

Kovalenta bindningar, elektronegativitet och elektronformler

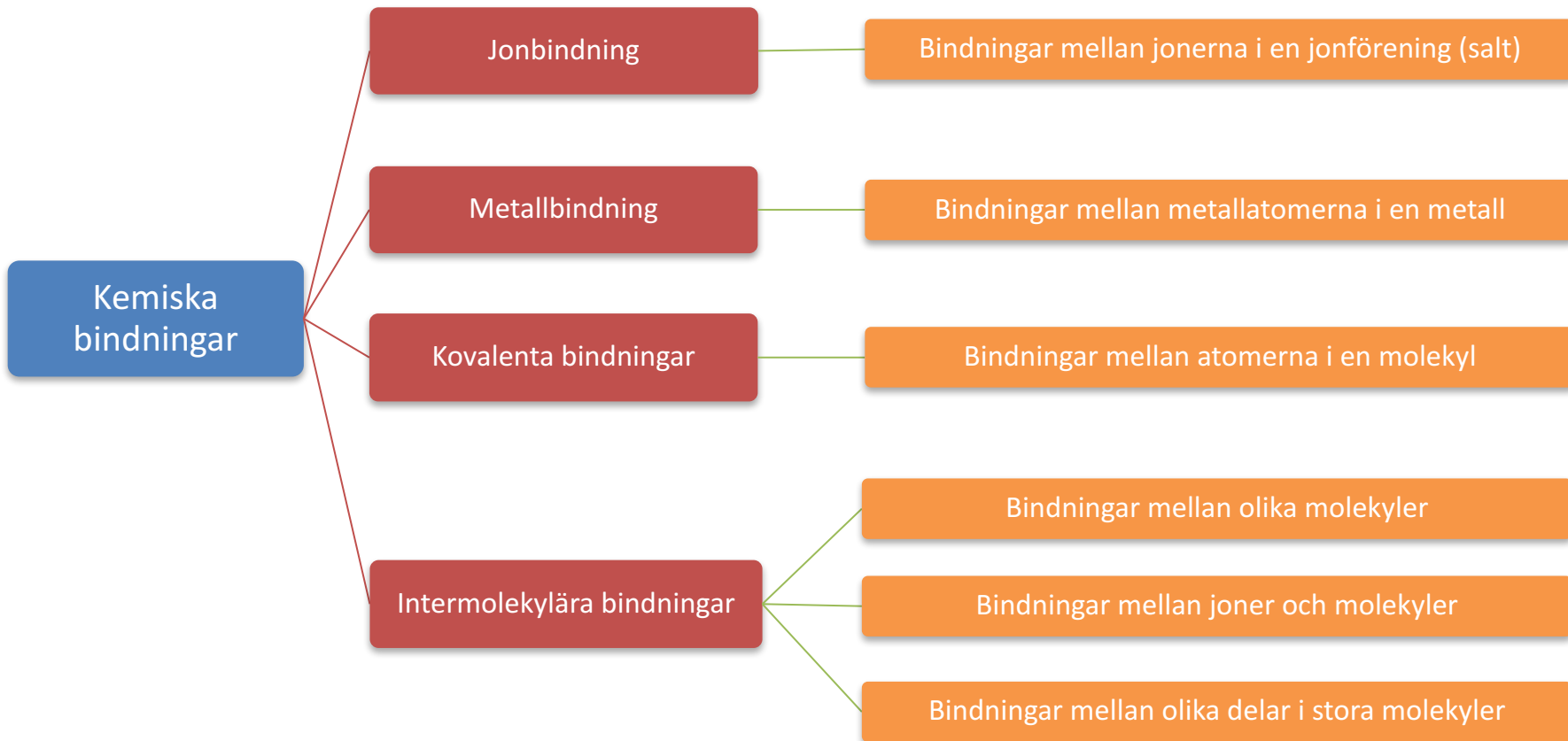
Niklas Dahrén



Innehåll

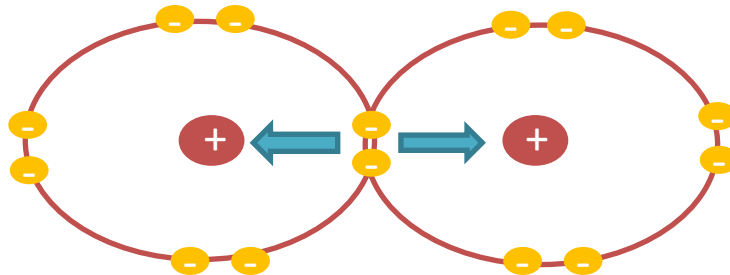
- ✓ Opolära kovalenta bindningar
- ✓ Polära kovalenta bindningar
- ✓ Elektronegativitet
- ✓ Pauling-skalan
- ✓ Elektronformler
- ✓ Strukturformler
- ✓ Dubbelbindningar
- ✓ Trippelbindningar

