

TEMA 40

Evolució històrica de la classificació dels elements químics

Periodicitat de les propietats i relació amb la configuració electrònica

Estudi experimental d'algunes de les propietats periòdiques

40.1 Evolució històrica en la classificació dels elements químics

40.2 Periodicitat de les propietats i relació amb la configuració electrònica

40.2.1 Propietats Elèctriques i Estructurals

40.2.2 Energia d'ionització

40.2.3 Afinitat electrònica

40.2.4 Radis Atòmics

40.2.5. Radis Iònics

40.2.6 Electronegativitat

40.2.7. Nombres d'oxidació

40.3 Estudi Experimental d'algunes propietats periòdiques

40

Evolució històrica de la classificació dels elements químics. Periodicitat de les propietats i relació amb la configuració electrònica. Estudi experimental d'algunes de les propietats periòdiques**40.1 Evolució històrica en la classificació dels elements químics**

Cap a l'any 1829, Johann Wolfgang Döbereiner va observar que hi havia certs elements que tenien propietats molt similars i que es presentaven en tríades: Clor, brom i iode; calci, estronci i bari; sofre, seleni i teluri; cobalt, manganès i ferro.

L'any 1864 John A.R. Newlands classificà els elements per ordre de masses atòmiques creixents i observà que després de cada set elements, en el vuitè, es repetien les propietats del primer. Per analogia a l'escala musical a aquesta repetició periòdica l'anomenà llei de les octaves. Ningú li va fer cas.

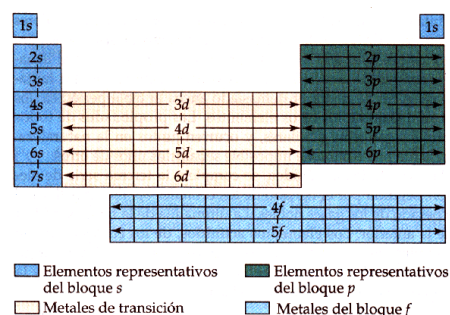
La llei química que afirma que les propietats de tots els elements són funcions periòdiques de les masses atòmiques fou desenvolupada independentment per dos químics, l'any 1869 per Dmitri Mendelèiev i l'any 1870 per Julius Lothar Meyer. La clau del seu èxit era admetre que encara quedaven elements per descriure i que s'havien de deixar espais buits a la taula.

El sistema periòdic va anar experimentant avanços conforme es van anar descobrint nous elements (com els gasos nobles a finals del segle XIX) i el descobriment de la teoria quàntica, que permet interpretar la causa de la periodicitat.

40.2 Periodicitat de les propietats i relació amb la configuració electrònica

Les propietats dels elements químics són funcions periòdiques dels nombres atòmics. En la forma llarga de la taula periòdica hi ha 18 columnes verticals que defineixen a les famílies o grups químics. Moltes vegades, els membres d'un mateix grup tenen configuracions equivalents dels seus electrons de valència, exceptuant el nombre quàntic principal. Per evitar que la taula periòdica sigui excessivament llarga, als 14 elements que venen després del lantani i els 14 que van després de l'actini, se situen en dues files separades en la part inferior de la taula periòdica.

La taula periòdica es pot separar en blocs d'elements en base a la configuració electrònica dels seus àtoms. A l'esquerra hi ha dues columnes d'elements coneguts com a metalls alcalins (grup 1A) i metalls alcalinoterris (grup 2A). En aquests elements s'omplen orbitals s de la capa exterior. A la dreta hi ha un bloc de 6 columnes que corresponen als elements en els que s'estan omplint els orbitals p més exteriors. Els blocs s i p contenen els anomenats elements representatius. A la part mitja de la taula hi ha un bloc de deu columnes que conté els metalls de transició.



En aquests elements s'estan omplint els orbitals d. A la part inferior de la taula hi ha dues files que contenen 14 columnes. En aquests elements, coneguts com elements de transició interna, s'omplen els orbitals f.

Encara que l'estructura de la taula periòdica està pensada per posar èmfasi en l'existència de relacions verticals entre els membres d'un mateix grup, varies propietats presenten tendències regulars al llarg de cada fila de la taula. També hi ha importants relacions diagonals, amb freqüència hi ha similituds entre un element i el seu veí diagonal de la fila i columna següent.

