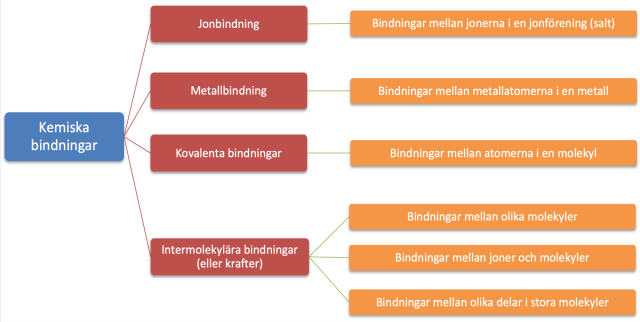
KEMILEKTIONER

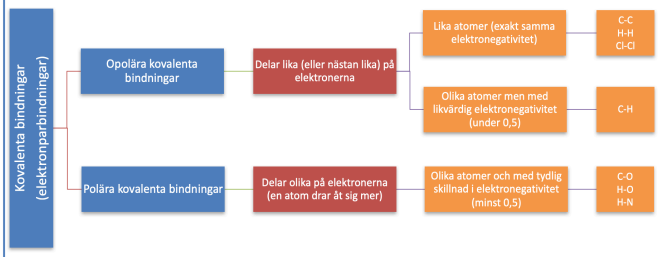
KEMI 1: SAMMANFATTNING BLOCK 2

DET VIKTIGASTE FRÅN DEL 1:

Indelning av kemiska bindningar



Det finns 2 huvudtyper av kovalenta bindningar



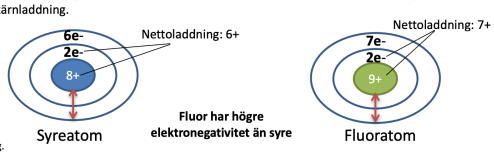
Elektronegativitet= En atoms förmåga att attrahera och dra till sig valenselektroner.

Atomernas elektronegativitet avgör vem som är bäst på att attrahera elektroner

- ✓ **Hög elektronegativitet innebär** att atomen är bra på att attrahera valenselektroner (t.ex. de elektroner som ingår i bindningen mellan 2 atomer).
- ✓ **Följande faktorer avgör en atoms elektronegativitet:**
  - ***Atomens radie:*** Stor radie innebär att valenselektronerna inte känner av atomkärnan i särskilt hög grad. Liten radie= hög elektronegativitet.
  - ***Nettoladdningen innanför valensskalet***: Det är denna laddning som valenselektronerna känner av. Om nettoladdningen är hög (mycket positiv) kommer valenselektronerna attraheras kraftigt. Kallas även för effektiv kärnladdning.

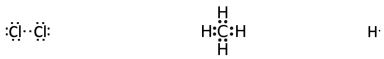
Radien är lika stor hos båda atomerna.

Nettoladdningen skiljer sig åt. Fluoratomen har högre nettoladdning.



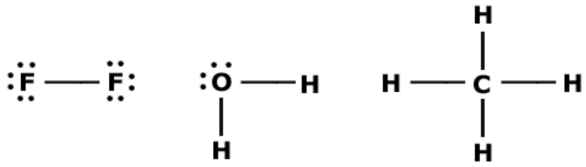
Elektronformel och strukturformel

- ✓ **Elektronformel:** En elektronformel visar en atom eller molekyls struktur genom att alla valenselektroner ritas ut.



- ✓ **Strukturformel:** En strukturformel visar en molekyls struktur genom att bindningselektronerna mellan atomerna ritas ut. Det är enbart bindningselektronerna som ritas ut (de andra är "onödiga") och dessa ritas ut med streck för att tydliggöra hur atomerna binder med varandra (varje streck motsvarar 2 elektroner).

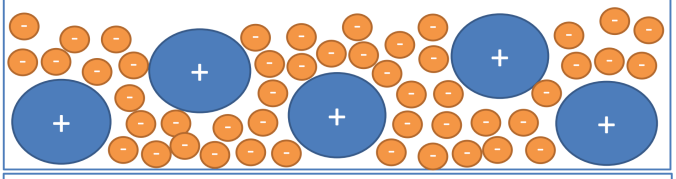
Man kan även rita elektronformler där bindningarna är streckade



- ✓ **Det viktiga när det gäller elektronformler är att rita ut alla valenselektroner!** Däremot är det inte lika viktigt om bindningselektronerna ritas ut som enskilda prickar eller hela streck.