Indelning av kemiska bindningar



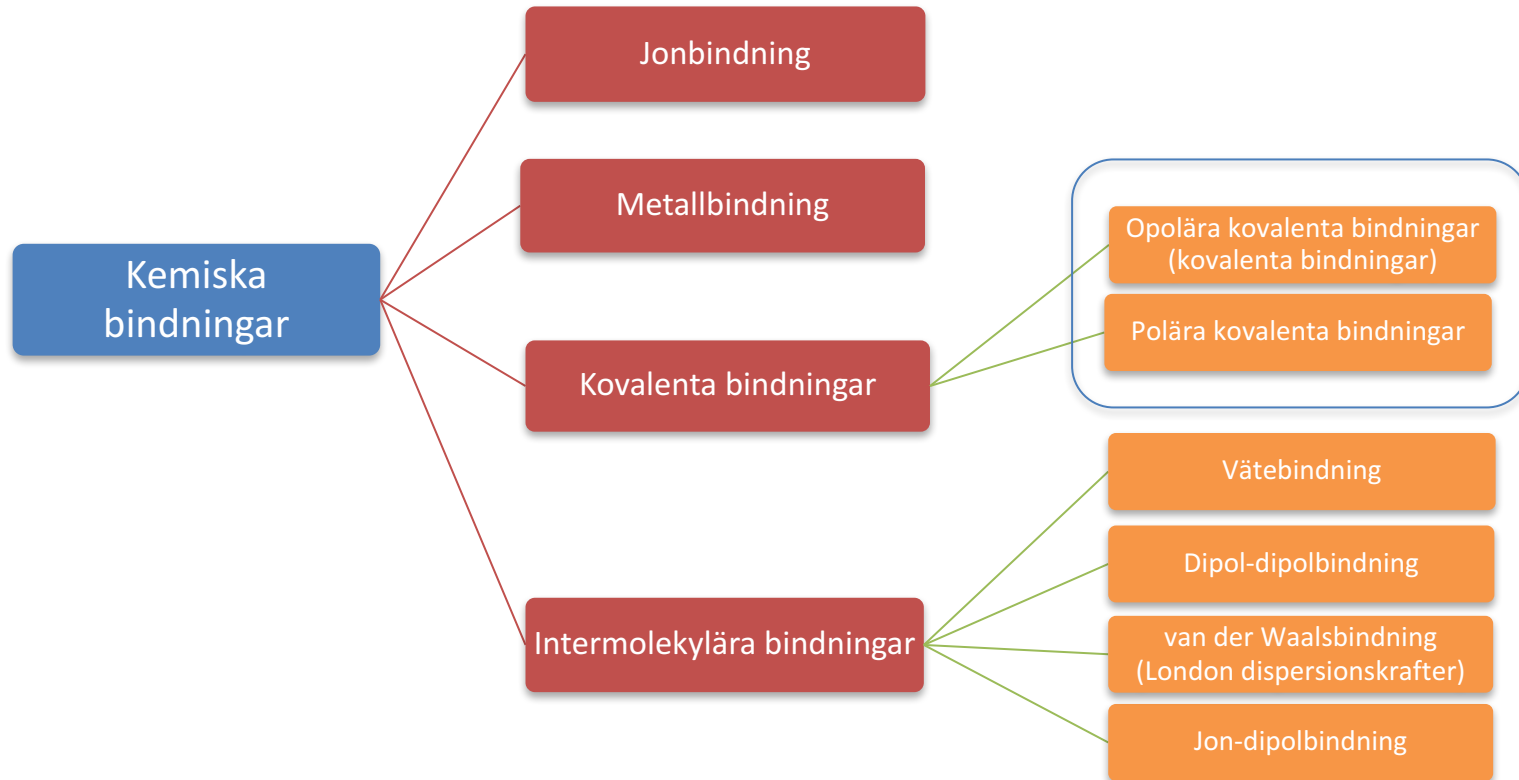
Kovalent bindning (elektronparbindning)

- ✓ **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 och ädelgasstruktur är en metod för att lyckas göra det.

