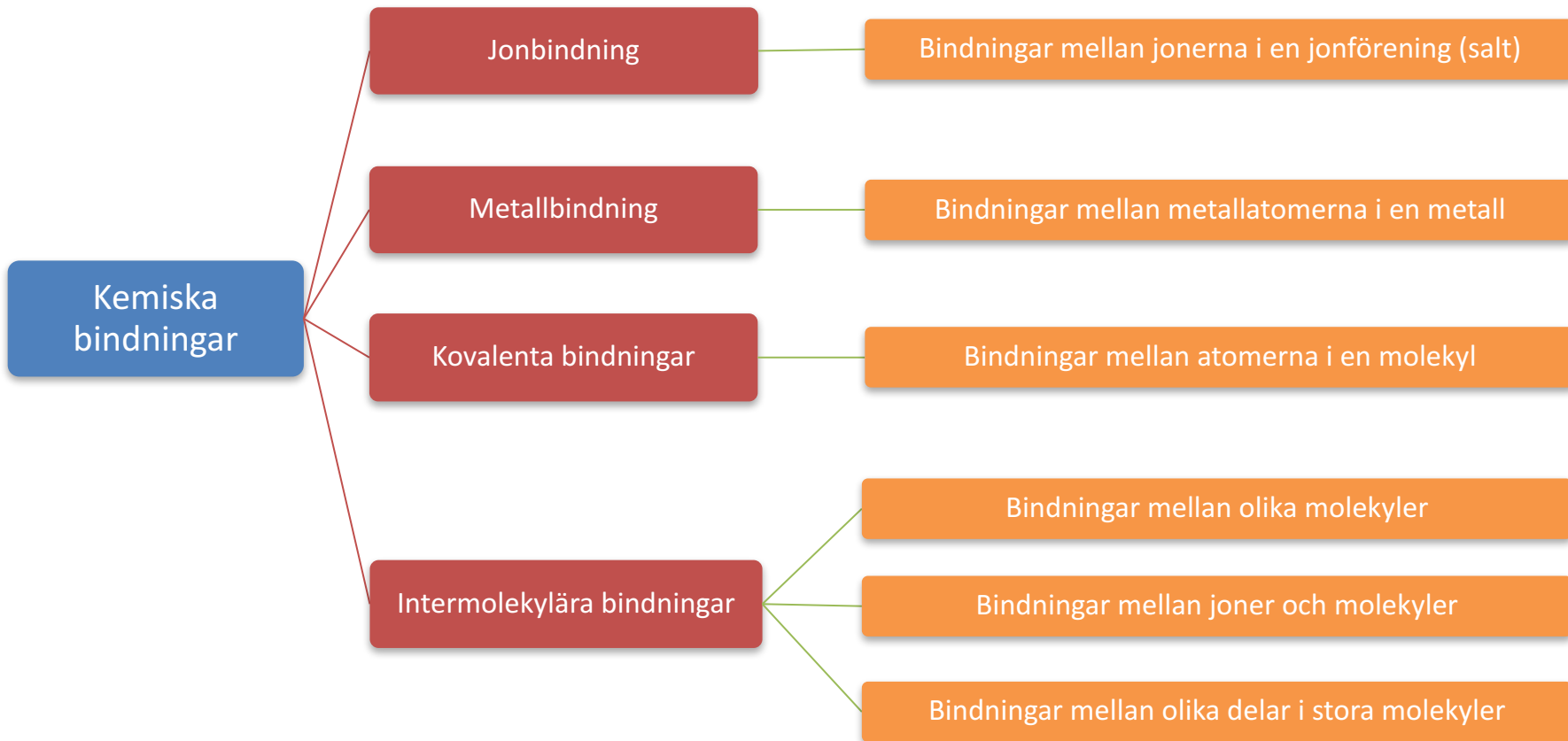


# Vätebindningar och Hydro-FON-regeln

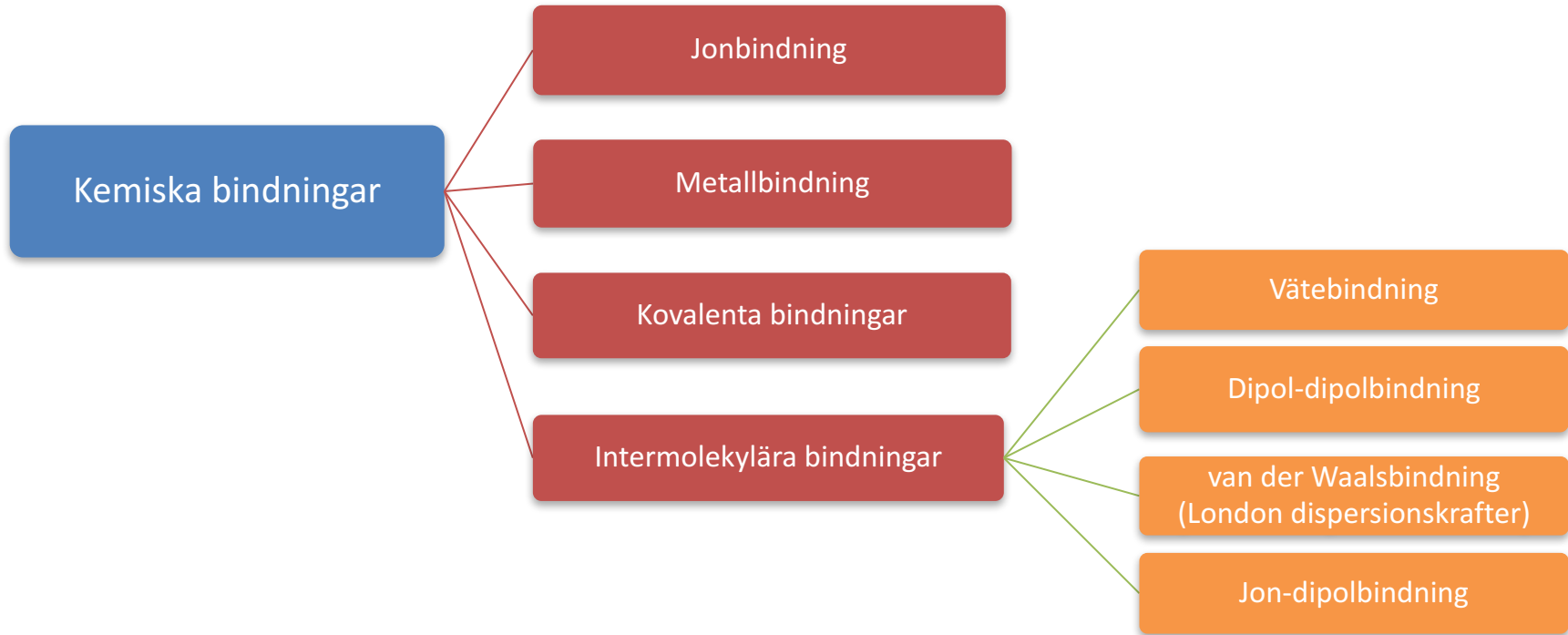
Niklas Dahrén



# Indelning av kemiska bindningar



# Olika typer av intermolekylära bindningar

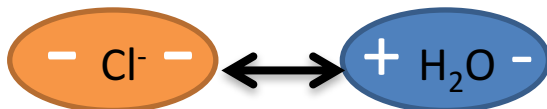


# Det finns olika intermolekylära bindningar

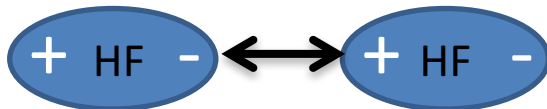
Starkast bindning



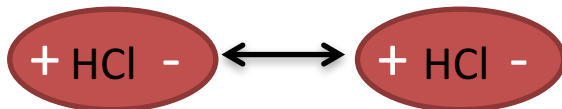
Jon-dipolbindning



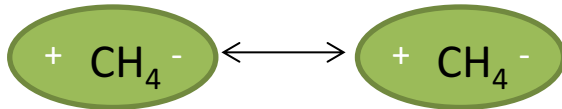
Vätebindning



Dipol-dipolbindning



van der Waalsbindning  
(London dispersionskrafter)



