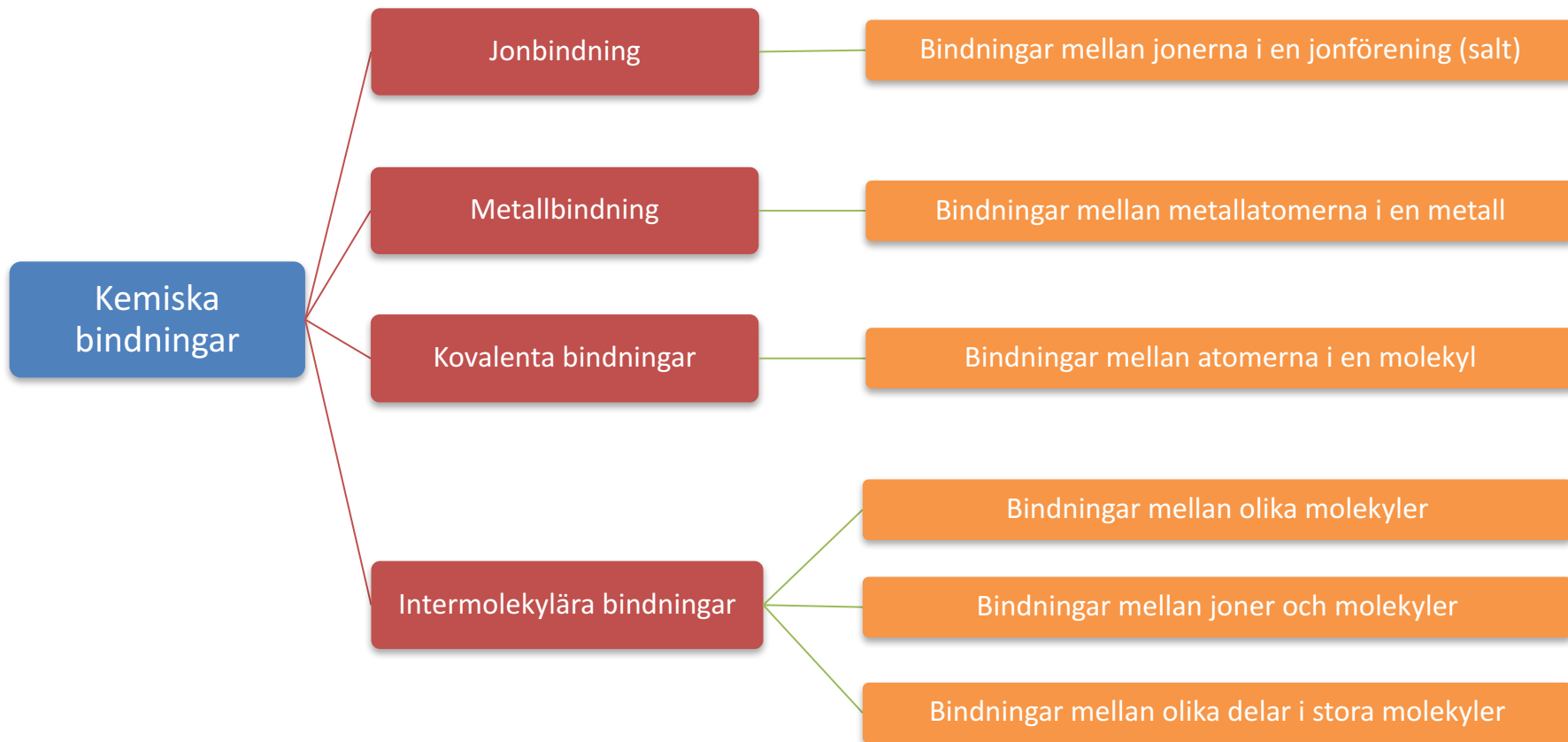


Introduktion till kemisk bindning

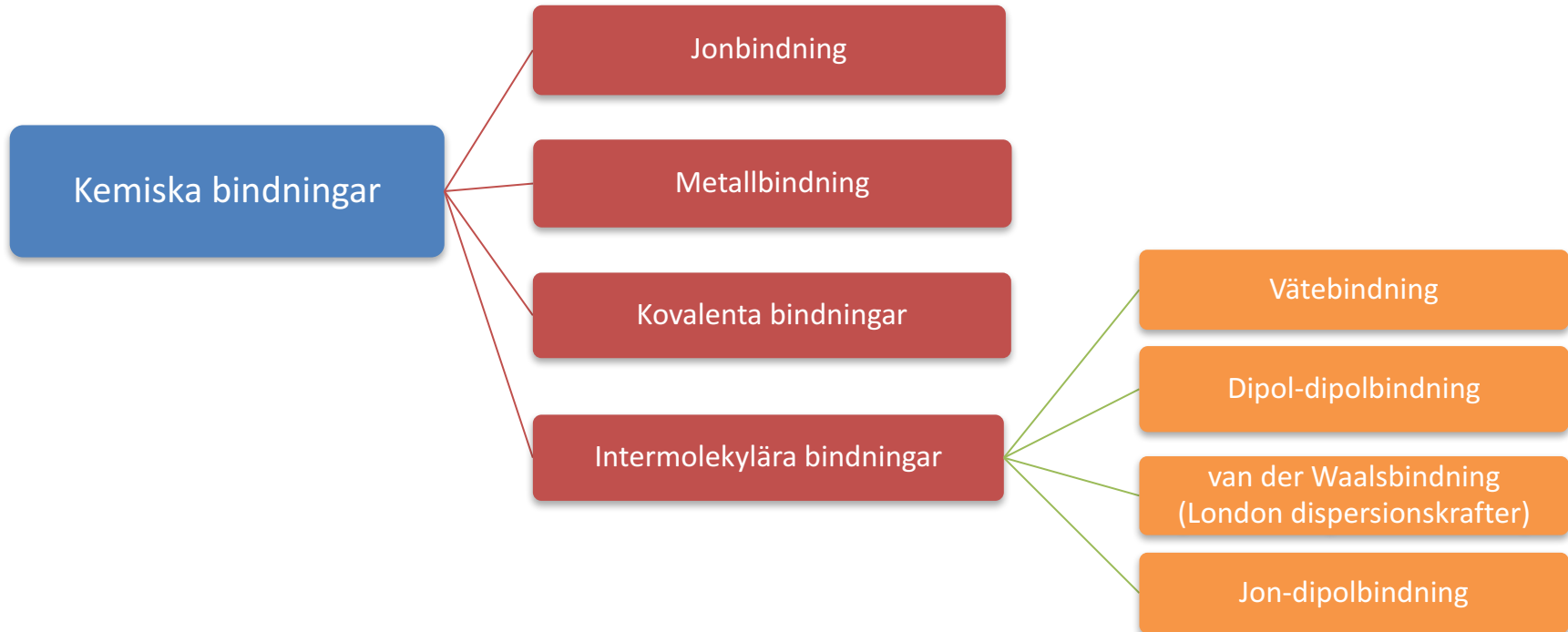
Niklas Dahrén



Indelning av kemiska bindningar

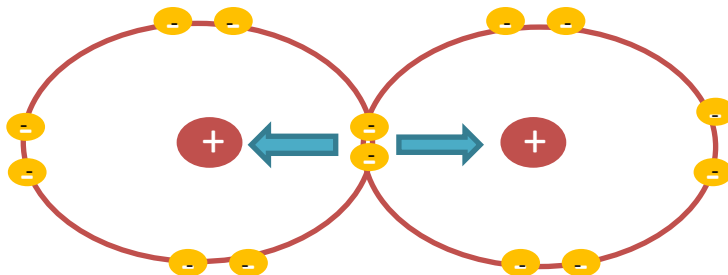


Olika typer av intermolekylära bindningar



Kovalent bindning (elektronparbindning)

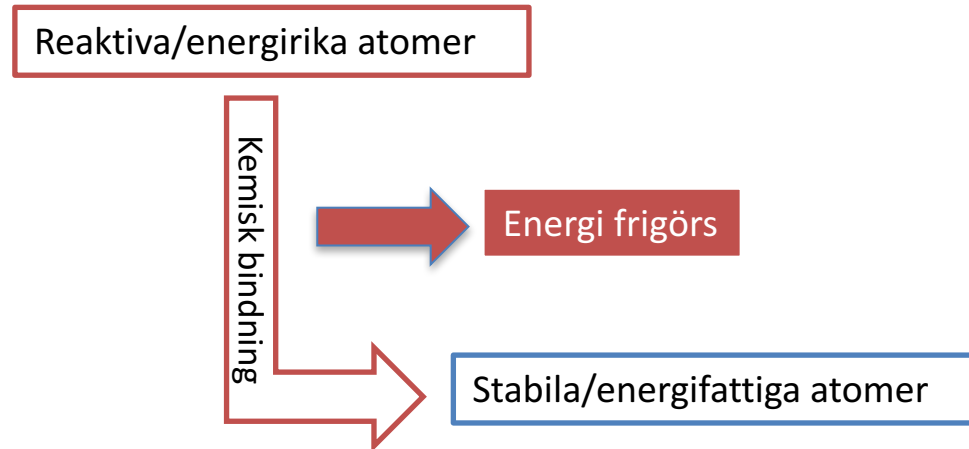
- ✓ **Kovalent bindning:** En kovalent bindning innebär att 2 atomer delar på valenselektroner. Atomerna hålls ihop med varandra eftersom det uppstår en attraktion mellan de båda atomkärnornas positiva laddning och de delade valenselektronerna negativa laddning.
- ✓ **Energin sänks:** När kovalenta bindningar uppstår sänks energin hos de elektroner som ingår i bindningen (och därmed atomerna som helhet) eftersom elektronerna nu "hålls fast" av 2 atomkärnor och därmed av fler protoner. Den energi som elektronerna hade avges i form av värme till omgivningen.
- ✓ **Får ädelgasstruktur:** När atomer slår sig samman (2 eller fler) och skapar kovalenta bindningar mellan varandra leder det i de flesta fall till att atomerna får ädelgasstruktur. Drivkraften är dock i första hand att sänka den totala energin hos atomerna.