Una quantitat molt gran de propietats físiques i químiques dels elements varien periòdicament segons el nombre atòmic. Algunes d'aquestes propietats es relacionen fàcilment i directament amb les configuracions electròniques: conductivitat elèctrica, l'energia d'ionització, l'afinitat electrònica, els estats d'oxidació possibles i els radis atòmics i iònics.

40.2.1 Propietats Elèctriques i Estructurals

Si tenim en compte només les propietats elèctriques, els elements es poden classificar com metalls, no metalls i semimetalls. Els metalls són bons conductors de l'electricitat i les seves conductivitats elèctriques disminueixen lentament amb la temperatura. Els no metalls són aïllants i les conductivitats són extremadament petites o no detectables. Les conductivitats elèctriques dels semimetalls o semiconductors són petites però mesurables i augmenten amb la temperatura. A la taula següent tenim la conductivitat expressada en unitats $10^4 \text{ ohm}^{-1}\text{cm}^{-1}$. El grup ombrejat té conductivitats de l'ordre de 10 a $10^{-5} \text{ ohm}^{-1}\text{cm}^{-1}$.

A la taula podem veure que els metalls apareixen a l'esquerra de la taula periòdica i estan separats dels no metalls per una banda diagonal de semimetalls, que va des del bor fins al teluri. En aquesta classificació cal tenir en compte que hi ha elements que presenten en diferents formes al·lotròpiques. Per exemple, l'estany gris, fase α , té una xarxa cristal·lina tipus diamant i es comporta com un semimetall; en canvi, l'estany blanc o fase β és un conductor metàl·lic. El fòsfor blanc P_4 i el fòsfor vermell, que té una complexa estructura en cadena, són aïllants; en canvi el fòsfor negre, té una estructura cristal·lina formada per fulles acanalades i es comporta com un semimetall. En el seleni, un dels al·lotrops és un sòlid molecular format per molècules en forma d'anell i es comporta com un no metall. Un altre al·lotrop està format per cadenes d'àtoms de Se enllaçats covalentment i té les propietats elèctriques d'un semimetall.

Li 11,8	Be 18	B	C	N	O	F
Na 23	Mg 25	Al 40	Si	P ⁰	S	Cl
K 15,9	Ca 23	Ga 2,4	Ge	As	Se ⁰	Br
Rb 8,6	Sr 3,3	In 12	Sn⁰	Sb 2,8	Te	I
Cs 5,6	Ba 1,7	Tl 7,1	Pb 5,2	Bi 1,0	Po	At

Sc —	Ti 1,2	V 0,6	Cr 6,5	Mn 20	Fe 11,2	Co 16	Ni 16	Cu 65	Zn 18
Y —	Zr 2,4	Nb —	Mo 23	Tc —	Ru 8,5	Rh 22	Pd 1	Ag 66	Cd 15
La 1,7	Hf 3,4	Ta 7,2	W 20	Re —	Os 11	Ir 20	Pt 10	Au 49	Hg 4,4

Es troba comportament metàl·lic entre els elements de transició, els membres dels grups 1 i 2, i els elements més pesants dels grups 13, 14 i 15. Els elements

metàl·lics tenen estructures cristal·lines amb un nombre de coordinació alt, 12 en les xarxes d'empaquetament compacte o 8 en la xarxa cúbica centrada en el cos.

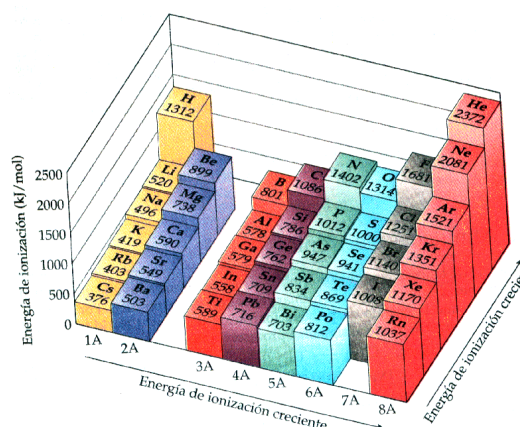
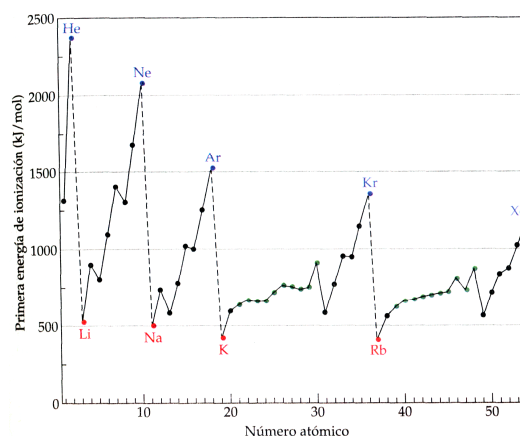
Els elements no metàl·lics són els meus lleugers dels grups 14, 15, 16 i 17. Aquests elements es presenten generalment com petites molècules enllaçades covalentment, com per exemple el N_2 , S_8 i Cl_2 , que formen sòlids moleculars volàtils.

