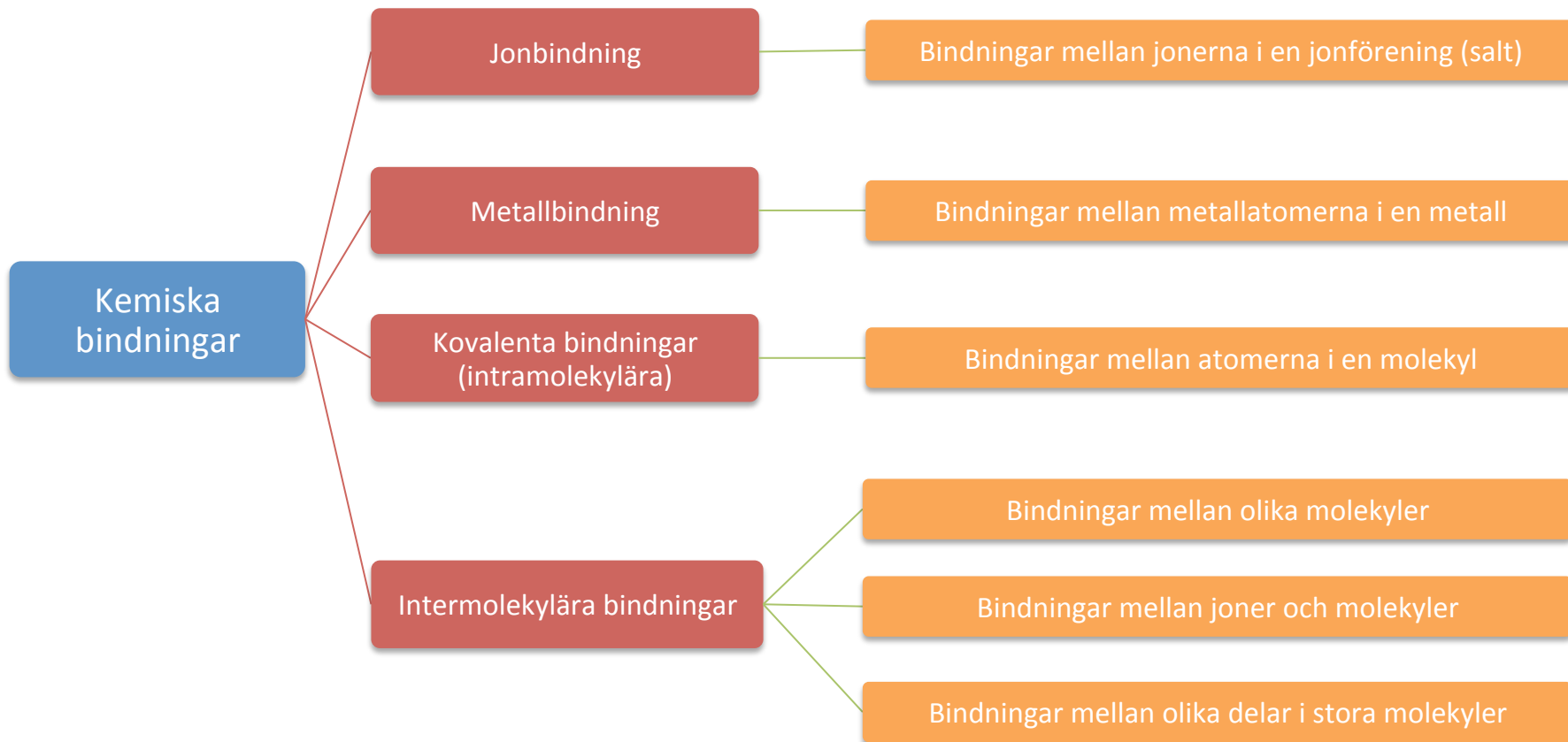


Olika kovalenta bindningar

Niklas Dahrén

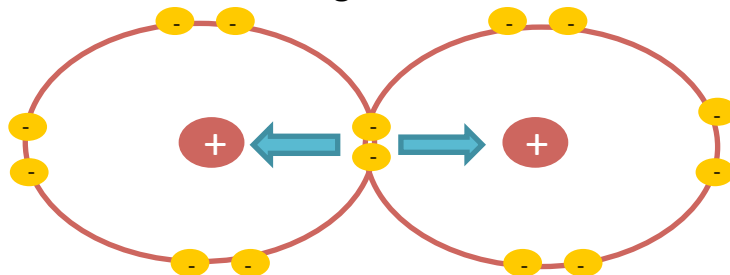


Indelning av kemiska bindningar



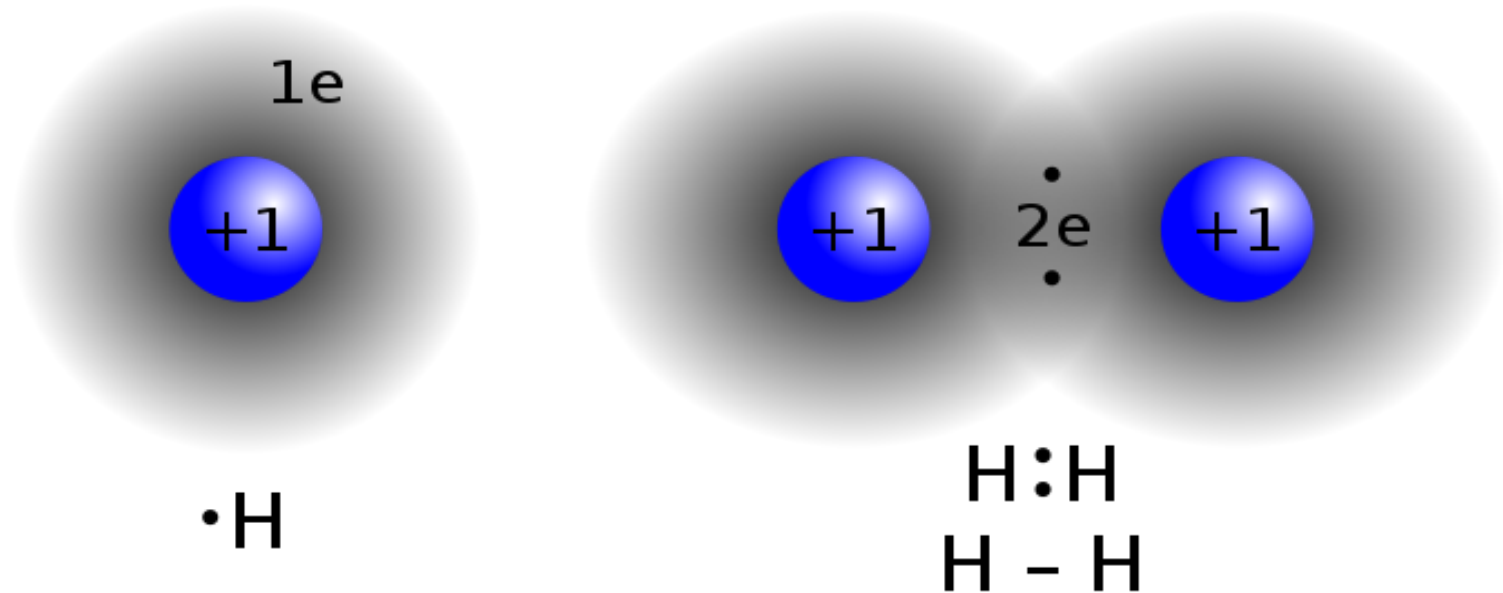
Kovalent bindning (elektronparbindning)

- ✓ **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.