En attraktion uppstår mellan de positivt laddade atomkärnorna och de negativt laddade elektronerna som finns mellan atomkärnorna.

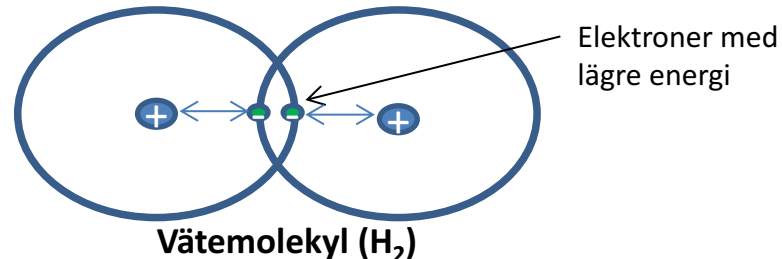
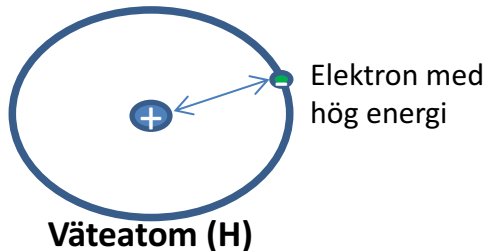
Drivkraften bakom kemisk bindning är att atomerna får lägre energi

- ✓ **Reaktiva/energirika atomer i ett ämne** har valenselektroner som är energirika. Energirika valenselektroner har mycket energi p.g.a. att de har stor förmåga till rörelse. Dessa elektroner kan därför lättare reagera med andra atomer i andra ämnen. När kemiska bindningar uppkommer sänks energin hos elektronerna eftersom elektronerna hålls på plats av fler atomkärnor (samtidigt som energi frigörs till omgivningen) och/eller förskjuts mot "starkare" atomkärnor, vilket gör atomerna mindre energirika/reaktiva och därmed stabilare.



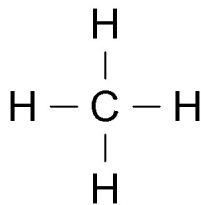
Vätemolekylen är mycket stabilare än enskilda väteatomer

- ✓ **En enskild väteatom är mycket reaktiv** eftersom dess valenselektron är mycket energirik (stor förmåga till rörelse). Valenselektronen är mycket energirik eftersom det enbart är 1 atomkärna med enbart 1 proton som håller fast och kan attrahera den (nettoladdningen hos väte är +1 vilket ger låg elektronegativitet). Valenselektronen har alltså stor rörelsefrihet.
- ✓ **När 2 väteatomer binder till varandra med kovalent bindning** kommer deras valenselektroner hamna mellan de båda atomkärnorna och båda atomerna får ädelgasstruktur. Elektronerna får nu mycket lägre energi (energi avges till omgivningen i form av värme) eftersom de hålls på plats av 2 atomkärnor och av totalt 2 protoner. Vätgasmolekylen är därför mycket stabilare än enskilda väteatomer.



Många atomer uppnår lägre energi genom att få ädelgasstruktur (oktettregeln)

- ✓ **Ädelgasstruktur hos atomer innebär att atomerna har 8 valenselektroner** i sitt yttersta skal (förutom väte och helium som maximalt kan ha 2). Ett sätt att få detta är att 2 eller fler atomer slår sig samman till en molekyl och delar på valenselektroner (kovalenta bindningar) så att alla ingående atomer får 8 valenselektroner.
- ✓ **Ädelgasstruktur innebär att atomerna får lägre energi** eftersom valenselektronerna hålls på plats av fler atomkärnor och av totalt fler protoner.
- ✓ **Fler än 8 valenselektroner vill de flesta atomer inte ha** (även om vissa atomer egentligen har plats för fler) eftersom de extra valenselektronerna då måste placeras i s.k. underskal (d- och f-orbitaler) där de får alldeles för hög energi (instabilt tillstånd).



Strukturformeln visar att alla ingående atomer har fått ädelgasstruktur genom att dela på valenselektroner.

Atomer kan även få ädelgasstruktur och lägre energi genom att omvandlas till joner

- ✓ **Metallatomer får ädelgasstruktur** genom att avge sina valenselektroner till andra ämnen. De omvandlas då till positivt laddade joner.



Natrium avger sin valenselektron, får ädelgasstruktur och blir en positivt laddad jon.

- ✓ **Atomer från ickemetallerna får ädelgasstruktur** genom att uppta valenselektroner från andra ämnen. De omvandlas då till negativt laddade joner.