Els semimetalls formen estructures cristal·lines complexes que poden implicar malles tridimensionals, reticles de capa infinita, o molècules de cadena llarga. El nombre de coordinació d'aquests cristalls és petit quan es compara amb els cristalls metàl·lics.

40.2.2 Energia d'ionització

L'energia d'ionització és l'energia mínima necessària per treure un electró d'un àtom. Per tant, l'energia d'ionització és una mesura quantitativa de l'estabilitat de l'estructura electrònica d'un àtom aïllat. Quan s'estudia l'energia d'ionització dels elements al llarg de cada període s'observa que:

1. La tendència general és que, dins de cada fila, l'energia d'ionització augmenta amb el nombre atòmic. Els metalls alcalins presenten els valors més baixos i els gasos nobles els més alts. Aquesta tendència no és exacta, doncs hi ha petits màxims i mínims secundaris.
2. En una família o grup, l'energia d'ionització tendeix a disminuir a mesura que augmenten els nombres atòmics. Aquest comportament és molt clar entre els elements representatius i està relacionada amb l'aparició de les propietats metàl·liques que es troben a mesura que augmenten els nombres atòmics en els grups 13, 14, 15, 16 i 17.
3. En general, l'energia d'ionització dels metalls de transició augmenten lentament amb el nombre atòmic. Els metalls del bloc f també mostren una variació molt petita de l'energia d'ionització.



Anem a explicar ara en detall les característiques de l'energia d'ionització en termes de la configuració electrònica.

La primera cosa a comentar és que l'energia d'ionització de l'heli no és 4 vegades l'energia d'ionització de l'hidrogen, tal i com podríem esperar de l'augment de la càrrega

nuclear. Degut a la repulsió entre els dos electrons que ocupen l'orbital 1s, l'energia d'ionització és més baixa.

El següent element és el liti. La configuració electrònica del liti és $1s^2 2s^1$ i veiem que la seva energia d'ionització és molt baixa. Això és degut a que els dos electrons de l'orbital 1s apantallen al nucli, de manera que la major part del temps la càrrega nuclear efectiva és només +1. A més l'electró en l'orbital 2s correspon a un nombre quàntic superior i per tant és més lluny del nucli. Tots dos factors fan que l'energia d'ionització sigui molt baixa.

L'energia d'ionització del berili és superior a la del liti degut a l'augment de la càrrega nuclear.

En el bor hi ha un decreixement de l'energia d'ionització. La configuració electrònica del bor és $1s^2 2s^2 2p^1$, la qual cosa ens indica que l'energia de l'electró en l'orbital 2p és superior a l'energia en l'orbital 2s. Aquest fet és coherent amb la distribució radial dels orbitals p: l'apantallament degut als electrons en l'orbital 1s és més efectiu per l'electró en l'orbital 2p, degut a que per aquest orbital la probabilitat de trobar-se prop del nucli és molt inferior a la del orbital 2s i per tant té més energia.

L'addició del segon i tercer electrons 2p del carboni i del nitrogen és acompanyada per un augment en l'energia d'ionització, degut a l'augment de la càrrega nuclear.

L'addició del quart electró 2p en l'oxigen suposa una petita disminució en l'energia d'ionització. Aquest fet és degut a que el quart electró s'ha de situar en un orbital en el que ja hi ha un electró. La repulsió entre electrons supera l'augment de la càrrega nuclear.

Quan s'afegeixen el 5è i 6è electrons 2p l'efecte de l'augment de la càrrega nuclear supera al de la repulsió electrònica i l'energia d'ionització augmenta fins a un màxim en el neon.