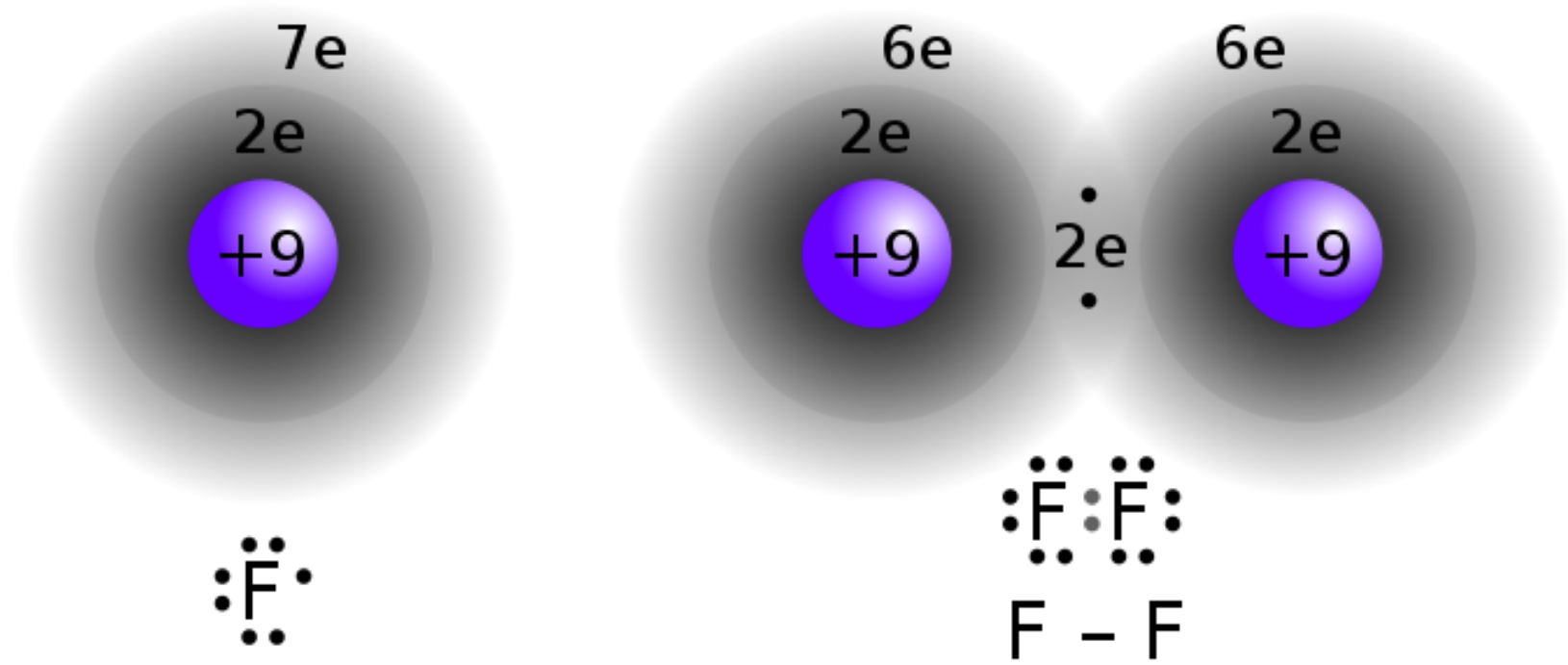


En attraktion uppstår mellan de positivt laddade atomkärnorna och de negativt laddade elektronerna som finns mellan atomkärnorna.