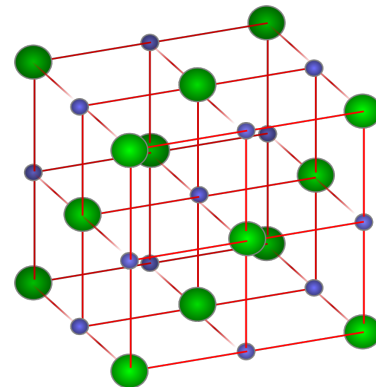
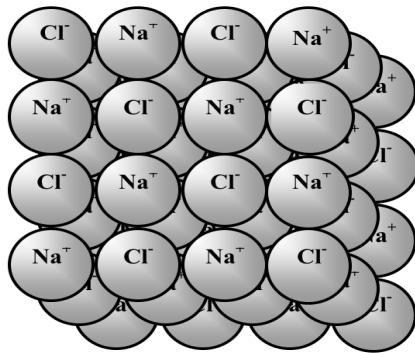
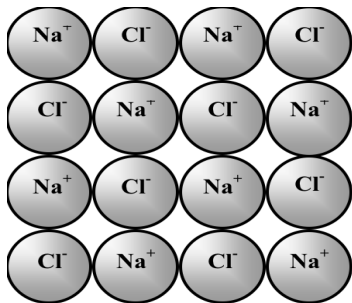
Fluor upptar en valenselektron, får ädelgasstruktur och blir en negativt laddad jon.

- ✓ **Positivt laddade joner och negativt laddade joner** attraheras av varandras laddningar och kommer därför skapa starka jonbindningar till varandra. När detta sker frigörs värme till omgivningen samtidigt som atomerna/jonerna får lägre energi:



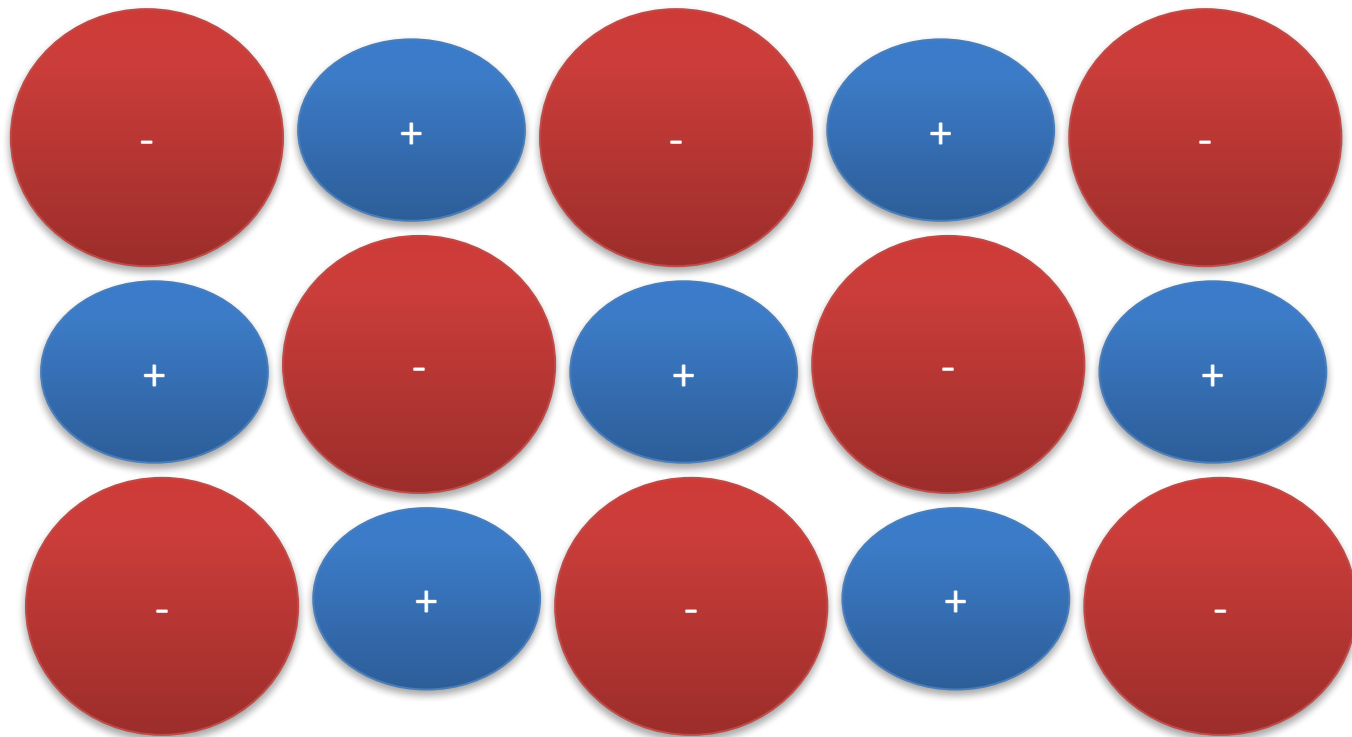
Na^+ och F^- bildar tillsammans saltet natriumfluorid NaF .
Obs. Det är inte enbart 1 Na^+ och 1 F^- som ingår i saltet utan ett stort antal som binder till varandra i en kristallstruktur.

Jonföreningar (salter) är uppbyggda av ett stort antal joner



- ✓ **Jonföreningar (salter):** Består av ett "oändligt" antal positiva och negativa joner som binder till varandra i ett tredimensionellt mönster som hela tiden upprepas (kristallstruktur).
- ✓ **Joner:** Atomer som har tagit upp eller avgivit valenselektroner och därmed blivit negativt laddade joner (anjoner) eller positivt laddade joner (katjoner). Det finns även sammansatta joner som består av flera atomer.
- ✓ **Katjoner och anjoner:** Katjoner är positivt laddade joner medan anjoner är negativt laddade joner. Katjoner och anjoner attraheras av varandras laddningar och det uppstår därmed jonbindningar mellan jonerna.