En el tercer període es repeteix el mateix comportament. En el quart període, després d'omplir-se l'orbital 4s en el potassi i en el calci, l'energia d'ionització augmenta molt lentament a mesura que s'afegeixen electrons en la sèrie dels metalls de transició. Quan un dels metalls de transició s'ionitza, és un electró 4s el que és eliminat, cosa que indica que l'energia dels orbitals 4s i 3d són molt semblants i que un lleuger canvi en l'estructura de l'àtom pot originar canvis en les energies relatives dels orbitals. Mentre que la majoria dels elements tenen l'estructura $3d^n 4s^2$, el crom té l'estructura $3d^5 4s^1$ i el coure $3d^{10} 4s^1$. El fet que les energies dels orbitals 4s i 3d sigui tant semblant explica el gran nombre d'estats d'oxidació que poden tenir molts dels metalls de transició.

En el cinquè període es repeteix el mateix que en el quart. En el sisè període, les energies d'ionització dels metalls de transició són més elevades que les dels períodes quatre i cinc degut a l'aparició de 14 elements de transició interna immediatament abans de que s'omplien els orbitals 6d. D'aquesta manera l'energia d'ionització reflecteix una quantitat extra de càrrega nuclear introduïda amb els elements de transició interna.

40.2.3 Afinitat electrònica

L'afinitat electrònica és el canvi d'energia que ocorre quan s'afegeix un electró a un àtom gas neutre. En quasi tots els casos s'allibera energia. Com més gran és l'atracció entre un àtom donat i un electró més negativa serà l'afinitat. L'afinitat electrònica del clor és la més negativa de tots els elements. Per als gasos nobles l'afinitat electrònica és positiva.

Anem a comentar la taula d'afinitats (kJ/mol) per als elements representatius.

1. En general, l'afinitat electrònica es fa més negativa amb el nombre atòmic al llarg d'una fila o període.

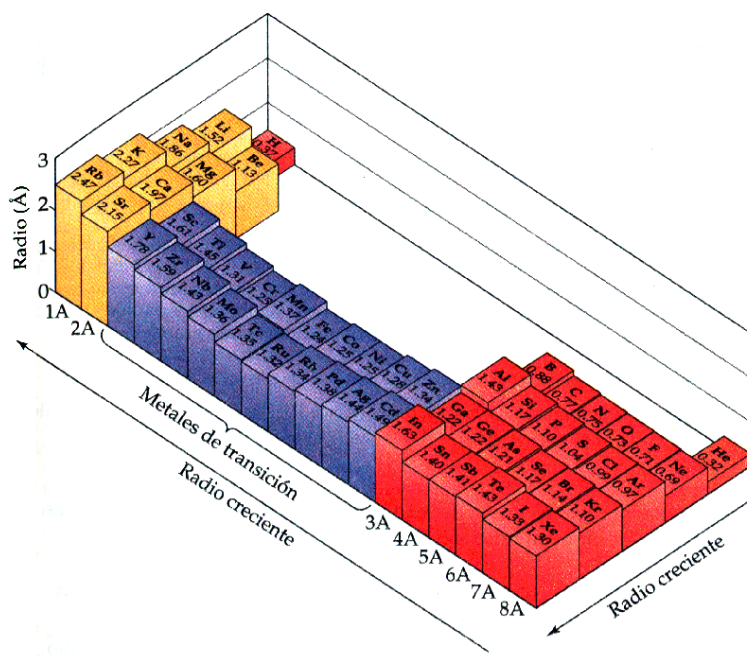
2. Els halògens, que només els falta un electró per tenir un subcapa p plena, tenen les afinitats més negatives. Al guanyar un electró, els elements halògens es converteixen en ions estables que posseeixen la configuració electrònica corresponent a un gas noble.

H -73							He >0
Li -60	Be >0	B -27	C -122	N >0	O -141	F -328	Ne >0
Na -53	Mg >0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar >0
K -48	Ca -4	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0
Rb -47	Sr -11	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A