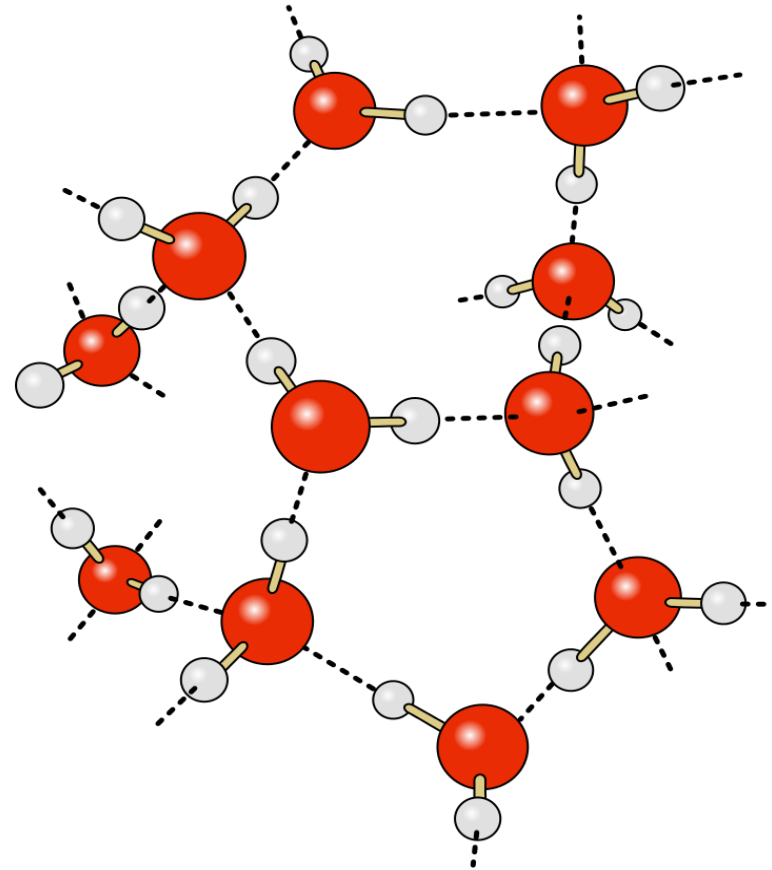
Svagast bindning

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.

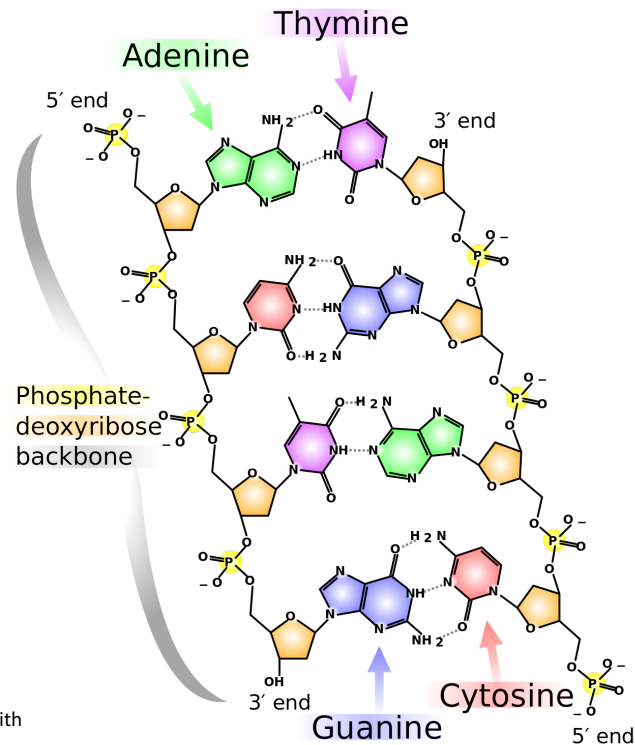
# Utan vätebindningar inget liv på jorden!

