

Variació periòdica de les propietats dels elements



PROPIETATS PERIÒDIQUES

Les propietats periòdiques són aquelles propietats dels elements que varien d'una manera regular al llarg d'un grup i d'un període de la taula periòdica.

La variació de les propietats periòdiques s'explica a partir de la variació al llarg d'un grup i període de la càrrega nuclear efectiva dels electrons de la capa de valència.



PROPIETATS PERIÒDIQUES (II)

La càrrega nuclear efectiva és la càrrega del nucli que els electrons senten realment, ja que part d'aquesta càrrega es veu neutralitzada pels electrons més interns (deiem que els electrons més interns apantallen).

Els electrons de la capa de valència experimenten una càrrega nuclear efectiva (Z^*) molt més petita que la que actua sobre els electrons interns.

La càrrega nuclear efectiva varia d'una manera regular al llarg de la taula periòdica. En general, la càrrega nuclear efectiva dels electrons de la capa de valència augmenta cap a la dreta en un període. Dins d'un grup roman gairabé invariable, ja que l'augment de la càrrega nuclear es compensa amb l'apantallament dels electrons interns.

Radis atòmics

El radi atòmic dels elements augmenta cap a l'esquerra en un període i cap a baix en un grup.

En un període el radi disminueix cap a la dreta ja que en aquest sentit augmenta la càrrega nuclear efectiva, els electrons de la capa de valència són més atrets cap al nucli, i per tant el radi atòmic és més petit.

En un grup el radi augmenta cap a baix ja que en aquest sentit augmenta el nombre quàntic principal del darrer nivell (n) i per tant els electrons més externs estan més allunyats del nucli.

Radis atòmics

Exemple:

El nombre atòmic dels elements A i B és 6 i 9. Quin és l'element que té menor radi atòmic?

A ($Z=6$) $1s^2 2s^2 2p^2$ període=2 grup=14

B ($Z=9$) $1s^2 2s^2 2p^5$ període=2 grup=17

Els dos elements es troben en el mateix període. El radi atòmic al llarg d'un període disminueix cap a la dreta ja que en aquest sentit augmenta càrrega nuclear efectiva, els electrons de la capa de valència són més atrets cap al nucli, i per tant el radi atòmic és més petit. Segons això l'element B tindrà un radi atòmic menor.

Radis iònics

La mida d'un catió és més petita que la del corresponent àtom neutre. La mida d'un anió és més gran que la de l'àtom neutre de procedència.

En un ió positiu, el nucli atreu un menor nombre d'electrons que en l'àtom neutre i això fa que els electrons estiguin més atrets pel nucli.

En un ió negatiu, hi ha un major nombre d'electrons que en l'àtom neutre, això fa que els electrons es repel·leixen més, estaran menys atrets pel nucli i el núvol electrònic serà més gran.

Energia o potencial d'ionització

Definim com primera energia d'ionització l'energia necessària per separar l'electró més extern d'un àtom gasós i en estat fonamental:



L'energia d'ionització sempre és una quantitat positiva perquè es tracta d'un procés endotèrmic, i s'expressa en eV/àtom o en kJ/mol.

Definim la segona energia d'ionització com l'energia necessària per eliminar un electró d'un ió monopositiu gasós:



Podem definir la tercera, la quarta, etc. energia d'ionització de la mateixa manera. Els valors de les successives energies d'ionització augmenten gradualment, ja que la Z^* que experimenten els electrons de la capa de valència en els ions successius és cada cop més gran.

Energia o potencial d'ionització (II)

Amb algunes excepcions, l'energia d'ionització augmenta cap a la dreta en un període i cap a dalt en un grup.

En un període augmenta cap a la dreta ja que en aquest sentit augmenta la Z^* , els electrons de la capa de valència són més atrets cap al nucli i, per tant, l'energia necessària per separar-los de l'atracció nuclear també és més gran.

En un grup el potencial d'ionització disminueix cap a baix ja que en aquest sentit augmenta el nombre quàntic principal del darrer nivell (n), els electrons més externs estan més allunyats del nucli i per tant menys atrets per aquest.

Els gasos nobles presenten les energies d'ionització més elevades ja que tenen una configuració electrònica molt estable, per la qual cosa s'hauria d'aportar molta energia per separar un electró d'aquests àtoms.