3. En els gasos nobles, l'addició d'un electró significaria començar a omplir un nou orbital de nombre quàntic superior, la qual cosa és molt desfavorable des del punt de vista energètic. Això fa que l'afinitat sigui positiva i per tant no es forma cap ió.
4. Les afinitats electròniques del berili i del magnesi són positives degut a que l'electró hauria d'ocupar un orbital p que resulta tenir una energia elevada. Pels elements següents del mateix grup l'afinitat és inferior al veí de l'esquerra pel mateix motiu.
5. Les afinitats electròniques del grup del nitrogen també presenten efectes interessants. Aquests elements tenen un electró a cada orbital p, i per tant, l'electró addicional s'ha de col·locar en un orbital que ja està ocupat, la qual cosa causa repulsions i per tant l'afinitat en el cas del nitrogen és positiva, i pels altres membres del grup és inferior al veí de l'esquerra.
6. L'afinitat electrònica hauria de tendir a disminuir si tenim en compte que els electrons cada vegada s'han de situar més lluny del nucli. També podríem argumentar que hauria d'augmentar per què els àtoms, al ser més grans, també presenten una menor repulsió entre els electrons de la mateixa subcapa. Aquests dos factors tendeixen a compensar-se i provoca que no hi hagi grans variacions en l'afinitat dins d'un mateix grup.
7. Les afinitats electròniques dels no metalls són generalment més altes que les dels metalls, en particular, les afinitats electròniques dels àtoms dels halògens són particularment grans. La variació de l'afinitat electrònica i de l'energia d'ionització segons el nombre atòmic explica el fet que els no metalls tenen una tendència major a adquirir electrons i menor tendència a alliberar-los que la que tenen els semimetalls i els metalls.

40.2.4 Radis Atòmics

Un dels mètodes més comuns per estimar els radis atòmics consisteix en suposar que els àtoms són esferes que es toquen quan estan enllaçats. D'aquesta manera es poden obtenir els nombres següents:



Observant aquestes dades es dedueixen un seguit de tendències:

1. Dins de cada fila o període, el radi atòmic tendeix a disminuir conforme ens movem d'esquerra a dreta.
2. Dins de cada grup o columna el radi atòmic tendeix a augmentar conforme baixem per la columna.

Anem a explicar aquests fets a partir de la configuració electrònica. Al moure'ns horitzontalment per qualsevol fila de la taula, el nombre d'electrons interns es manté constant i la càrrega nuclear efectiva augmenta. Els electrons que es van afegint són molt poc efectius per crear apantallament entre ells. La càrrega nuclear efectiva doncs augmenta contínuament, la qual cosa fa que els electrons sigui atrets cap a posicions més properes al nucli. Per tant el radi tendeix a disminuir conforme avancem al llarg d'un període.

Al baixar per una columna d'elements, la càrrega nuclear efectiva roman relativament constant mentre que el nombre quàntic principal augmenta. Això implica que la grandària de l'orbital de valència augmenta i per tant també augmenta el radi.

CONTRACCIÓ LANTÀNIDA

En el sisè període de la taula periòdica apareix la sèrie dels làntanids. En aquests elements de transició interna els electrons que es van afegint omplen els 7 orbitals 4f. Els electrons més externs, de l'orbital 6s, són apantallats en part pels electrons que apareixen en els orbitals 4f, però aquest efecte es veu compensat per l'augment de la

càrrega nuclear, i el resultat és una disminució en el radi atòmic amb l'augment de nombre atòmic. Això fa que quan es passa del lantani al hafni, hi hagi una contracció considerable en el radi atòmic, contracció que rep el nom de contracció lantànida. La contracció lantànida fa que l'hafni tingui quasi exactament el mateix radi que el Zr.

Els efectes de la contracció lantànida s'estén a la resta del 6è període provocant que els radis atòmics de la resta d'elements a partir de l'hafni siguin pràcticament iguals als del 5è període. Això fa que els metalls de transició del 6è període siguin extremadament densos. Els àtoms tenen la mateixa grandària que els àtoms de la fila immediatament superior, però el pes atòmic és 32 unitats més gran. L'or, el mercuri el platí i el plom són elements d'aquest període amb una densitat molt elevada

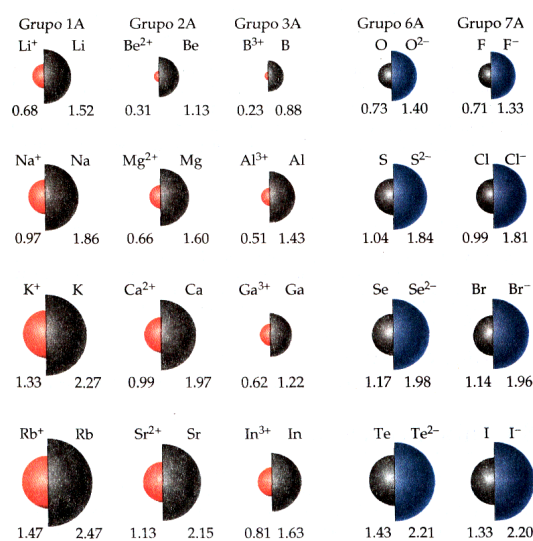
Connexió entre el radi atòmic, l'afinitat i l'energia d'ionització