- ✓ **Vätebindningar är starka intermolekylära bindningar** om vi jämför med vanliga dipol-dipolbindningar och van der Waalsbindningar (och om vi jämför ämnen med samma massa) vilket får till följd att ämnen med dessa bindningar har relativt höga smält- och kokpunkter och gör även ämnena lösliga i vatten (i de flesta fall).
- ✓ **Vätebindningar förekommer bl.a. mellan vattenmolekyler** och är helt avgörande för att liv finns på jorden. Utan vätebindningar mellan vattenmolekylerna skulle vatten ha en betydligt lägre kokpunkt och flytande vatten skulle inte existera på jorden.
- ✓ **Obs.** Vätebindningar är dock mycket svagare än kovalenta bindningar, jonbindningar och metallbindningar.



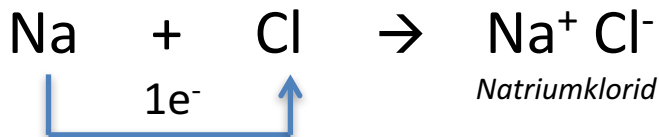
# Vätebindningar förekommer även i vissa molekyler

- ✓ **Vätebindningar räknas som intermolekylära bindningar** eftersom dessa i huvudsak förekommer mellan molekyler.
- ✓ **Men vätebindningar förekommer faktiskt också i vissa stora molekyler**, t.ex. mellan de båda DNA-strängarna i en DNA-molekyl eller mellan aminosyrornas sidokedjor i ett protein.
- ✓ **Både DNA-molekyler och proteiner** är livsviktiga för allt levande.



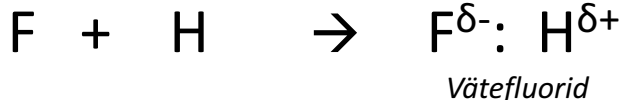
# Fullständig eller partiell laddning

- ✓ **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.

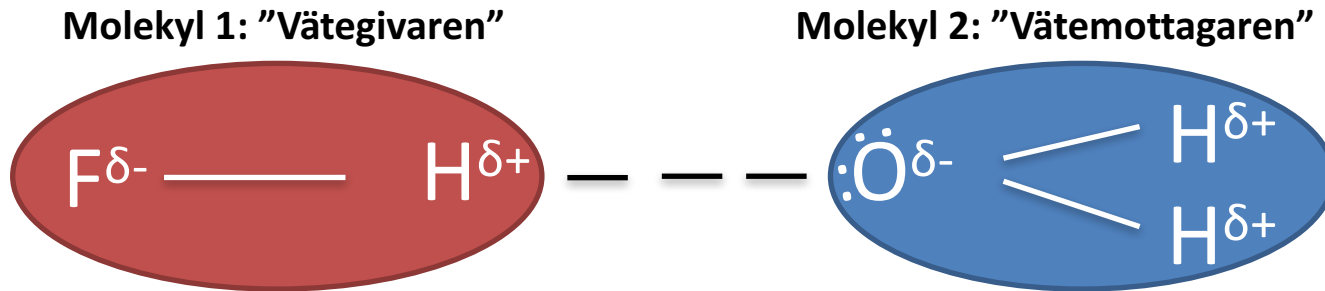
- ✓ **Partiell laddning:** Om en atom delvis förlorar en elektron till en annan atom genom att elektronen förskjuts mot den andra atomen, då säger man att atomen får en partiell positiv laddning (delvis/till viss del). Atomen blir då inte omvandlad till en jon eftersom den inte förlorar elektronen fullständigt. 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 ( $\delta$ ) följt av ett plustecken eller minustecken ( $\delta^-$  eller  $\delta^+$ ).



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.

# Vätebindningen är ett specialfall av den vanliga dipol-dipolbindningen

- ✓ **H binder till F, O eller N (Hydro-FON-regeln):** I en vätebindning binder en starkt partiellt positivt laddad väteatom på en molekyl till en starkt partiellt negativt laddad fluoratom, syreatom eller kväveatom (F, O eller N) på en annan molekyl. Jag kallar detta för "Hydro-FON-regeln" för att lättare komma ihåg det (mer om den regeln senare).