Energia o potencial d'ionització (III)

Des del punt de vista teòric, els factors que determinen la variació de l'energia d'ionització són:

- La proximitat entre l'electró i el nucli atòmic
- La càrrega nuclear que atrau els electrons
- L'apantallament que fan els electrons interiors respecte de l'electró que cal arrancar



Eemple resultat

Donants els elements silici ($Z=14$), clor ($Z=17$), estany ($Z=50$) i fluor ($Z=9$), ordena'ls per ordre creixent:

- a) dels seus radis atòmics;
- b) dels seus potencials d'ionització.

Si ($Z=14$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ periode=3 grup=14

Cl ($Z=17$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ periode=3 grup=17

Sn ($Z=50$) [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^2$ periode=5 grup=14

F ($Z=9$) $1s^2 2s^2 2p^5$ periode=2 grup=17

Exemple resolt

a) En un període el radi disminueix cap a la dreta ja que en aquest sentit augmenta la càrrega nuclear efectiva, els electrons de la capa de valència són més atrets cap al nucli, i per tant el radi atòmic és més petit.

En un grup el radi augmenta cap a baix ja que en aquest sentit augmenta el nombre quàntic principal del darrer nivell i per tant els electrons més externs estan més allunyats del nucli.

Segons això l'ordre creixent dels radis atòmics d'aquests quatre elements és:

F, Cl, Si i Sn

Exemple resolt (II)

b) En un període el PI augmenta cap a la dreta ja que en aquest sentit augmenta la Z^* , els electrons de la capa de valència són més atrets cap al nucli i, per tant, l'energia necessària per separar-los de l'atracció nuclear també és més gran.

En un grup el potencial d'ionització disminueix cap a baix ja que en aquest sentit augmenta el nombre quàntic principal del darrer nivell (n), els electrons més externs estan més allunyats del nucli i per tant menys atrets per aquest.

Segons això l'ordenació creixent dels potencials d'ionització d'aquests quatre elements és:

Sn, Si, Cl i F

Afinitat electrònica o electroafinitat

L'afinitat electrònica d'un element és l'energia intercanviada quan un àtom gasós i en estat fonamental guanya un electró:



L'afinitat electrònica es mesura en eV/àtom o kJ/mol. Per a la major part dels àtoms neutres aquest procés d'ionització és exotèrmic; en aquest cas l'afinitat electrònica és negativa. Existeixen també les afinitats electròniques successives (segona, tercera, etc), aquestes AE successives són sempre positives.

L'afinitat electrònica (en valor absolut) dels elements augmenta cap a la dreta en un període, ja que en aquest sentit augmenta Z^* i per tant l'electró captat es troba més atret pel nucli. En un grup l'afinitat electrònica disminueix cap a baix ja que augmenta el nombre quàntic principal del darrer nivell (n), l'electró captat es troba més allunyat del nucli i per tant menys atret per aquest.

Per l'afinitat electrònica no es té en compte els gasos nobles. Els halogens són els elements amb més AE perquè tenen molta tendència a captar un electró ja que d'aquesta forma adquireixen una configuració electrònica de gas noble que és molt estable.

Exemple

El nombre atòmic dels elements A i B és 17 i 22. Quin és l'element que té un radi major? I quin dels dos té una afinitat electrònica o electroafinitat major?

A (Z=17) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ període=3 grup=17

B (Z=22) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ període=4 grup=4

En un període el radi disminueix cap a la dreta ja que en aquest sentit augmenta la càrrega nuclear efectiva, els electrons de la capa de valència són més atrets cap al nucli, i per tant el radi atòmic és més petit. En un grup el radi augmenta cap a baix ja que en aquest sentit augmenta el nombre quàntic principal del darrer nivell, i per tant els electrons més externs estan més allunyats del nucli. Segons això l'element B té un radi major.

L'element amb major afinitat electrònica és l'A, ja que es tracta d'un halogen. Els halògens són els elements amb major afinitat electrònica ja que tenen molta tendència a captar un electró per assolir una configuració electrònica molt estable de gas noble.

Electronegativitat

L'electronegativitat d'un element és la tendència que té un àtom d'aquest element per atraure electrons cap a ell, quan forma part d'un enllaç químic.

L'electronegativitat està relacionada amb l'EI i l'AE, per això varia igual que aquestes dues propietats periòdiques. L'electronegativitat augmenta cap a la dreta en un període i cap a dalt en un grup.

En la variació de l'electronegativitat no es té en compte els gasos nobles.