En línies generals, la variació de l'energia d'ionització pels períodes i al baixar pels grups és paral·lela a la del radi atòmic. Això és lògic, doncs l'energia necessària per treure un electró d'un àtom depèn en part de la seva distància al nucli. La variació de l'afinitat electrònica també és semblant a la dels radis atòmics. Al col·locar un electró en un àtom, com més a prop quedi del nucli, major serà l'efecte de la càrrega nuclear efectiva.

40.2.5. Radis Iònics

En general els ions positius són més petits que els àtoms neutres i els ions negatius són més grans que els àtoms neutres tal i com podem veure en el dibuix.

Quan un àtom perd electrons per formar un ió positiu els electrons que es perden provenen sempre del nivell amb el major valor del nombre quàntic principal. Un àtom de sodi per exemple, amb configuració $[\text{Ne}] 3s^1$, quan perd un electró perd l'electró 3s exposant el nucli més petit de neon, que es troba "a sota". Es formen molts ions positius per la pèrdua d'electrons dels nivells externs dels àtoms neutres; en aquests casos, els ions reflecteixen les grandàries més petites dels nuclis interns de gas noble que exposats al formar-se els ions.

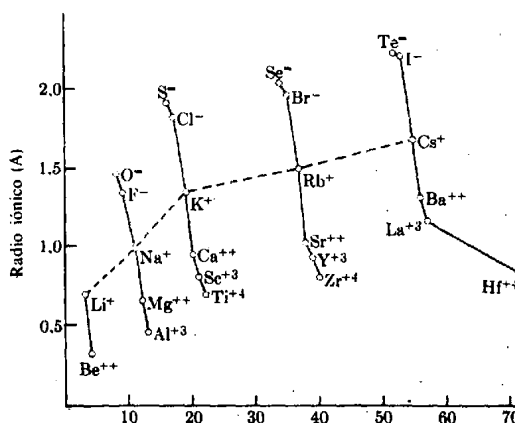


Quan un metall de transició forma un ió positiu, el subnivell extern s es buida primer que el d. Per exemple, el ferro, amb configuració electrònica $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$, pot formar l'ió Fe^{2+} amb configuració electrònica $[\text{Ar}] 3d^6$ i l'ió Fe^{3+} amb configuració electrònica $[\text{Ar}] 3d^5$. En el canvi $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ es buida el nivell extern, cosa que suposa una disminució del radi. El pas $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ suposa una disminució de la repulsió electrònica per tant la grandària torna a disminuir.

Quan es formen ions negatius a partir dels àtoms neutres s'afegiran electrons al nivell extern, la qual cosa augmenta la repulsió entre els electrons, produint-se un augment del radi.

Fixem-nos ara en com varien els radis atòmics en funció del nombre atòmic. Si ens fixem en qualsevol seqüència isoelectrònica el radi iònic disminueix a mesura que augmenta el nombre atòmic. Això és degut a que a mesura que augmenta la càrrega nuclear el núvol d'electrons tendeix a contreure's.

També s'observa que en una família donada, el radi iònic augmenta a mesura que augmenta el nombre atòmic. En el potassi es produeix una certa discontinuïtat. Després del potassi, els radis iònics dels membres d'una família no augmenten tant ràpidament. Això és degut a que entre el potassi i el rubidi hi ha la primera sèrie de transició i, a mesura que aquests elements addicionals entren en la taula periòdica, la càrrega nuclear creixent tendeix a fer que els àtoms i els seus ions es contreguin. Per tant els ions que venen després de les sèries de transició són més petits del que d'entrada podríem pensar.



Un altre exemple de com disminueix el radi iònic al llarg d'una sèrie la constitueix la família dels lantanids. En els lantanids es van afegint electrons 4f per donar configuracions electròniques del tipus $[Xe]4f^n6s^2$. Tots els lantanids formen ions +3: dos electrons procedents de l'orbital 6s i un electró 4f. La grandària d'aquests ions es fa progressivament més petita a mesura que augmenta el nombre atòmic. Aquesta disminució s'anomena contracció lantànida.