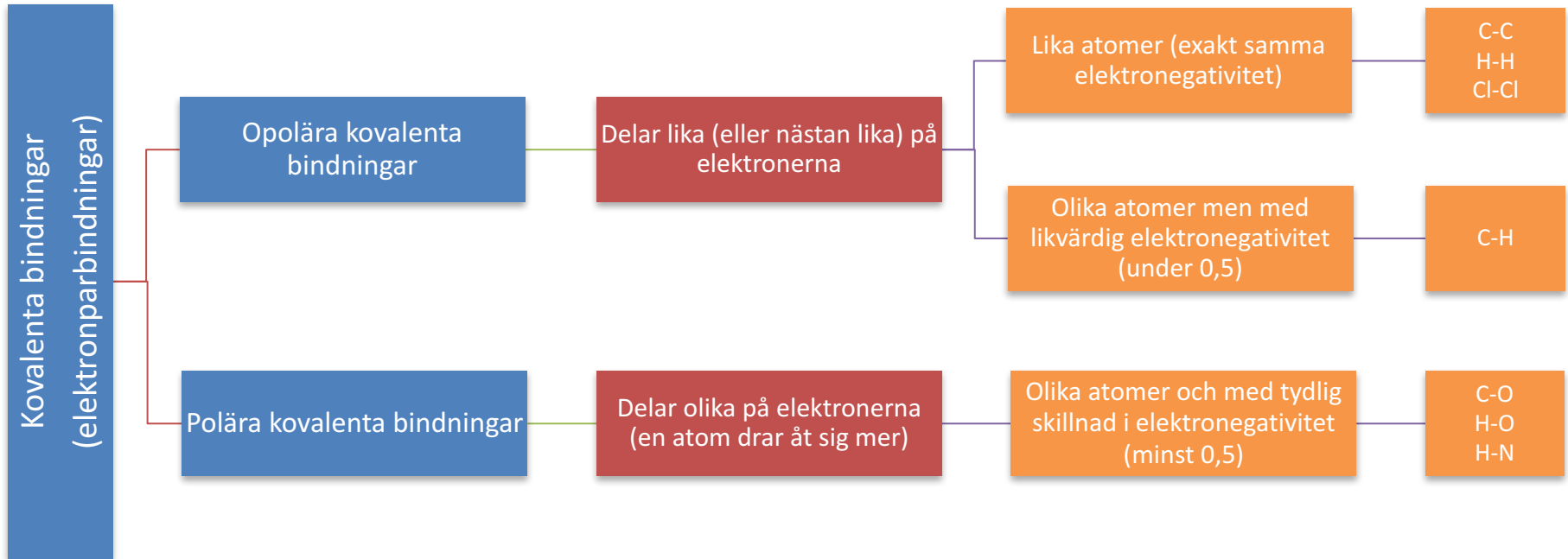


En attraktion uppstår mellan de positivt laddade atomkärnorna och de negativt laddade elektronerna som finns mellan atomkärnorna.

Det finns 2 huvudtyper av kovalenta bindningar



Det finns 2 huvudtyper av kovalenta bindningar



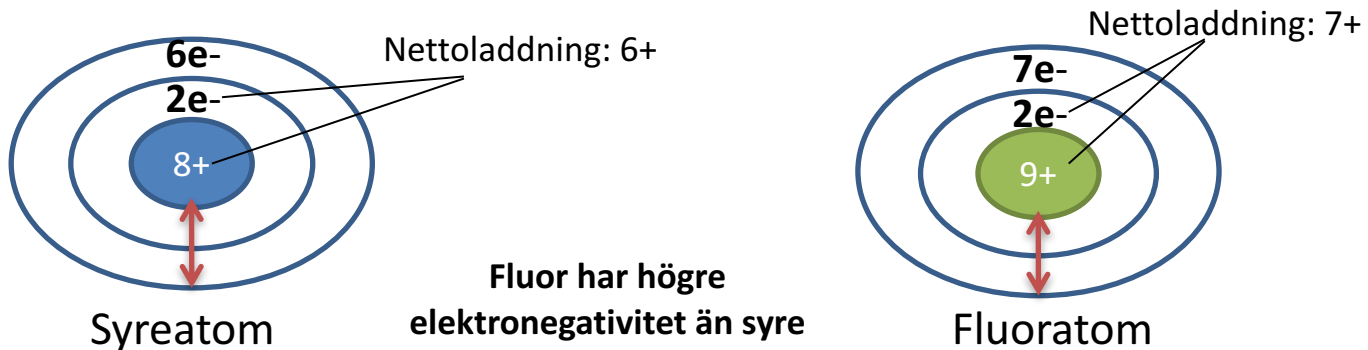
Elektronegativitet= En atoms förmåga att attrahera och dra till sig valenselektroner.

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.

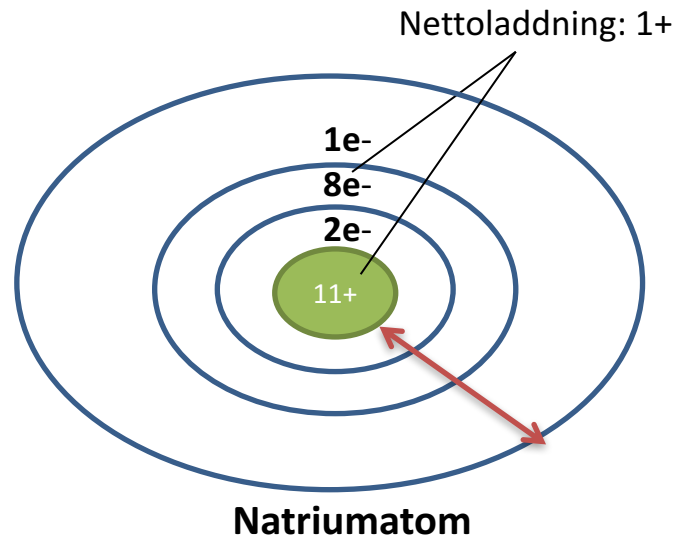
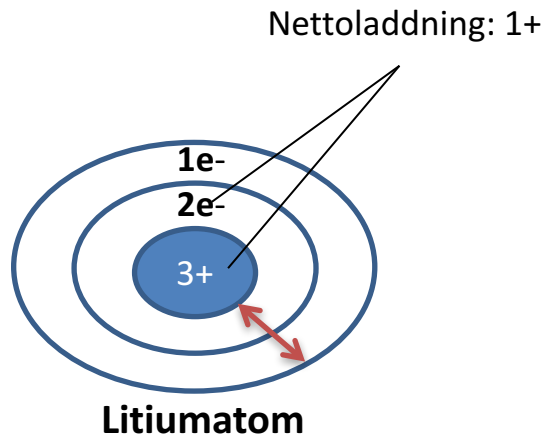
Nettoladdningen skiljer sig åt. Fluoratomen har högre nettoladdning.



Vilken atom har högst elektronegativitet?