- ✓ **Vätebindningen kan lite förenklat beskrivas som ett specialfall av den vanliga dipol-dipolbindningen,** men den är betydligt starkare och den har även ett visst inslag av kovalent bindning (men vätebindningen är inte alls lika stark som en vanlig kovalent bindning).

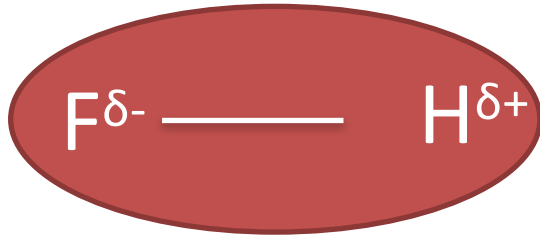


# Ett starkt partiellt positivt väte på en molekyl binder till F, O eller N på en annan molekyl

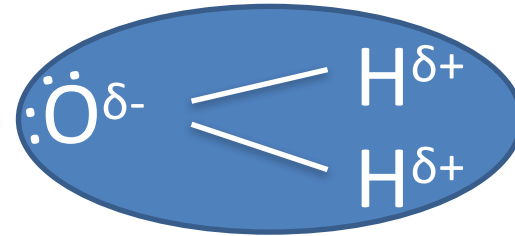
Den ena molekylen måste innehålla en väteatom som har en stark partiell positiv laddning. Det uppnås i de allra flesta fall enbart om vätet binder till F, O eller N (p.g.a. hög elektronegativitet hos dessa atomer). Denna molekyl kallar vi för "vätegivaren" eftersom den delar med sig av sitt väte.

Den andra molekylen måste innehålla en starkt elektronegativ atom som har fria elektroner och liten radie; enbart F, O eller N uppfyller dessa krav (fria elektroner och 2 skal). Denna molekyl kallar vi för "vätemottagaren" eftersom den "tar emot" vätet från vätegivaren.

**Molekyl 1: "Vätegivaren"**



**Molekyl 2: "Vätemottagaren"**

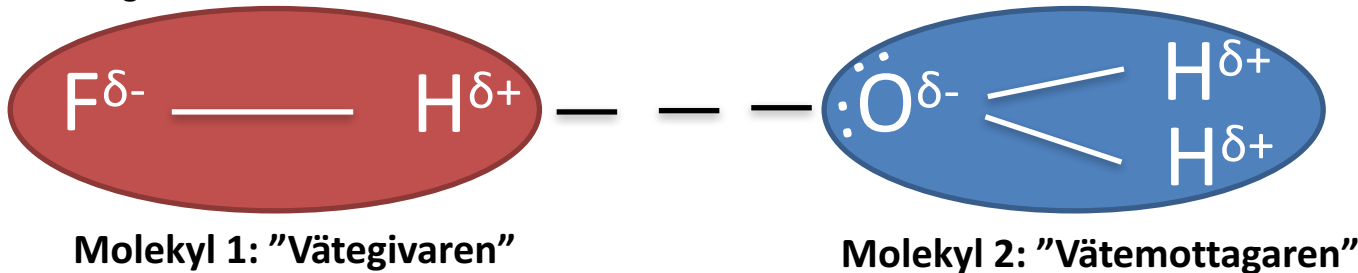


## Varför uppstår bindningen?:

1. Den starka partiella positiva laddningen på vätet attraheras av de fria och negativt laddade elektronerna på F, O eller N. Den lilla radien hos dessa atomer innebär att de fria elektronerna är koncentrerade till ett litet område och därför känner vätet av dessa väldigt tydligt.
2. Vätet känner även av den partiella negativa laddningen som F, O och N har eftersom de p.g.a. sin höga elektronegativitet har dragit åt sig extra elektroner från bindningarna med de andra atomerna i molekylen.