40.2.6 Electronegativitat

Es diu que un element és electronegatiu quan en les seves interaccions químiques té més tendència a adquirir electrons que a perdre'ls. L'electronegativitat descriu, doncs l'atracció que exerceix un àtom sobre els electrons d'enllaç. S'han fet diversos intents per crear una escala quantitativa d'electronegativitat.

El procediment més senzill potser fos el de R.S.Mulliken, que suggerí que l'electronegativitat és proporcional al promig de l'energia d'ionització i l'afinitat electrònica.

La més usual és la de Pauling. Pauling va obtenir valors d'electronegativitat comparant l'energia d'enllaç entre àtoms desiguals, AB, amb les energies mitjanes dels enllaços de A_2 i B_2 . Si, per exemple, HF formés un enllaç covalent, seria d'esperar que l'energia d'enllaç HF fos pròxima al promig (mitjana aritmètica o geomètrica) de les energies d'enllaç de H_2 i F_2 . El que passa, però, és que en molècules com HF els enllaços són més forts que els predits a partir dels promitjos. L'energia d'enllaç del HF és de 565 kJ/mol, mentre que les energies d'enllaç de H_2 i F_2 són 432 i 139 kJ/mol, respectivament. La mitjana geomètrica és de 245 kJ/mol, que és molt menor que

l'energia d'enllaç observada en el HF. Aquesta energia d'enllaç extra Δ d'una molècula AB se suposa que és una conseqüència del caràcter iònic parcial de l'enllaç, deguda a la diferència d'electronegativitats entre els dos elements. La diferència d'electronegativitats entre els àtoms A i B es pot definir com:

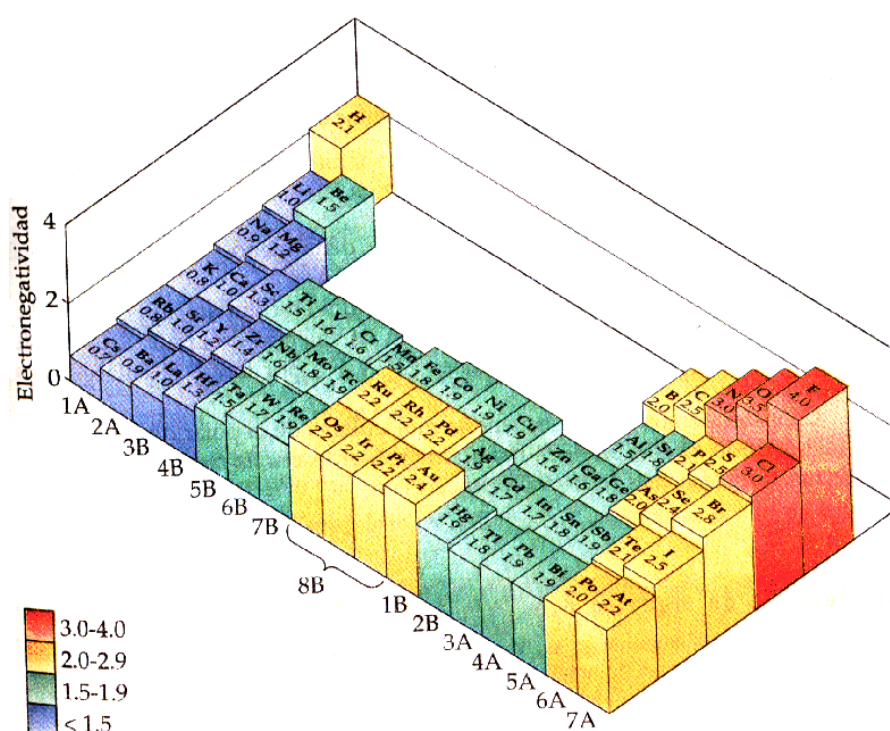
$$|\chi_A - \chi_B| = 0.102 \times \left[D_{AB} - (D_{AA} D_{BB})^{1/2} \right]^{1/2}$$

on D_{AB} , D_{AA} i D_{BB} són les energies d'enllaç de les molècules diatòmiques corresponents. La rel quadrada s'utilitza perquè proporciona un conjunt de valors d'electronegativitat més consistent. Com que en aquesta equació només s'obtenen diferències, s'ha d'assignar a un àtom un valor específic d'electronegativitat i aleshores es poden calcular fàcilment els valors per als altres àtoms. Al fluor, l'element més electronegatiu se li assigna un valor de 3,98.