1. Ta reda på
nettoladdningen

2. Jämför radien
(antalet skal)



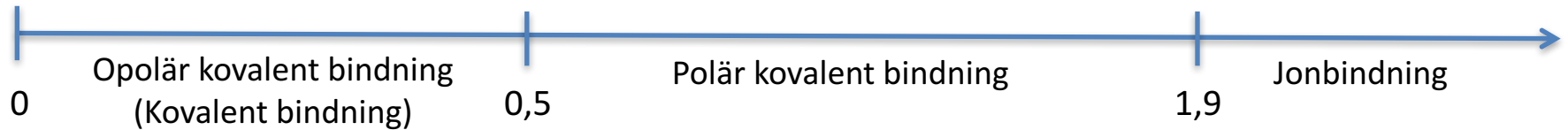
Svar: Båda har nettoladdningen 1+. Men litium har ändå högre elektronegativitet än natrium eftersom natrium har fler skal och därmed en större radie.

Pauling-skalan visar grundämnenas elektronegativitet

→ Atomradie minskar → Joniseringsenergi ökar → Elektronegativitet ökar →

Grupp	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Period																		
1	H 2,1																	He
2	Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,4	F 4,0	Ne
3	Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,6	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe
6	Cs 0,7	Ba 0,9	4f	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn
7	Fr 0,7	Ra 0,9	5f	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

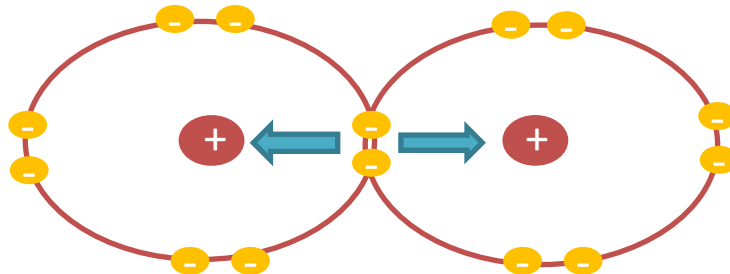
Elektronegativitet och bindningstyp



- ✓ Dessa gränser är dock flytande och beror till viss del på vilka ämnen som binder till varandra. I litteraturen anges också lite olika gränsvärden så dessa gränser måste tas med en nypa "salt"!

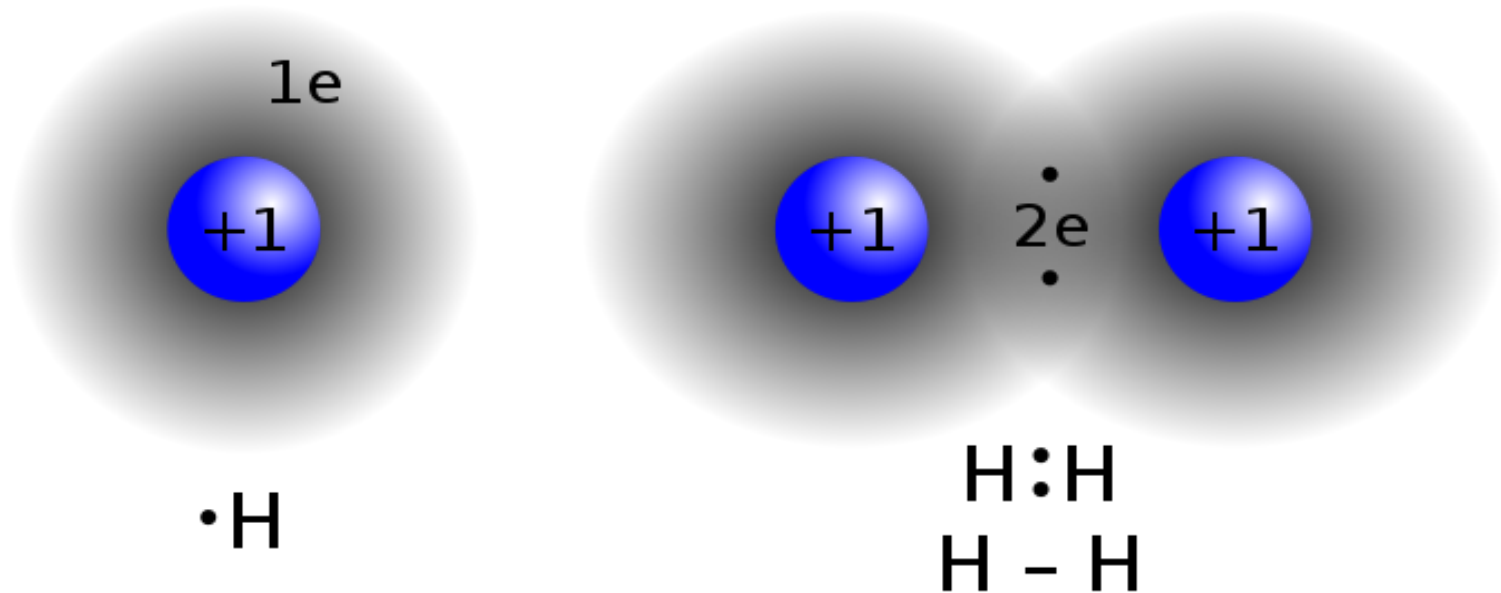
Bindningen mellan kloratomerna är en opolär kovalent bindning

- ✓ I en opolär kovalent bindning är de båda atomerna lika bra (eller nästan lika bra) på att attrahera de gemensamma bindningselektronerna p.g.a. samma (eller nästan samma) elektronegativitet och därför delar atomerna lika (eller nästan lika) på elektronerna. Elektronerna kommer därmed att befinna sig ungefär mitt emellan de båda atomerna och vi får ingen tydlig elektronförskjutning (laddningsförskjutning).
- ✓ **Opolära kovalenta bindningar** kallas ofta bara för "kovalent bindning".