Kovalent bindning mellan 2 väteatomer

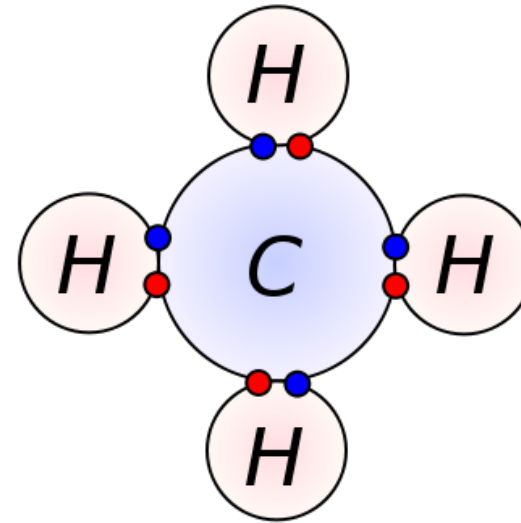


Kovalent bindning mellan 2 fluoratomer



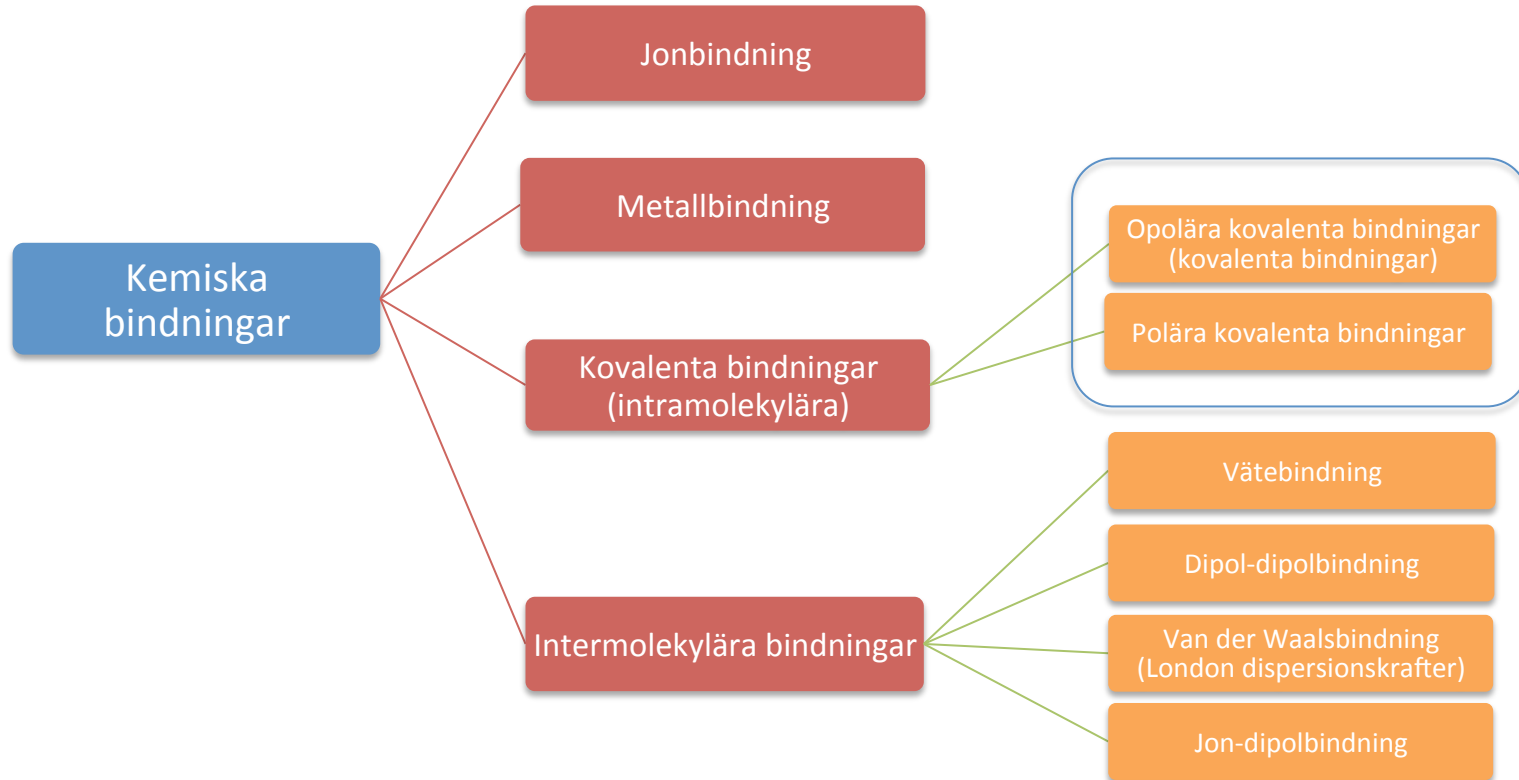
Kovalenta bindningar i metan

- ✓ Kol har 4 valenselektroner och kan **därmed** skapa 4 kovalenta bindningar till 4 olika väteatomer. Detta leder till att alla ingående atomer får ädelgasstruktur.



- Electron from hydrogen
- Electron from carbon

Det finns 2 huvudtyper av kovalenta bindningar

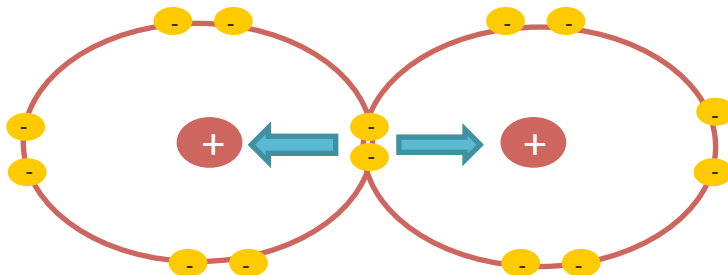


Opolär kovalent bindning

- ✓ **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".