Metallbindningar

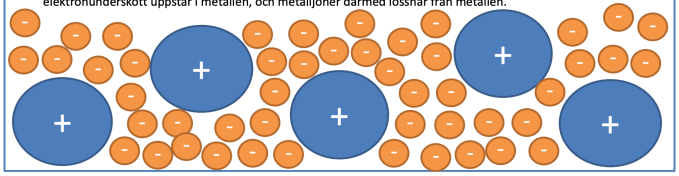
1. **Delokaliserade valenselektroner skapar ett gemensamt elektronmoln (eller elektronhav):** I en bit metall ligger metallatomerna så pass nära varandra att deras valenselektroner rör sig i underskal/orbitaler ("elektronmoln") som överlappar varandra. Metaller har också låg elektronegativitet. Tillsammans möjliggör detta att valenselektronerna kan röra sig "fritt" i metallen mellan de olika metallatomerna. Man säger att elektronerna är *delokaliserade* (har ingen bestämd plats). De fria valenselektronerna skapar då ett gemensamt elektronmoln (eller elektronhav) i metallen.



Metallbindningar

2. **Det gemensamma elektronmolnet fungerar som ett "lim":** Metallatomerna kan lite förenklat ses som positivt laddade partiklar/joner (eftersom valenselektronerna har lossnat och rör sig fritt i metallen) och dessa attraheras av det gemensamma elektronmolnet. Elektronerna i det gemensamma elektronmolnet fungerar därmed som ett "lim" som håller ihop hela metallen.

OBS: Metallatomerna har inte förlorat elektronerna helt, utan dessa finns fortfarande kvar i själva metallen (men de byter plats hela tiden). Därför skriver man Na och inte Na^+ om vi t.ex. har en metallbit av natrium. "Riktiga" metalljoner uppkommer först när elektroner försvinner fullständigt från metallen till ett annat ämne, ett elektronunderskott uppstår i metallen, och metalljoner därmed lossnar från metallen.



Metallbindningens styrka

- ✓ **Metallbindningens styrka påverkas bl.a. av:**
  - Antalet delokaliserade elektroner: Desto fler valenselektroner varje metallatom avger till det gemensamma elektronmolnet desto starkare blir attraktionen mellan "metalljonerna" och elektronmolnet (starkare "lim").
  - Antalet elektronskal: Metallatomer med färre elektronskal (ger högre elektronegativitet) ger upphov till starkare metallbindning eftersom det kortare avståndet gör att attraktionen mellan elektronerna i det gemensamma elektronmolnet och de positiva atomkärnorna i "metalljonerna" blir mindre.
  - Nettoladdningen/effektiva kärnladdningen: Metallatomer med större nettoladdning (ger högre elektronegativitet) ger upphov till starkare metallbindning eftersom dessa har en större förmåga att attrahera elektronerna i det gemensamma elektronmolnet.

Metall:	Antal valens-elektroner:	Antal elektronskal:	Netto-laddning:	Ungefärlig smältpunkt:
Natrium	1	3	+1	98 °C
Litium	1	2	+1	181 °C
Magnesium	2	3	+2	650 °C
Beryllium	2	2	+2	1287 °C

Exempel: Magnesium har högre smältpunkt än natrium, eftersom varje magnesiumatom avger dubbelt så många elektroner till det gemensamma elektronmolnet, jämfört med natrium. Magnesium har även en högre nettoladdning och en något mindre radie. Allt detta skapar en större attraktionskraft mellan de positiva "metalljonerna" och det gemensamma elektronmolnet.

KEMILEKTIONER

KEMI 1: SAMMANFATTNING BLOCK 2

DET VIKTIGASTE FRÅN DEL 2:

Kemisk beteckning på olika salter

- ✓ **Exempel: Hur skriver man natriumklorid?**
  1. Natriumklorid består av jonerna: Na^+ och Cl^-
  2. Antalet positiva och negativa laddningar ska vara lika i en jonförening. I det här fallet ska alltså förhållandet mellan antalet Na^+ och Cl^- vara 1:1.
  3. Man skulle kunna skriva så här: Na^+Cl^-
  4. Oftast skriver man dock så här: NaCl
- ✓ **Exempel: Hur skriver man magnesiumklorid?**
  1. Magnesiumklorid består av magnesiumjoner (Mg^{2+}) och kloridjoner (Cl^-).
  2. Förhållandet mellan Mg^{2+} och Cl^- ska därför vara 1:2 för att nettoladdningen i jonföreningen ska bli 0.
  3. Oftast skriver man så här: $MgCl_2$