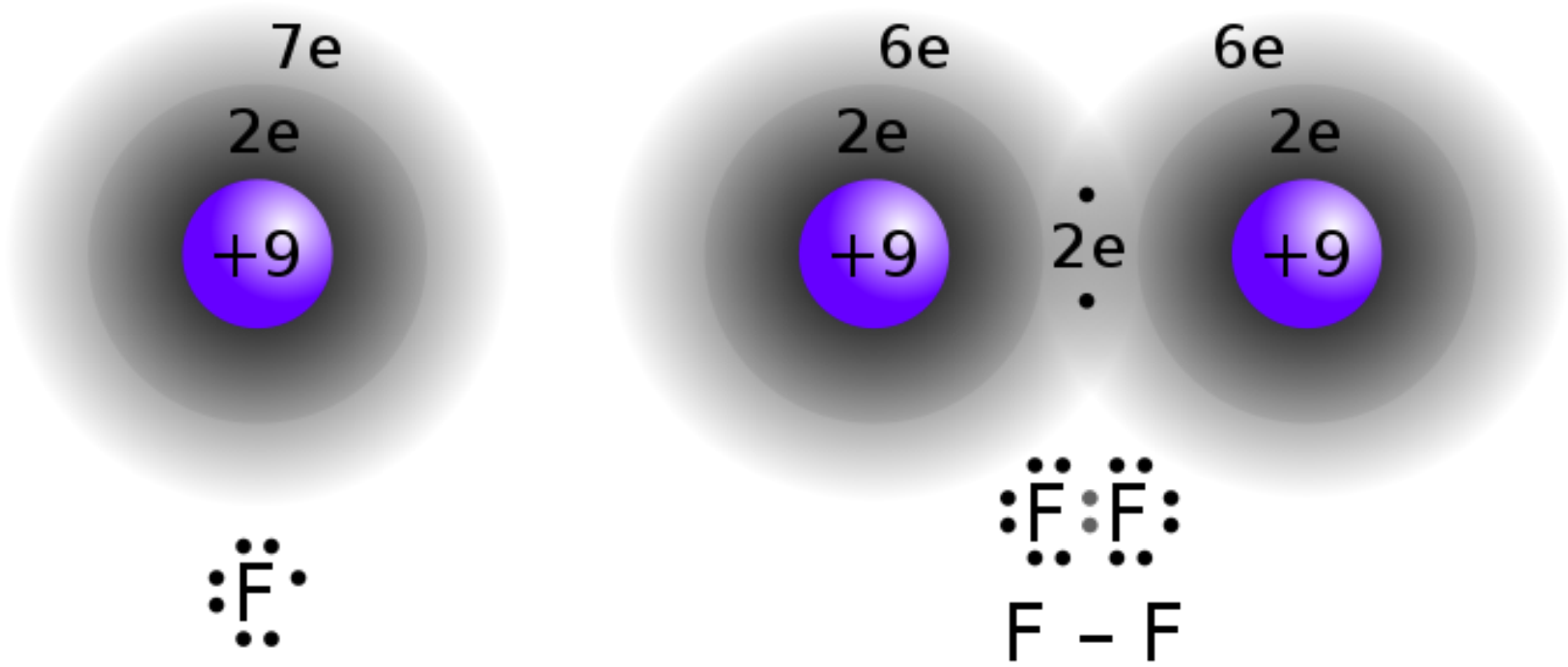


De båda kloratomerna har samma elektronegativitet och kommer därför dela exakt lika på de båda valenselektronerna som ingår i bindningen.

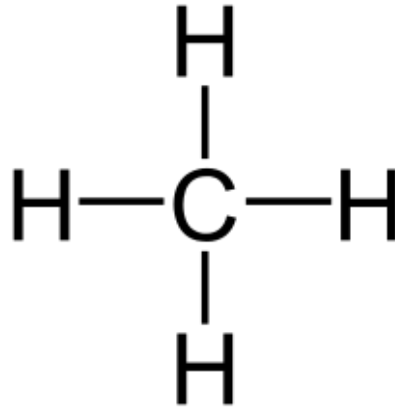
Opolär kovalent bindning mellan 2 väteatomer



Opolär kovalent bindning mellan 2 fluoratomer



Bindningen mellan kol och väte räknas som en opolär kovalent bindning

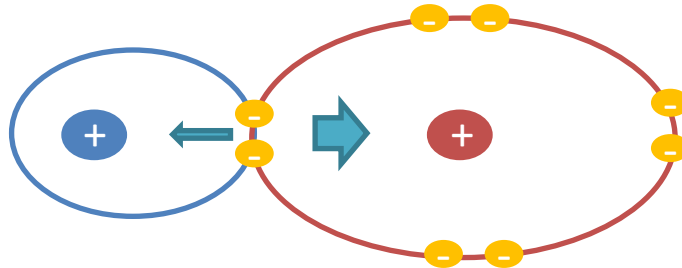


Till vänster ser vi summaformeln resp. strukturformeln för en metanmolekyl. I metanmolekylen förekommer enbart kovalenta bindningar (opolära kovalenta).