Les electronegativitats s'expressen en unitats arbitràries en l'anomenada escala de Pauling (emprant mesures comparatives d'energia d'enllaç i assignant a l'hidrogen un valor arbitrari d'electronegativitat 2,1 va calcular els valors d'electronegativitat per a la resta dels elements). El cesi és l'element menys electronegatiu (0,7) i els més electronegatius són el fluor (4,0) i l'oxigen (3,5).

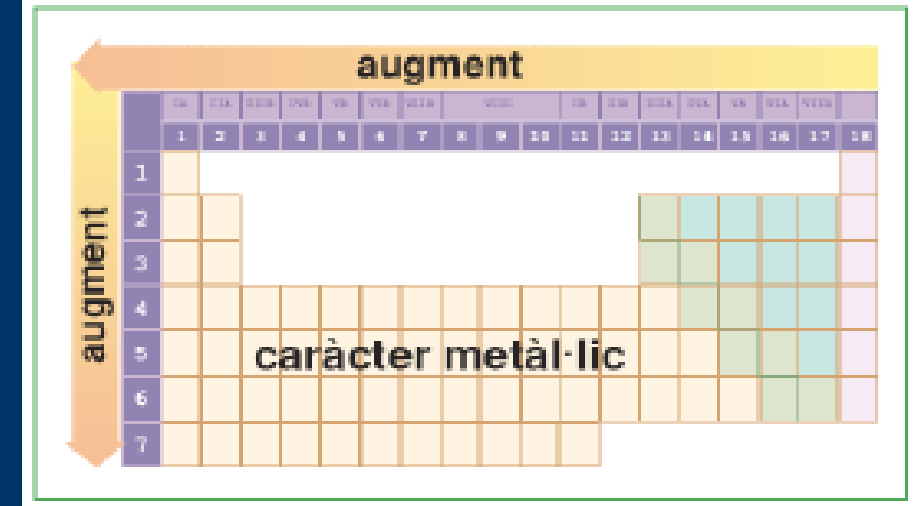
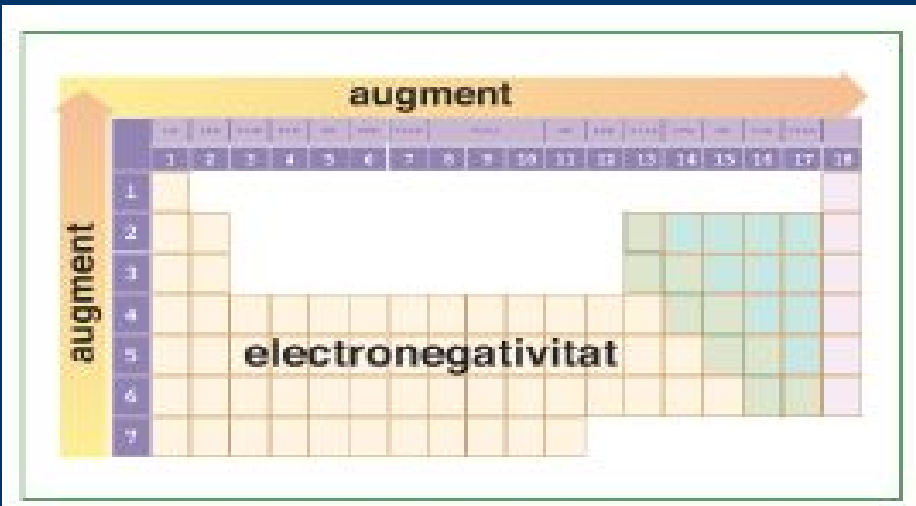
Electronegativitat (II)

L'electronegativitat és una magnitud que permet comparar el caràcter metàl·lic d'un element en relació a un altre: tots els metalls tenen valors d'electronegativitat inferiors a 2, mentre que els elements no metàl·lics tenen valors superiors a 2.

Caràcter metàl·lic

Quant més petita és l'electronegativitat d'un element major és el seu caràcter metàl·lic, és a dir, més tendència té un àtom a donar electrons ja que té un PI baix. Per tant el caràcter metàl·lic augmenta cap a l'esquerra en un període i cap a baix en els grups dels elements representatius.

Per el caràter metàl·lic no es té en compte els gasos nobles.



Caràcter oxidant i reductor

Un element és OXIDANT quan té tendència a captar electrons i, per tant, a esdevenir ió negatiu. Un element és més oxidant com més gran és la seva afinitat electrònica o com més electronegatiu és.

Un element és REDUCTOR quan té tendència a perdre electrons i, per tant, a esdevenir ió positiu. Un element és més reductor com més petita és la seva energia d'ionització.