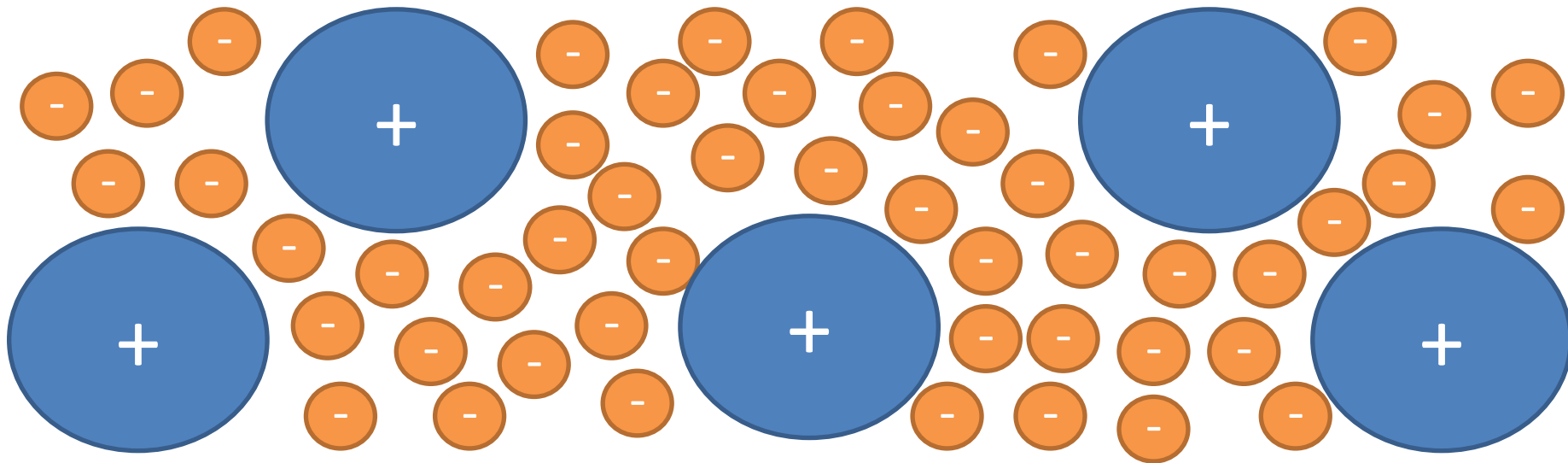
Jonbindning är en elektrostatisk attraktion



Positiva joner (katjoner) attraheras av negativa joner (anjoner) och negativa joner attraheras av positiva joner. Detta sker i alla riktningar. Positiva joner är positiva p.g.a. ett elektronunderskott (har avgivit en eller flera elektroner). Negativa joner är negativa p.g.a. ett elektronöverskott (har upptagit en eller flera elektroner).

Metaller och metallbinding

- ✓ **I en bit metall har metallatomerna givit bort** sina valenselektroner till ett gemensamt "elektronmoln" eller "elektronsjö" (välj själv!). Metaller har låg elektronegativitet och avger därför lätt sina valenselektroner. Metallatomerna blir då positivt laddade joner (katjoner) och binder därför starkt till det negativt laddade elektronmolnet. Elektronerna i det gemensamma elektronmolnet fungerar som ett "klister" som håller ihop hela metallen.