- ✓ **Kol och väte är väldigt lika varandra** när det gäller förmågan att attrahera gemensamma bindningselektroner p.g.a. nästan samma elektronegativitet (det skiljer 0,4). Därför räknas bindningen mellan dessa atomer oftast som en opolär kovalent bindning (kovalent bindning) trots att de är olika atomer.

Polär kovalent bindning

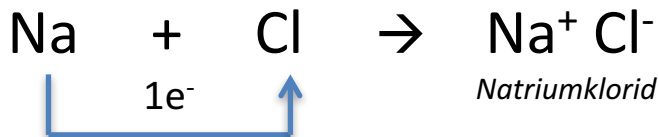
- ✓ I en polär kovalent bindning är de båda atomerna olika bra på att attrahera de gemensamma bindningselektronerna p.g.a. en tydlig skillnad i elektronegativitet mellan atomerna.
- ✓ De gemensamma bindningselektronerna kommer vara förskjutna mot den atom som har högst elektronegativitet. Det uppstår alltså en laddningsförskjutning där den atom som är mest elektronegativ kommer bli lite negativt laddad (partiell negativ laddning) medan den andra atomen blir lite positivt laddad (partiell positiv laddning).
- ✓ Namnet "polär" syftar på att det uppkommer 2 olika poler; en positivt laddad pol och en negativt laddad pol.



De båda atomerna har en tydlig skillnad i elektronegativitet. Kloratomen är betydligt mer elektronegativ jämfört med väteatomen och kommer därför dra åt sig elektronerna mer.

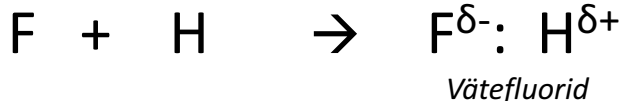
Fullständig eller partiell laddning

- ✓ **Fullständig laddning:** Om en atom förlorar en elektron fullständigt till en annan atom så omvandlas atomen till en jon. Jonen har då +1 i laddning. Det är en s.k. "fullständig laddning" som har det exakta värdet +1. Den mottagande atomen blir samtidigt en negativt laddad jon med laddningen -1.



I natriumklorid delar inte Na och Cl på några valenselektroner utan Na har helt avgivit 1 elektron till Cl p.g.a. den stora skillnaden i elektronegativitet mellan dessa.

- ✓ **Partiell laddning:** Om en atom delvis förlorar en elektron till en annan atom genom att elektronen förskjuts mot den andra atomen, då säger man att atomen får en partiell positiv laddning (delvis/till viss del). Atomen blir då inte omvandlad till en jon eftersom den inte förlorar elektronen fullständigt. Den positiva laddning som uppkommer är lägre än +1 och har inget exakt värde och därför säger vi att det är en partiell positiv laddning. Den mottagande atomen blir samtidigt partiellt negativt laddad. Partiella laddningar representeras av den grekiska bokstaven delta (δ) följt av ett plustecken eller minustecken (δ^- eller δ^+).



I vätefluorid delar F och H på 2 valenselektroner men dessa är förskjutna mot F. H har alltså delvis avgivit 1 elektron till F. Detta sker p.g.a. att F har högre elektronegativitet.

Uppgift 1:

Vilka bindningar förekommer mellan atomerna i nedanstående ämnen?

a) H-H

b) N-H

c) C-H

Svar:



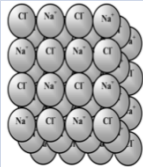
- a) **Opolär kovalent bindning (kovalent bindning):** 2 lika atomer innebär samma elektronegativitet. Båda atomerna drar därmed lika mycket i de gemensamma bindningselektronerna.
- b) **Polär kovalent bindning:** 2 olika atomer med en tydlig skillnad i elektronegativitet. Kväve har högst elektronegativitet och kommer därför attrahera de gemensamma bindningselektronerna mest.
- a) **Opolär kovalent bindning (kovalent bindning):** 2 olika atomer men skillnaden i elektronegativitet mellan kol och väte är så pass liten att vi inte får någon tydlig elektronförskjutning.

Elektronegativitet och bindningstyp

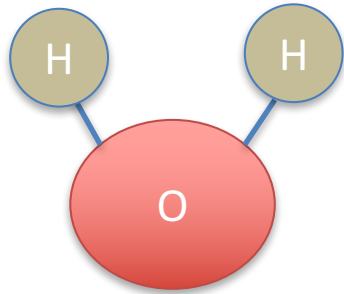
Bindningstyp:	Förklaring:	Skillnad i elektronegativitet mellan atomerna:	Exempel:
Opolär kovalent bindning (kovalent bindning):	Delar lika eller nästan lika på bindningselektronerna.	Under 0,5	C-C C-H Cl-Cl
Polär kovalent bindning:	Delar olika på bindningselektronerna, den ena atomen har dragit till sig elektronerna betydligt mer.	Från 0,5 till 1,9	C-O H-Cl O-H
Jonbindning:	Delar inte alls, den ena atomen (jonen) har lagt beslag på elektronerna fullständigt.	Över 1,9	NaCl MgF CaO

- ✓ **Dessa gränser är dock flytande** och beror till viss del på vilka ämnen som binder till varandra. I litteraturen anges också lite olika gränsvärden så dessa gränser måste tas med en nypa "salt"!