- ✓ **Ren kovalent bindning:** En bindning mellan 2 likadana atomer (t.ex. 2 kloratomer) kallas ibland för "ren kovalent bindning" eftersom atomerna har samma elektronegativitet och därför delar exakt lika på elektronerna.



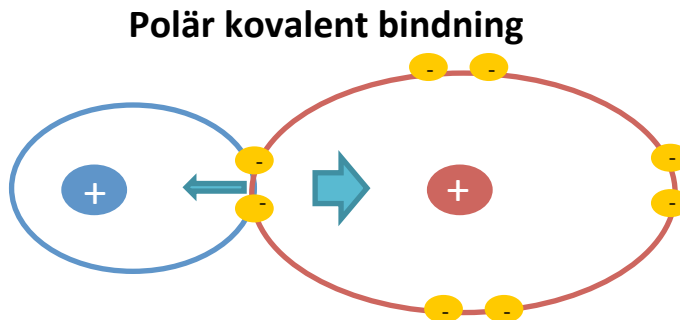
Ren kovalent bindning



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

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.

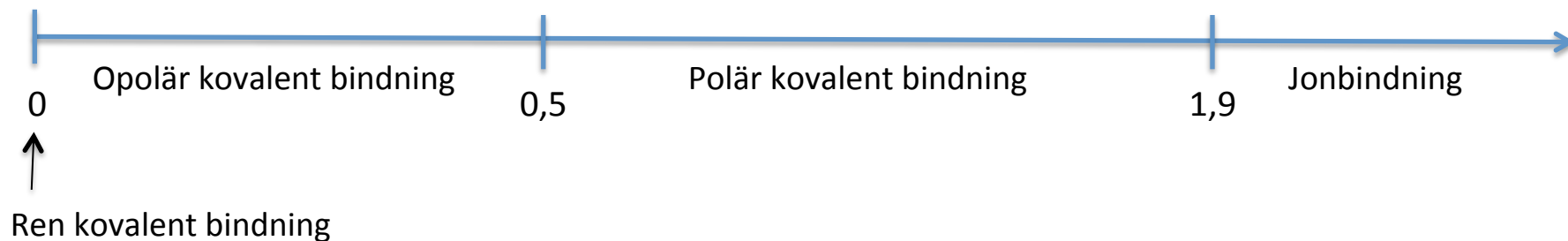
Hur vet man att det är en polär kovalent bindning istället för en opolär kovalent bindning?