L'electronegativitat és una mesura de l'atracció que exerceix un àtom pels electrons d'enllaç que ha format amb un altra àtom. Els electrons d'enllaç de la molècula HF són arrossegats cap a l'àtom F, degut a la seva major electronegativitat. L'enllaç HF té caràcter iònic parcial. La diferència de les electronegativitats dels elements que formen part d'una molècula té relació directa doncs amb amb els moments dipolars, el tipus d'enllaç i l'energia d'enllaç.

Una diferència de més de 2,0 dona com a resultat un enllaç que es pot considerar iònic; una diferència en l'interval 0,4-2,0 dona com a resultat un enllaç covalent amb caràcter iònic o enllaç covalent polar. Una diferència menor de 0,4 dóna com a resultat un enllaç que pot ser considerat com a covalent.

Veient aquesta taula s'observa que l'aptitud per atreure i mantenir electrons augmenta d'esquerra a dreta al llarg de qualsevol fila i de la part inferior a la superior en qualsevol columna de la taula periòdica. Això és consistent amb les tendències de l'energia d'ionització i de l'afinitat electrònica.



40.2.7. Nombres d'oxidació

Els estats d'oxidació dels elements químics presenten regularitats periòdiques molt clares. Els estats d'oxidació dels elements representatius tenen una relació simple amb les configuracions electròniques dels àtoms. Molts dels estats d'oxidació corresponen a la pèrdua o al guany de suficients electrons com per adquirir una configuració electrònica de “capa tancada” del tipus ns^2np^6 o nd^{10} . Aquesta tendència és molt clara en els grups 1 i 2 i en els membres més lleugers del grup 13.

En el grup 13, els elements indi i tali també es presenta l'estat d'oxidació +1, i això correspon únicament a la pèrdua de l'electró p i dona com a resultat la configuració ns^2 del In^+ i del Tl^+ . Els estats d'oxidació que corresponen a la pèrdua d'electrons np i a la retenció dels electrons ns^2 també es presenten en els elements més pesats dels grups 14, 15, 16 i 17. Per exemple, l'estany i el plom tenen configuracions ns^2np^2 presenten estats d'oxidació +2 i +4; el fòsfor, l'arsènic, l'antimoni i el bismut amb la configuració ns^2np^3 , presenten estats d'oxidació +3 i +5.

En qualsevol dels grups 13, 14, 15, 16 i 17 en els que es troben dos o més estats d'oxidació positius, els estats d'oxidació inferiors tendeixen a ser més importants conforme baixem per una columna de la taula.

Els estats d'oxidació negatius són molt comuns entre els no metalls. En el grup 15 per exemple, el nitrogen i el fòsfor formen nitrurs i fosfurs que contenen els ions N^{3-} i P^{3-} , però l'estat -3 és molt menys important en la química de l'arsènic i l'antimoni i inexistent pel bismut. En el grup 16, l'estat -2 és important per a tots els elements, però és relativament més important pels membres més lleugers del grup. El mateix passa en el grup 17 amb l'estat d'oxidació -1.

Els elements de transició presenten un gran nombre d'estats d'oxidació. Els estats d'oxidació màxims que es troben en les famílies de l'escandi, titani, vanadi, crom i manganès correspon a la configuració de gas noble. Per tant, els metalls de transició que presenten la capa d mig plena poden perdre tots els electrons de valència.

Els elements de la primera sèrie de transició amb més de 5 electrons 3d presenten pràcticament mai estat d'oxidació majors que +2 o +3. Per exemple el ferro, $3d^64s^2$ es limita a estats d'oxidació +2 i +3. L'estat +8 en canvi, és important per al ruteni i l'osmi. En la família del cobalt, níquel, coure i zinc, els estats d'oxidació importants són tots menors que el corresponent a l'eliminació de tots els electrons s i d.

40.3 Estudi Experimental d'algunes propietats periòdiques

Els radis atòmics i iònics s'estudien mitjançant difracció de raigs X.

Els estats d'oxidació es dedueixen a partir de l'estequiometria dels compostos als que dona lloc l'element quan es combina amb d'altres elements.

L'energia d'ionització es dedueix a partir de l'estudi de l'espectre de cada element. Correspon a la mínima longitud d'ona que pot absorbir l'element.

L'electronegativitat a partir de les energies d'enllaç.