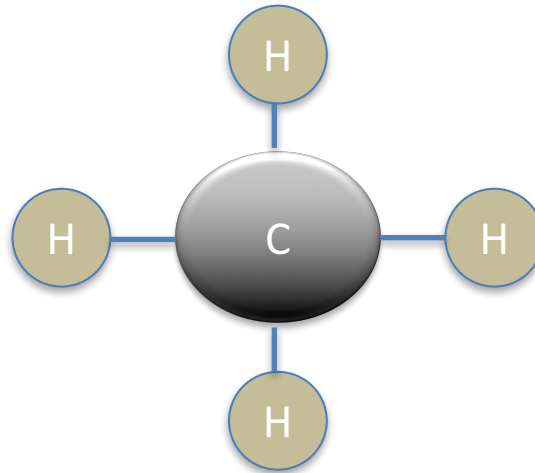
Olika bindningstyper

Typ av bindning:	Opolär kovalent bindning:	Polär kovalent bindning:	Jonbindning:
Ämnesexempel:	 <p>Syre (O₂)</p>	 <p>Väteklorid (HCl)</p>	 <p>Natriumklorid (NaCl)</p>
Elektronegativitetsvärden:	O= 3,4 O= 3,4	H= 2,1 Cl= 3,0	Na= 0,9 Cl= 3,0
Skillnad i elektronegativitet:	0	0,9	2,1
Laddningar:	O-O (inga laddningar)	H ^{δ+} -Cl ^{δ-} (partiella laddningar)	Na ⁺ Cl ⁻ (fullständiga laddningar)

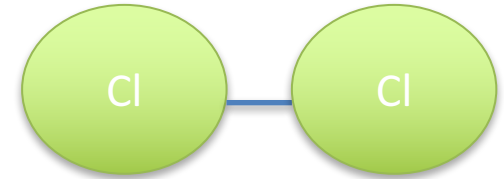
Bindningar och elektronegativitet



Vattenmolekylen innehåller polära kovalenta bindningar p.g.a. den stora skillnaden i elektronegativitet mellan väte och syre (1,4).



Metanmolekylen innehåller opolära kovalenta bindningar p.g.a. den lilla skillnaden i elektronegativitet mellan kol och väte (0,4).



Klormolekylen innehåller opolära kovalenta bindningar p.g.a. samma elektronegativitet mellan kloratomerna.

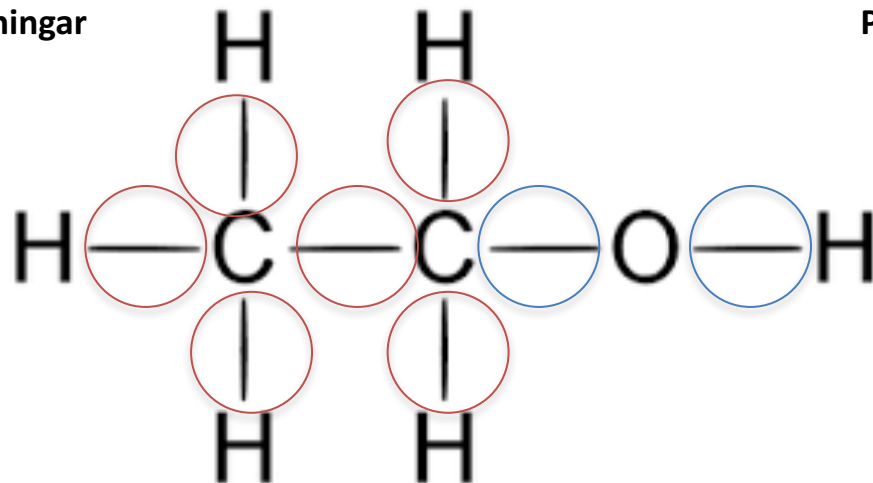
Kovalenta bindningar är mellan ickemetaller (med några få undantag)

Ämne:	Typ av grundämnen som ingår:	Bindning:
Magnesium, Mg	Enbart metall	Metallbinding
Magnesiumklorid, MgCl ₂	Metall + ickemetall	Jonbinding
Klor (klorgas), Cl ₂	Enbart ickemetaller	Kovalent bindning
Väteklorid, HCl	Enbart ickemetaller	Polär kovalent bindning

Uppgift 2:

Vilka bindningar förekommer i nedanstående molekyl?

Opolära kovalenta bindningar

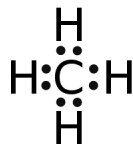
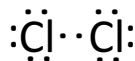


Polära kovalenta bindningar

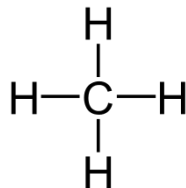
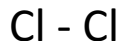


Elektronformel och strukturformel

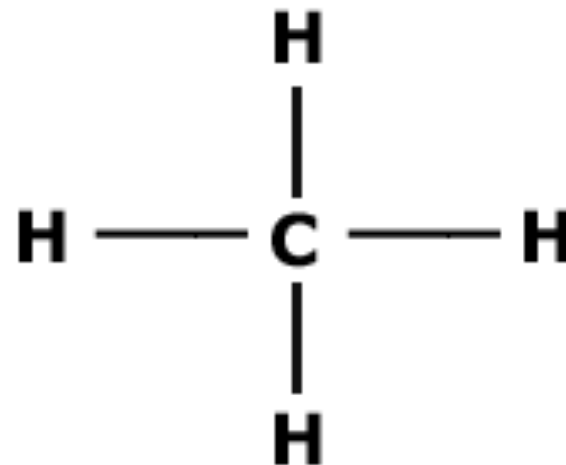
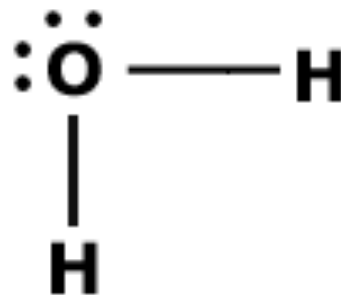
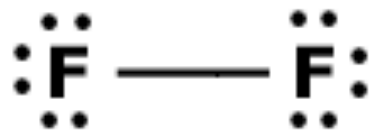
Elektronformel: En elektronformel visar en atom eller molekyls struktur genom att alla valenselektroner ritas ut.