1. **Det ska vara 2 olika ickemetaller:** Om det ska kunna uppstå en elektronförskjutning mot någon av atomerna i bindningen så måste det vara 2 olika atomer och båda måste vara ickemetaller. Om det är en metall + en ickemetall så är det istället en jonbindning.
2. **Skillnaden i elektronegativitet ska vara minst 0,5:** Om det ska uppstå en tydlig elektronförskjutning i bindningen mellan de båda ickemetallerna så räcker det inte med att det är 2 olika atomer utan skillnaden mellan deras elektronegativitet ska också vara tillräckligt stor. I regel gäller att skillnaden i elektronegativitet ska vara minst 0,5.

Olika bindningstyper

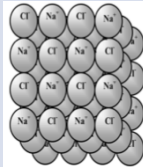
Bindningstyp:	Förklaring:	Skillnad i elektronegativitet mellan atomerna:	Exempel:
Opolär kovalent bindning (kovalent bindning):	Delar lika eller nästan lika på bindningselektronerna.	Under 0,5	C-C C-H Cl-Cl
Polär kovalent bindning:	Delar olika på bindningselektronerna, den ena atomen har dragit till sig elektronerna betydligt mer	Mellan 0,5 och 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

Elektronegativitet och bindningstyp

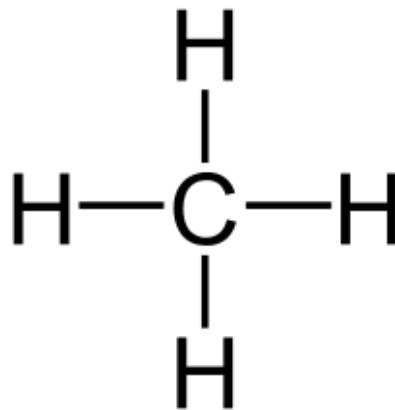


- ✓ Dessa gränser är dock flytande och beror till viss del på vilka ämnen det handlar om. I litteraturen anges också olika gränsvärden så dessa gränser måste tas med en nypa "salt"!

Olika bindningstyper

Typ av bindning:	Opolär kovalent bindning:	Polär kovalent bindning:	Jonbindning:
Ämnesexempel:	 Syre (O ₂)	 Väteklorid (HCl)	 Natriumklorid (NaCl)
Typ av ämne:	Molekyl (ett bestämt antal atomer)	Molekylförening (ett bestämt antal atomer)	Jonförening (oändligt antal joner)
Elektronegativitetsvärde:	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:	Na ⁺ Cl ⁻	$\delta^+ \quad \delta^-$ H - Cl	O-O

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 kovalent bindning (opolär kovalent bindning) trots att de är olika atomer.

Uppgift:

Avgör vilka bindningar som förekommer mellan atomerna

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.
- c) **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.

Pauling-skalan visar grundämnenas elektronegativitet

→ Atomradie minskar → Joniseringsenergi ökar → Elektronegativitet ökar →

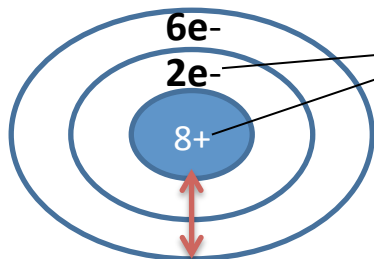
Grupp	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Period																		
1	H 2,1																	He
2	Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,4	F 4,0	Ne
3	Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,6	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,8	Cu 1,9	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

Atomernas elektronegativitet avgör vem som är bäst på att attrahera elektroner

- ✓ **Hög elektronegativitet innebär** att atomen är bra på att attrahera valenselektroner.
- ✓ **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.

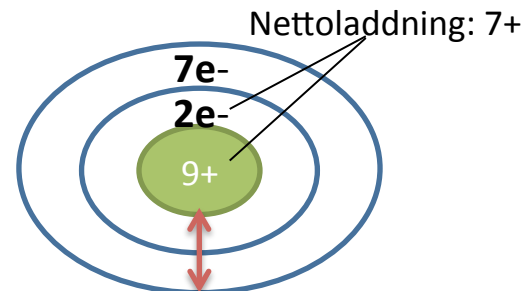
Nettoladdningen skiljer sig åt. Fluoratomen har högre nettoladdning.



