

Time 29 mars 2019

Kjemi. – Bindinger

Atomene binder seg til andre atomer, og danner molekyler. Det finnes forskjellige typer bindinger mellom atomer.

De sterke bindingene kalles:

- Kovalent binding
- Polar kovalent binding
- Ionebinding
- Metallbinding

Oftest ønsker atomene å fylle opp sitt ytterste skall (i s og p orbitalene), slik at det blir 8 elektroner i ytterste skall (eller 2 hvis det bare er plass til s orbital i skallet). Dette kalles oktett-regelen.

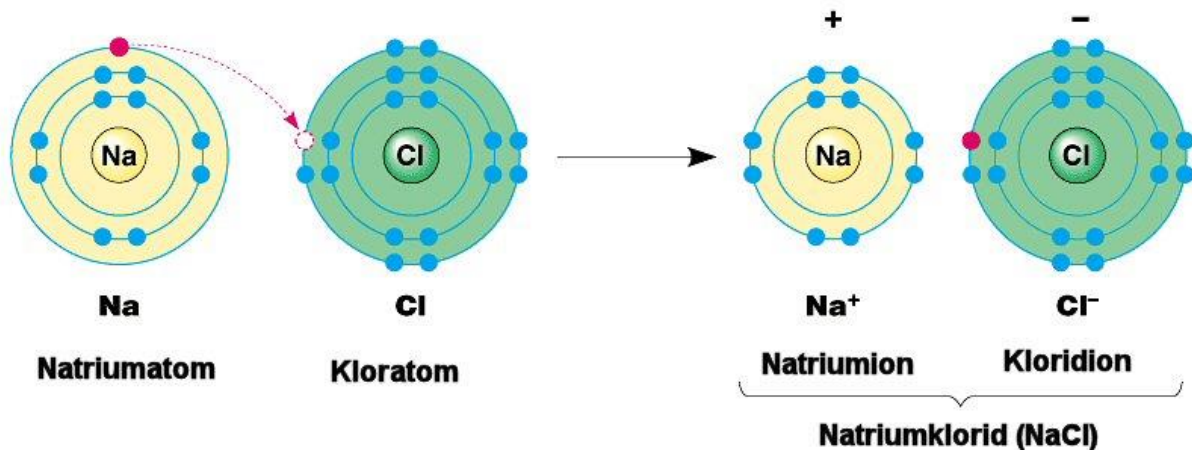
Atomene kan da binde seg til hverandre, og dele på elektronene i det ytterste skallet, slik at det ytterste skallet blir fylt. En slik binding kalles **kovalent binding**.

Nå er det også slik at de forskjellige atomene har forskjellig tiltrekningskraft på sine elektroner. Dette kalles «elektronegativitet», og uttrykkes med et tall. Jo større tall, jo sterkere holder det på sine elektroner.

Forskjell i elektronegativitet	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9	1,0	1,1	1,2	1,3	1,4	1,5	1,6	1,7	1,8	1,9	2,0	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,8	2,9	3,0	3,1	3,2
Prosent (%) ionekarakter	0,5	1	2	4	6	9	12	15	19	22	26	30	34	39	43	47	51	55	59	63	67	70	74	76	79	82	84	86	88	89	91	92

Tabell 2.2 Prosent ionekarakter i en enkel kjemisk binding. Kilde: Sargent-Welch Scientific Company.

Hvis atomer med forskjellig elektronegativitet binder seg til hverandre, vil det atomet med størst elektronegativitet, trekke til seg elektrone(t)(ene) fra det andre atomet. De ytterste elektronene, som deltar i delingen, vil da være mer rundt atomet med størst elektronegativitet. Det atomet blir da mer negativt, fordi de ekstra elektronene er mer rundt den. Det andre atomet vil da være mer positivt. Dette blir da en **polar kovalent binding**. Hvor stor polariteten er, er gitt av forskjellen i elektronegativitetene for atomene. Hvis atomene har lik elektronegativitet, deles elektronene likt, og det er en ren kovalent binding. Hvis forskjellen i elektronegativitet er mer enn 1,7, er polariteten så stor, at vi kaller det **ionebinding**. Man kan da se for seg at det ene atomet (med svakest elektronegativitet) «helt» gir fra seg de ytre elektronene, og blir et positivt ion. Det andre elektronet, som «helt» tar til seg elektronene, blir et negativt ion. Her vil også en del av bindingen utgjøres av polariteten. Ulike poler tiltrekker hverandre.



Bindinger mellom atomer med forskjell i elektronegativitet mellom 0,4 og 1,7, kalles polare kovalente bindinger. Bindinger mellom atomer med forskjell i elektronegativitet mellom 0 og 0,4, kalles kovalente bindinger.

Det er også en bindingstype som heter «**metallbinding**». Dette er den svakeste av de sterke bindingene. Mange av metallene har denne bindingstypen. Her er det mange atomer som inngår i bindingen og de ligger tett. Man kan se for seg at de ytterste elektronene danner «et hav» av elektroner, hvor det er positive ioner.

Det finnes også noen bindinger som er svake bindinger. Dette er ofte bindinger mellom molekyler. Hvis man har ionebinding, eller polar kovalent binding, har man dipoler. Pluss-siden og negativ-siden i en slik dipol, kan da binde seg til en annen dipol, hvor pluss på den ene dipolen binder seg til minus på den andre Pluss og minus tiltrekker hverandre. Dette kalles **dipol-dipol binding**.

Hydrogen har bare et elektron. Hvis Hydrogen danner en binding til et annet atom, med større elektronegativitet, vil dets elektron gå over til det andre atomet, og den positive kjernen i Hydrogenatomet vil «stå alene». Avstanden til den positive kjernen blir da kort, fordi den har «ikke» sitt elektron rundt seg. Den positive kjernen vil da tiltrekke seg et negativt ion fra et annet atom. Dette kalles **Hydrogenbinding**. For eksempel kan Hydrogen (H) binde seg til Flour (F). F har en elektronegativitet på 4,0 og H har 2,1. Dette blir da en ionebinding, da

$4,0 - 2,1 = 1,9$ som er større enn 1,7. Det positive H ionet i det ene HF molekylet, vil danne Hydrogenbinding til det negative F ionet i et annet HF molekyl.

Van der Waalske krefter er svake ikke-kovalente tiltrekninger mellom molekyler som skyldes små asymmetriske elektronfordelinger rundt atomer.