutres que es troben en estat fonamental, són incorrectes? Per què?
 - a) $1s^2 2s^2 3s^1 3p^4$
 - b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^8$
 - c) $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^2$
 - d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Taula periòdica

- 16** Quina propietat tenen en comú tots els gasos nobles? Per què?
- 17** Quins elements no metàl·lics coneixes que siguin sòlids a temperatura ordinària?



- 18** a) A quin grup del Sistema Periòdic pertany el radi?
b) A partir de les dades següents, prediu les propietats del radi.

Element	Densitat g cm ⁻³	Punt de fusió °C	Punt d'ebullició °C
Mg	1,74	651	1 110
Ca	1,55	810	1 170
Sr	2,54	800	1 150
Ba	3,5	850	1 140
Ra			

Compara les propietats previstes amb els valors trobats en un llibre de química general, en una enciclopèdia o a Internet.

- 19** Què s'entén per «periodicitat» de les propietats dels elements?
- 20** Hi ha metalls molt densos; en canvi, d'altres tenen baixa densitat, alguns són tous i d'altres tenen gran duresa. Indica tres metalls d'elevada densitat, tres de baixa densitat, tres de tous i tres de molt durs.
- 21** Classifica els elements següents en metalls, no-metalls i semimetalls: liti, iode, urani, vanadi, carboni, seleni, fòsfor, lantani i bismut.
- 22** Per què el sodi, l'alumini i el clor estan situats en el tercer període?
- 23** La configuració electrònica d'un element neutre és $1s^2 2s^2 2p^4$.
a) Quin és el seu nombre atòmic?
b) Quants electrons té en el seu darrer nivell?
c) En quin període del Sistema Periòdic es troba?
- 24** Quina és la característica comuna, des del punt de vista de la configuració electrònica, dels elements representatius?
- 25** Indica en quin grup i en quin període es troben els elements les configuracions electròniques dels quals en estat fonamental són:
a) $1s^2 2s^2 2p^2$
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

- 26** Els nombres atòmics de l'alumini i el sofre són respectivament, 13 i 16. Escriu la configuració electrònica, en estat fonamental, dels ions següents: Al^{3+} i S^{2-} .

- 27** Les configuracions electròniques, en estat fonamental, dels elements A, B, C, D i E són:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

C: $1s^2$

D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

E: $1s^2 2s^2 2p^4$

Indica, sense consultar la taula periòdica:

- a) Quin element és un gas noble.
b) Quin o quins elements són metalls i quins són no-metalls.
c) Quin element és un metall de transició.

- 28** Un element A té un nombre atòmic 9, i un altre element B té un nombre atòmic 20.

- a) Escriu les seves configuracions electròniques en estat fonamental.
b) Sense consultar la taula periòdica, indica a quin grup i a quin període pertany cadascun.
c) Indica, raonant la teva resposta, quin dels dos elements posseeix major energia d'ionització.

- 29** Dels parells d'àtoms següents, indica, raonant-ho, quin dels dos té una energia d'ionització més alta:

- a) potassi-calcí.
b) sodi-rubidi.
c) rubidi-estronci.

- 30** Ordena els elements de cada sèrie per energia d'ionització creixent:

- a) K, Rb, Li, Na, Cs.
b) F, Br, Cl, I.

- 31** L'energia d'ionització del sodi és de 493 kJ/mol.

- a) Expressa l'energia esmentada en eV/àtom.
b) Calcula la freqüència mínima que ha de tenir una radiació electromagnètica perquè, en incidir sobre àtoms de sodi gasosos i en estat fonamental, en provoquin la ionització.

- 32** L'energia d'ionització del liti és de 517 kJ/mol. Indica, raonant-ho després de fer els càlculs

necessaris, si una radiació ultraviolada de $\lambda = 50 \text{ nm}$, en incidir sobre àtoms de liti gasosos i en estat fonamental, en provocarà la ionització.

33 Quina és la característica comuna, des del punt de vista de la configuració electrònica, dels metalls de transició?

34 Quin element té una energia d'ionització més alta? Per què? Raona la teva resposta.

35 La configuració electrònica, en estat fonamental d'un element A, és: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

Indica en quin grup i en quin període es troba l'element A.

Quin és el nom i el símbol de l'element A? Escriu la configuració electrònica, en estat fonamental, de l'ió A^+ .

36 Compara les configuracions electròniques del K^+ i del Cl^- . Són iguals?

37 Escriu les configuracions electròniques en estat fonamental de les espècies químiques següents:

C	Fe^{3+}
Kr	Cu^+
Na^+	Cu^{2+}
O^{2-}	Rb

Investiga

38 Investiga quins elements químics es coneixien a la Prehistòria i quines utilitats tenien.

39 Investiga els colors que donen a la flama d'un bunsen els metalls alcalins.

A **www.ecasals.net** trobaràs una llista de pàgines web que t'ajudaran a iniciar la teva investigació. No oblidis consultar també enciclopèdies i llibres especialitzats.