Syreatom

Nettoladdning: 6+

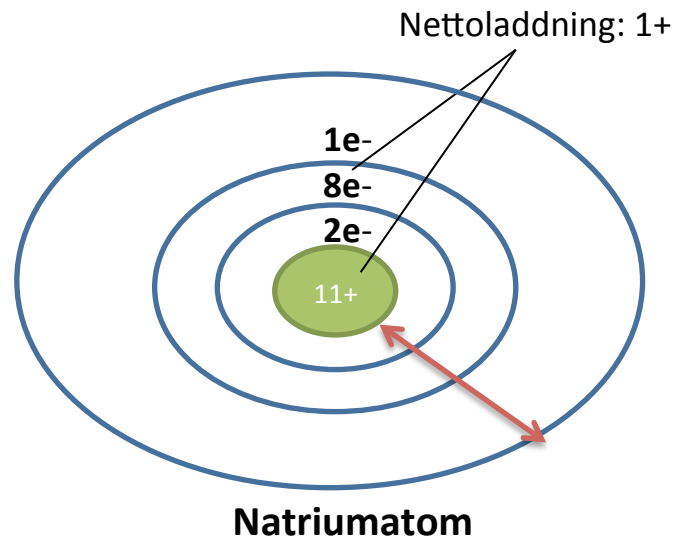
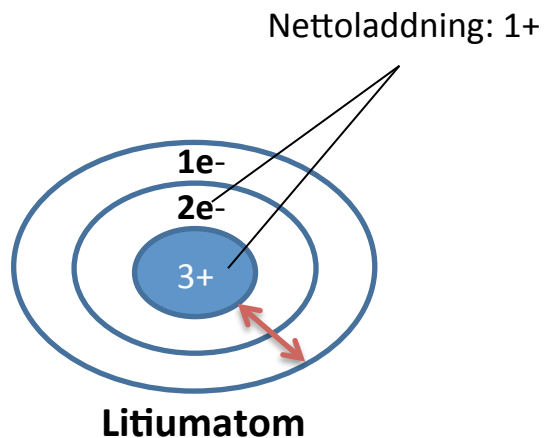
Fluor har högre elektronegativitet än syre



Fluoratom

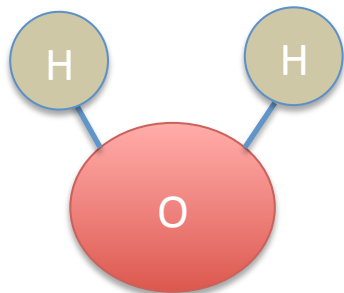
Vilken atom har högst elektronegativitet?

1. Ta reda på nettoladdningen
2. Jämför radien (antalet skal)

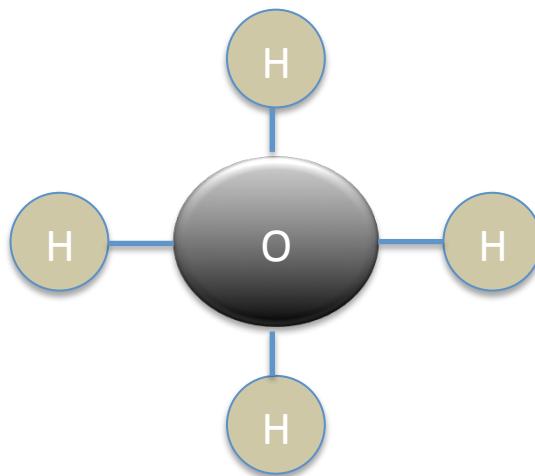


Svar: Båda har nettoladdningen 1+. Men litium har ändå högre elektronegativitet än natrium eftersom natrium har fler skal och därmed en större radie.

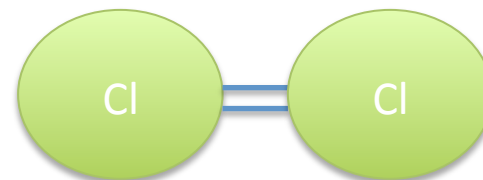
Bindningar och elektronegativitet



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).

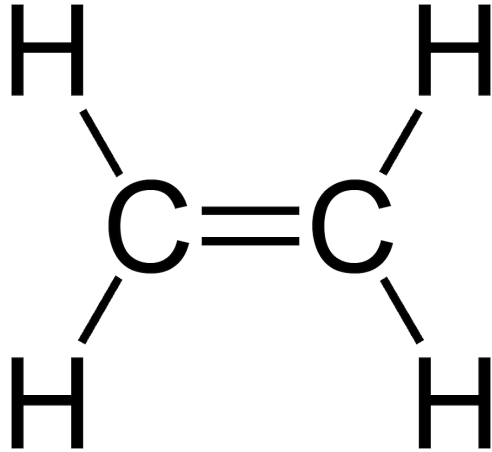


Klormolekylen innehåller opolära kovalenta bindningar p.g.a. samma elektronegativitet mellan kloratomerna.