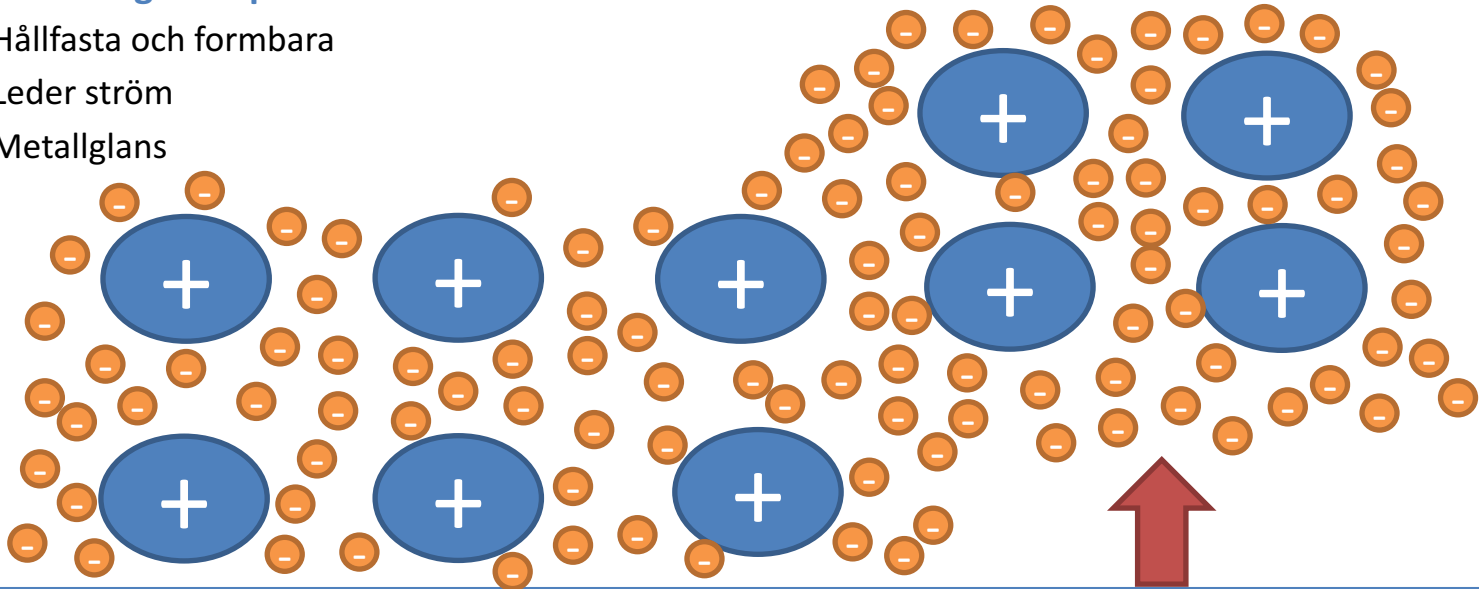


Metallkristaller är hållfasta och formbara

- ✓ **Metallkristaller kan utsättas för yttre påverkan** utan att metallkristallen går sönder. I metallkristallen uppstår nämligen ingen repellering mellan de positiva metalljonerna när lagren av metalljoner förskjuts eftersom det finns en massa fria elektroner mellan metalljonerna som förhindrar att det uppstår. Elektronernas negativa laddning gör att metalljonerna inte känner av varandras positiva laddningar.

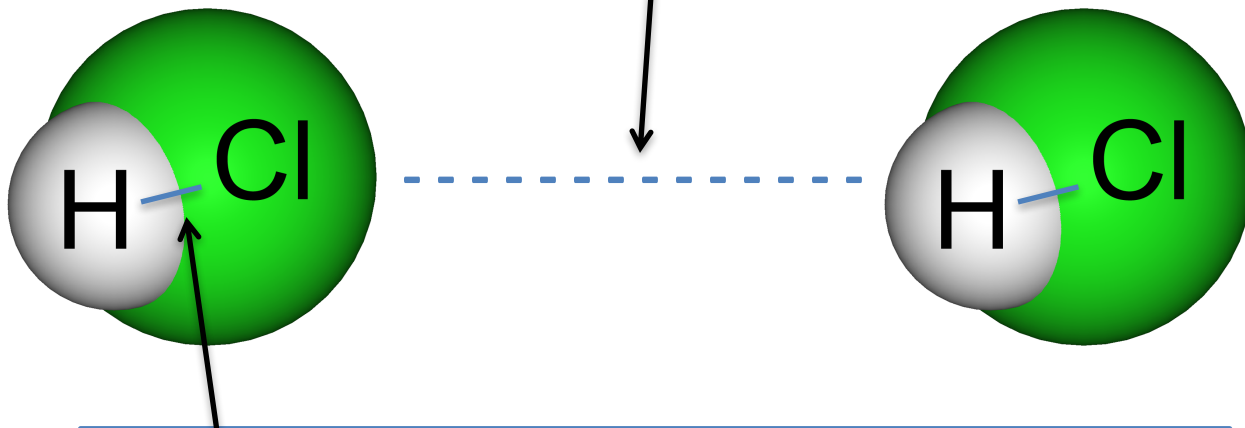
- ✓ **Metallernas egenskaper:**

- Hållfasta och formbara
- Leder ström
- Metallglans



Mellan molekyler förekommer intermolekylära bindningar

De bindningar som finns mellan molekyler kallas för intermolekylära bindningar (i det här fallet en dipol-dipolbindning)



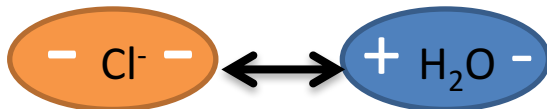
De bindningar som finns mellan atomerna i molekyler är kovalenta bindningar (i det här fallet polär kovalent).

Det finns olika intermolekylära bindningar

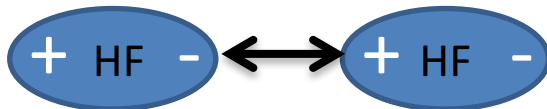
Starkast bindning



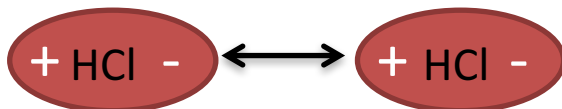
Jon-dipolbindning



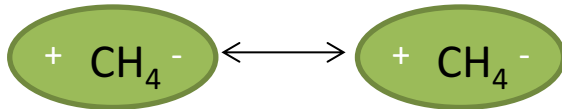
Vätebindning



Dipol-dipolbindning



van der Waalsbindning
(London dispersionskrafter)



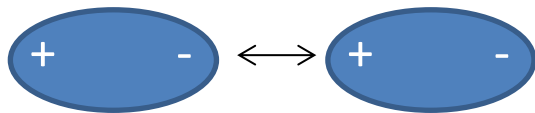
Svagast bindning

Intermolekylära bindningar uppkommer p.g.a. att molekylerna har positiva och negativa laddningar. Den positiva laddningen på den ena molekylen attraheras av den negativa laddningen på den andra molekylen och tvärtom. Detta får molekylerna att binda till varandra.