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).

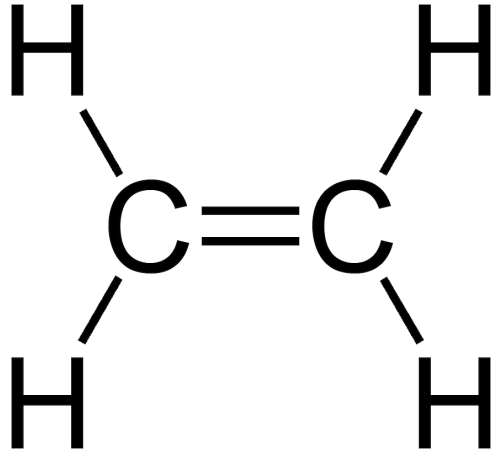


Man kan även rita elektronformler där bindningarna är streckade



- ✓ **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.

Dubbel- och trippelbindningar



- ✓ **I vissa molekyler måste de ingående atomerna dela på fler än 2 elektroner** för att alla ingående atomer ska få ädelgasstruktur och därmed sänka elektronernas energi så mycket som möjligt (maximalt antal bindningar). Det kan då skapas dubbel- och trippelbindningar. I en dubbelbindning delar atomerna på totalt 4 elektroner och i en trippelbindning delar atomerna på totalt 6 elektroner.

Hur går du tillväga när du ska rita en elektronformel?

- 1. Totala antalet valenselektroner:** Ta reda på det totala antalet valenselektroner som de olika atomerna har tillsammans. Dessa skall sedan finnas med när du ritar elektronformeln.
- 2. Dela totala antalet valenselektroner med 2:** Dela totala antalet valenselektroner på 2, då får du totala antalet elektronpar som ska placeras ut. Elektronerna förekommer nämligen 2 och 2 runt atomkärnorna.
- 3. Rita ut valenselektronerna så att alla atomer får ädelgasstruktur:** Sätt ut alla valenselektroner så att alla ingående atomer får ädelgasstruktur (i de flesta molekyler har alla ingående atomer ädelgasstruktur). Lös ev. problemet med att sätta ut dubbel- eller trippelbindningar.

Uppgift 3:

Rita elektronformeln för koldioxid, CO₂

1. Räkna totala antalet valenselektroner hos de ingående atomerna/ionerna:

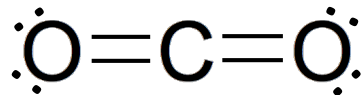
- Kol= 4 st
- O= 6 st
- O= 6 st
- Totalt: 16 st

2. Dela antalet valenselektroner med 2:

$16/2 = 8$. 8 stycken elektronpar ska placeras ut runt atomkärnorna.

3. Se till så att alla ingående atomer får ädelgasstruktur:

- Placera ut de 8 elektronparen (16 valenselektronerna) så att alla ingående atomer får ädelgasstruktur. Lös ev. problemet med dubbel- eller trippelbindningar.



Kolatomer är oftast belägna i mitten av molekylerna eftersom de har förmåga att skapa 4 bindningar med andra atomer.

Uppgift 4:

Rita elektronformeln för kvävemolekylen, N₂

1. Räkna totala antalet valenselektroner hos de ingående atomerna/ionerna:

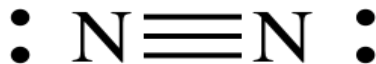
- N= 5 st
- N= 5 st
- Totalt: 10 st

2. Dela antalet valenselektroner med 2:

$10/2= 5$. 5 stycken elektronpar ska placeras ut runt atomkärnorna.

3. Se till så att alla ingående atomer får ädelgasstruktur:

- Placera ut de 5 elektronparen (10 valenselektronerna) så att alla ingående atomer får ädelgasstruktur. Lös ev. problemet med dubbel- eller trippelbindningar.



Varje kväveatom har 5 egna valenselektroner. Genom att dela på 3 elektronpar så kan båda kväveatomerna uppnå ädelgasstruktur.

Uppgift 5:

Avgör vilka bindningar som förekommer i följande molekyler



Opolär kovalent enkelbindning



Polär kovalent enkelbindning



Polär kovalent dubbelbindning



Opolär kovalent dubbelbindning



Opolär kovalent trippelbindning



Opolär kovalent enkelbindning



Polär kovalent enkelbindning



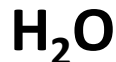
Polär kovalent enkelbindning



Polära kovalenta dubbelbindningar



Opolära kovalenta enkelbindningar



Polära kovalenta enkelbindningar



Opolära kovalenta enkelbindningar mellan C och H och polära kovalenta enkelbindningar mellan C och O och mellan O och H

Se gärna fler filmer av Niklas Dahrén:

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

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