Kovalenta bindningar är mellan ickemetaller (med några få undantag)

Ämne:		Typ:	Bindning:
Magnesium, Mg	Enbart metall	Metall	Metallbindning
Magnesiumklorid, MgCl_2	Metall + ickemetall	Jonförening	Jonbindning
Klor (klorgas), Cl_2	Enbart ickemetaller	Molekyl	Kovalent bindning
Väteklorid, HCl	Enbart ickemetaller	Molekyl	Polär kovalent bindning

Dubbel- och trippelbindningar

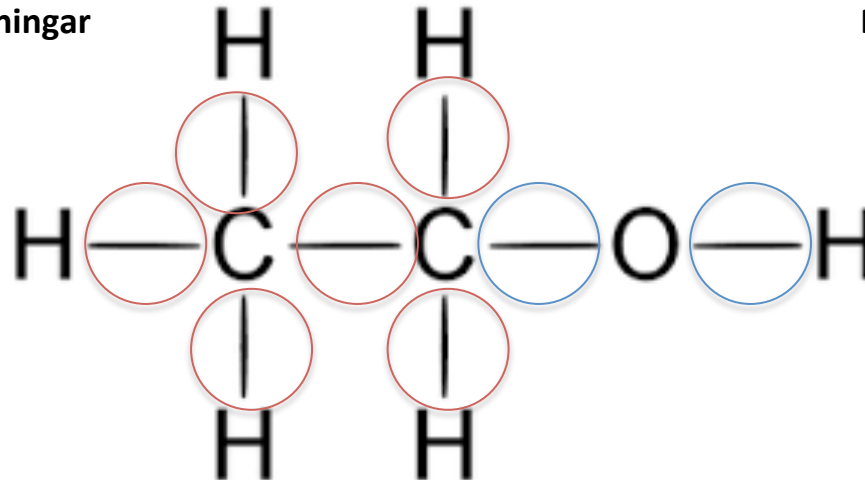


- ✓ **I vissa molekyler måste de ingående atomerna dela på fler än 2 elektroner** för att alla ingående atomer ska få ädelgasstruktur och därmed sänka elektronernas energi så mycket som möjligt (maximalt antal bindningar). Det kan då skapas dubbel- och trippelbindningar. I en dubbelbindning delar atomerna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

Uppgift:

Vilka bindningar förekommer i nedanstående molekyl?

Opolära kovalenta bindningar



Polära kovalenta bindningar



Uppgift:

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



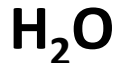
Polär kovalent enkelbindning



Polära kovalenta dubbelbindningar



Opolära kovalenta enkelbindningar

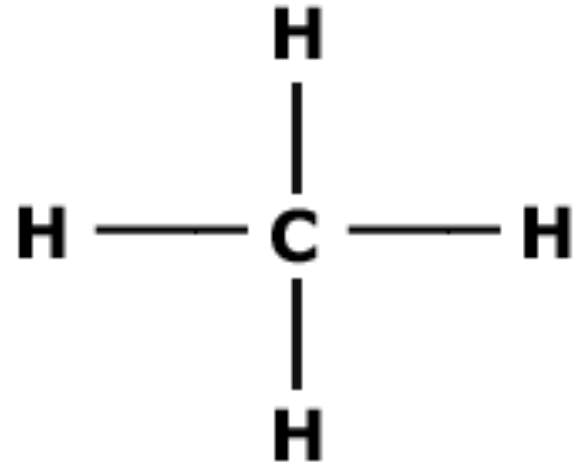
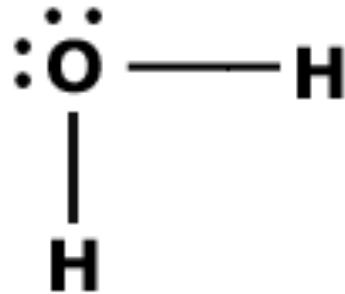


Polära kovalenta enkelbindningar



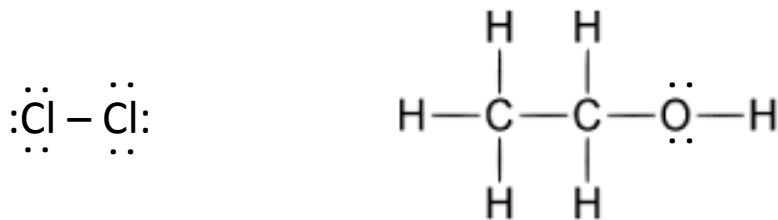
Opolära kovalenta enkelbindningar mellan C och H och polära kovalenta enkelbindningar mellan C och O och mellan O och H