Om vi jämför molekyler med ungefär samma storlek så kan styrkan av de intermolekylära bindningarna rangordnas enligt modellen till vänster. Det finns dock undantag från denna rangordning. T.ex. är vissa vätebindningar starkare än vissa jon-dipolbindningar.

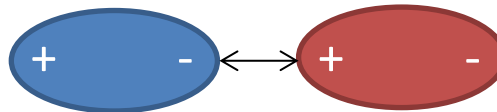
Varför binder molekyler till varandra?

- ✓ **Alla molekyler har elektriska laddningar:** Alla molekyler har positiva och negativa laddningar, även om det hos vissa molekyler enbart är svaga och tillfälliga laddningar som uppstår.
- ✓ **En positiv laddning på en molekyl attraheras av** en negativ laddning på en annan molekyl (och tvärtom). Det skapas då en intermolekylär bindning (eller kraft) mellan molekylerna vilket i de flesta fall ger energifattigare och stabilare molekyler.

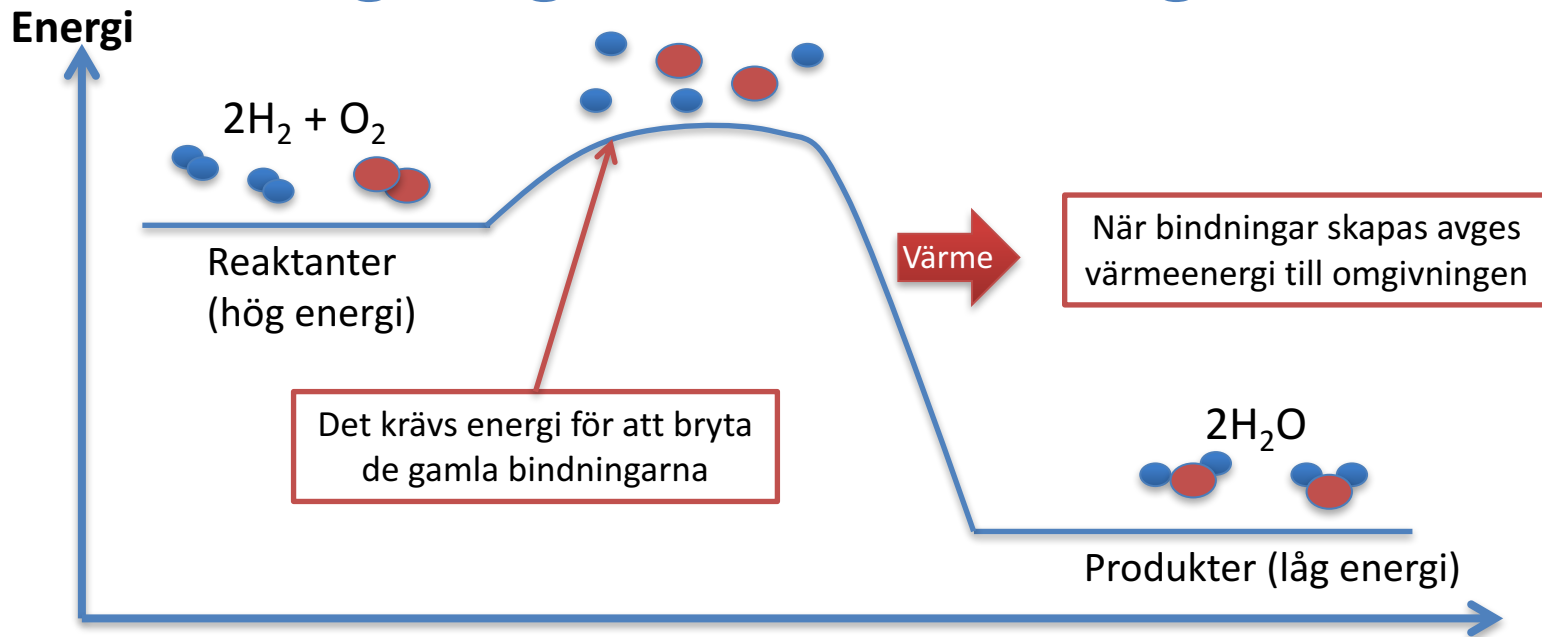


Samma typ av molekyler som attraheras av varandras laddningar

Olika molekyler som attraheras av varandras laddningar

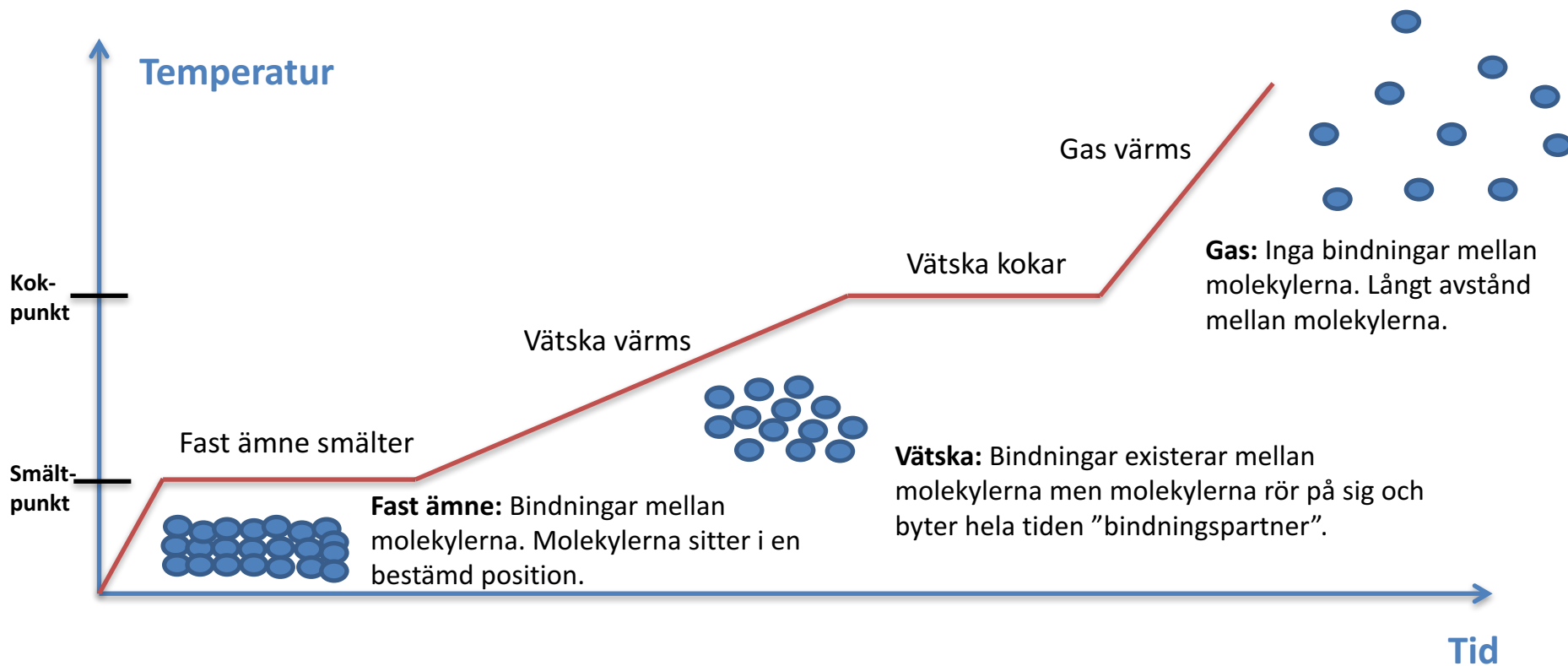


Energi behövs för att bryta bindningar medan energi frigörs när bindningar bildas



- ✓ Om vi vill bryta bindningar mellan atomer eller molekyler måste vi tillföra energi. När bindningar mellan atomer eller mellan molekyler skapas då frigörs istället energi till omgivningen. Det leder till att atomerna och molekylerna får lägre energi och att de därmed blir stabilare (inte lika reaktiva).