Du ska kunna beskriva hur man identifierar okända ämnen med enkla metoder:

<u>Identifiera okända jonföreningar:</u>
Steg 1: Lågtest för att bestämma den positiva jonen (jonföreningens förnamn).
Steg 2a: Fällningstester med silvernitrat och bariumklorid samt syratestet för att bestämma den negativa jonen (jonföreningens efternamn).
Steg 2b: Fällningstest med NaOH för att testa om den positiva jonen är koppar- eller järnjon (jonföreningens förnamn).

<u>Identifiera okända molekylföreningar:</u>
Testa kokpunkt, densitet och löslighet.

KEMILEKTIONER

KEMI 1: SAMMANFATTNING BLOCK 2

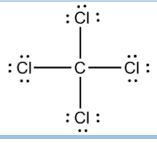
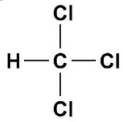
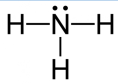
DET VIKTIGASTE FRÅN DEL 3:

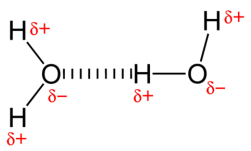
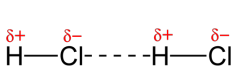
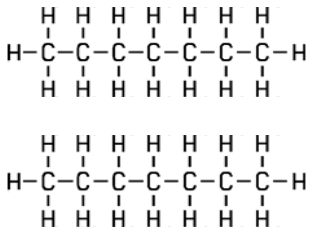
Du ska kunna rita elektronformeln och sedan avgöra om en molekyl är en dipol eller inte:

Kriterium 1: Innehåller molekylen olika atomer (olika elektronegativitet så att olika laddningar uppkommer)?

Kriterium 2: Är molekylen osymmetrisk (så att en ojämn laddningsfördelning uppkommer, centrum för den positiva och negativa laddningen ska inte vara på samma plats i molekylen)?

Exempel:

Molekyl:			
Uppfyller kriterium 1?:	Ja	Ja	Ja
Uppfyller kriterium 2?:	Nej	Ja	Ja
Dipol?:	Nej	Ja	Ja

Du ska kunna de olika intermolekylära bindningarna:

Vätebindningar	Dipol-dipolbindningar	van der Waalsbindningar
▪ Vätebindningen kan liknas vid en extra stark dipol-dipolbindning. ▪ Ämnen som uppfyller Hydro-FON-regeln kan skapa vätebindningar mellan sina molekyler. ▪ Hydro-FON-regeln: H binder till antingen F, O eller N. ▪ Hydro-FON-regeln måste vara uppfylld mellan molekylerna och i den molekyl som bidrar med vätet. ▪ Vätebindningen är en stark intermolekylär bindning och ger ofta höga kokpunkter och hög löslighet i vatten. ▪ Exempel på ämnen som kan skapa vätebindningar: C_2H_5OH, H_2O, NH_3.	▪ Bindningar mellan molekyler som är dipoler. Den positiva änden på den ena molekylen binder till den negativa änden på den andra molekylen etc. ▪ Dipol: Molekyler med en partiellt positivt laddad sida/ände och en partiellt negativt laddad sida/ände. ▪ För att ett ämne ska vara en dipol krävs det att ämnets molekyler innehåller olika atomer och har en osymmetrisk struktur. ▪ Exempel på ämnen som ej kan skapa vätebindningar men som kan skapa vanliga dipol-dipolbindningar: HCl, CH_2Cl_2, CO.	▪ Tillfälliga och svaga dipol-dipolbindningar. ▪ En molekyl kan tillfälligt bli en dipol eftersom de slumpvisa elektronrörelserna i molekylen kan göra att den ena delen av molekylen får ett elektronöverskott. ▪ Varje enskild van der Waalsbindning är svag men stora och avlånga molekyler kan skapa många van der Waalsbindningar vilket innebär att den totala styrkan blir hög. ▪ Alla ämnen kan skapa van der Waalsbindningar. ▪ Exempel på ämnen som enbart kan skapa van der Waalsbindningar: Cl_2, N_2, H_2, O_2, CH_4, C_2H_6.