Elektronformler visar hur valenselektronerna är placerade i molekylen

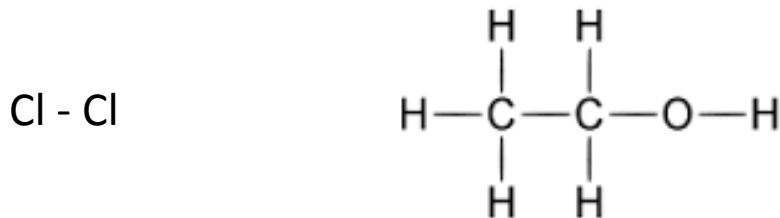


Skillnaden mellan elektronformel och strukturformel

Elektronformel: Alla valenselektroner ritas ut.



Strukturformel: Enbart bindningselektronerna ritas ut.



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 antalet valenselektroner med 2:** Dela antalet valenselektroner på 2, då får du totala antalet elektronpar som ska placeras ut. Elektronerna förekommer nämligen 2 och 2 runt atomkärnorna.
3. **Ädelgasstruktur:** Sätt ut alla valenselektroner så att alla ingående atomer får ädelgasstruktur (i de flesta molekyler har alla ingående atomer ädelgasstruktur).

Uppgift:

Rita elektronformeln för koldioxid, CO₂

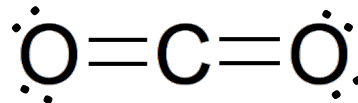
1. Räkna totala antalet valenselektroner hos de ingående atomerna/jonerna:

- 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.

Se gärna fler filmer av Niklas Dahrén:

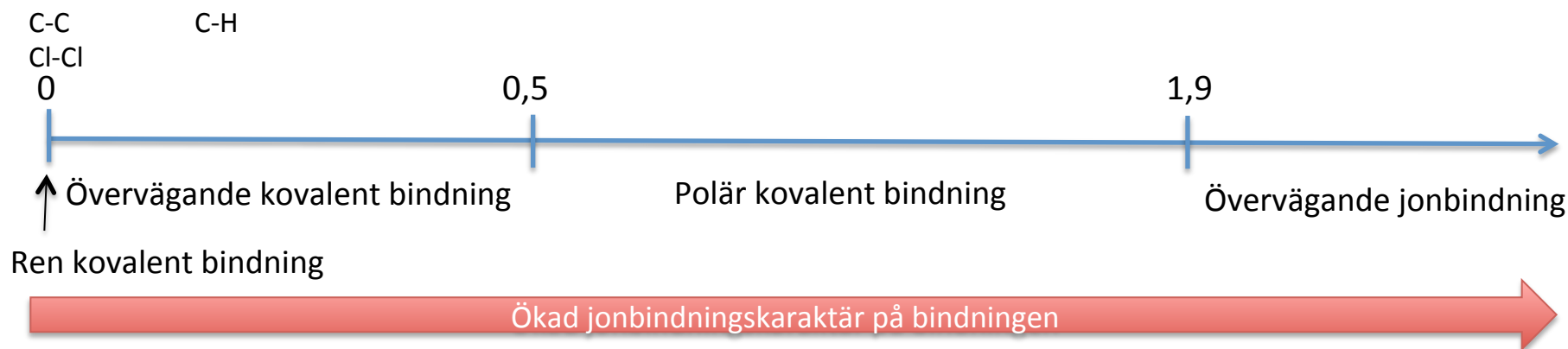
<http://www.youtube.com/Kemilektioner>

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



Elektronegativitet och bindningstyp

- ✓ **Skillnaden i elektronegativitet avgör bindningstypen:** Om skillnaden i elektronegativitet är 0 betraktas bindningen som en ren kovalent bindning. Om den är över 0 men mindre än 0,5 betraktas bindningen som övervägande kovalent bindning (inte helt ren, det finns en liten elektronförskjutning). Är skillnaden mellan 0,5 och upp till ca 1,9 betraktas bindningen som polär kovalent bindning. Om skillnaden är ca 1,9 eller mer betraktas bindningen som övervägande jonbindning. Ju högre värde desto tydligare jonbindning blir det. Dessa gränser är dock flytande och långt ifrån exakta, exakt vart man sätter de olika gränserna skiljer sig också åt i olika läroböcker och i andra källor. I jonföreningar är nästan alltid skillnaden mer än 1,9 mellan de ingående atomerna/jonerna (med några undantag) medan den oftast är under 1,9 i molekyلفöreningar (med några undantag).



Skillnaden i elektronegativitet avgör

Jonförening med; **jonbindning**

Molekylförening med;
polär kovalent bindning

Molekylförening med;
ren kovalent bindning

Grupp
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

Bildkälla: <http://sv.wikipedia.org/wiki/Elektronegativitet>