Med hjälp av energitillförsel kan vi få ett ämne att byta aggregationsform



Skilj mellan kemisk reaktion och fysikalisk process

- ✓ **Kemisk reaktion:** Bindningarna mellan atomerna i en molekyl bryts och nya bindningar skapas.
Exempel:



- ✓ **Fysikalisk process:** Bindningarna/krafterna mellan molekyler bryts (intermolekylära bindningar) vilket förändrar aggregationstillståndet. Exempel: Snö smälter eller ett ämne kokar.



Styrkan av olika bindningar

Typ av bindning:	Förklaring	Exempel:	Energi för att bryta bindningen (kJ/mol):
Jonbindningar	Positiva och negativa joner binder till varandra	$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$	400-4000
Kovalenta bindningar	Atomerna (ickemetaller) binder till varandra	H-H	150-1100
Metallbindningar	Metallatomer binder till varandra	Fe -- Fe	75-1000
Jon-dipolbindning	Jon binder till en dipol	$\text{H}_2\text{O} \text{ -- } \text{Na}^+$	40-600
Vätebindning	H binder till F,O,N	$\text{H}_2\text{O} \text{ -- } \text{H}_2\text{O}$	10-40
Dipol-dipolbindning	Temporära dipoler	HCl -- HCl	5-25
van der Waalsbindning (London dispersionskrafter)	Tillfälliga dipoler (temporära, inducerade)	$\text{CH}_4 \text{ -- } \text{CH}_4$	0,05-40

Se gärna fler filmer av Niklas Dahrén:

<http://www.youtube.com/Kemilektioner>

<http://www.youtube.com/Medicinlektioner>