# 3 anledningar till varför en vätebindning är starkare än en vanlig dipol-dipolbindning

- Extra stark positiv laddning:** När en väteatom binder en atom med hög elektronegativitet (F, O eller N) inom samma molekyl så kommer väteatomen förlora sina elektroner nästan fullständigt till den elektronegativa atomen och därmed får väteatomen en stark partiell positiv laddning. Väteatomens (i stort sätt enbart en ensam proton) lilla radie innebär också att den positiva laddningen blir centrerad till ett mycket litet område.
- Extra stark negativ laddning:** F, O och N är atomer med hög elektronegativitet, liten radie och ett fritt elektronpar (F, O, N). Det tillsammans innebär att det bildas en stark negativ laddning som är koncentrerad till ett litet område.
- Avståndet mellan laddningarna är litet + kovalent inslag:** P.g.a. den lilla radien hos väteatomen (i stort sätt enbart en ensam proton) och den relativt lilla radien hos vätemottagaren (F, O och N har enbart 2 skal) så kan de olika laddningarna komma väldigt nära varandra vilket innebär en starkare attraktion. Väteatomen kan faktiskt komma så nära de fria elektronerna att bindningen får ett kovalent inslag (vätet delar nästan på elektronerna med syret) vilket bidrar till att bindningen blir starkare.



# ”Hydro-FON-regeln” är en bra minnesregel för vätebindningar

- ✓ **Hydro-FON-regeln ska vara uppfylld mellan molekylerna för att det ska vara en vätebindning:** I en vätebindning binder en starkt partiellt positivt laddad väteatom (H) på en molekyl till en starkt partiellt negativt laddad fluoratom, syreatom eller kväveatom (F, O eller N) på en annan molekyl. Jag kallar detta för ”Hydro-FON-regeln” för att lättare komma ihåg det. H binder alltså till F, O eller N.
- ✓ **Hydro-FON-regeln ska även vara uppfylld i vätegivaren:** Hydro-FON-regeln måste, förutom att vara uppfylld mellan molekylerna, även vara uppfylld i den molekyl som bidrar med vätet (i vätegivaren). Om inte Hydro-FON-regeln är uppfylld i vätegivaren så blir inte vätet tillräckligt positivt laddat och då får vi inte en vätebindning mellan molekylerna.
- ✓ **En ”hydrofon” är egentligen en apparat** för att avlyssna ljud under vatten!

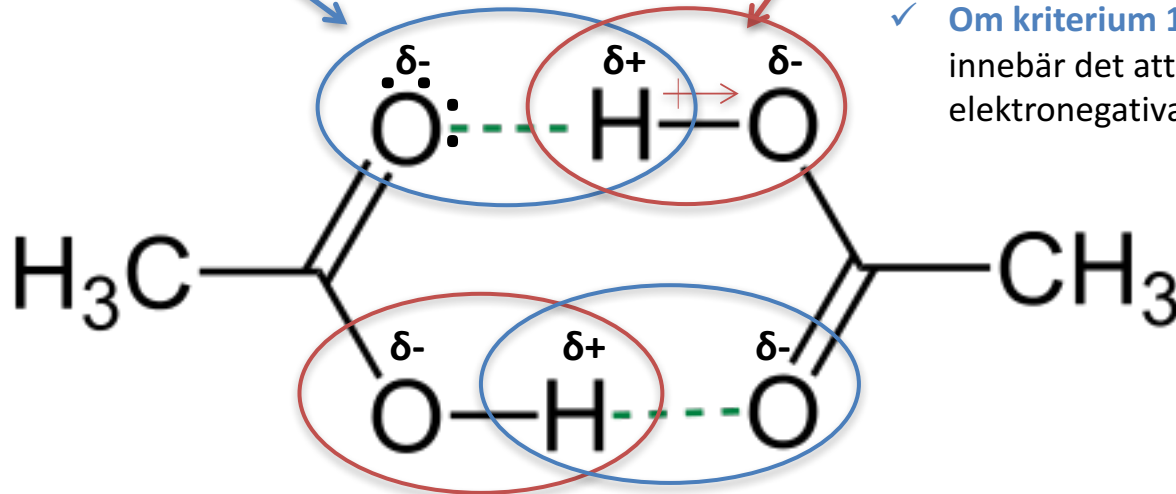
**Hydro=** väte  
**F=** fluor  
**O=** syre  
**N=** kväve



# För att en vätebindning ska kunna uppstå krävs 2 kriterium:

**Kriterium 1:** Hydro-FON-regeln ska vara uppfylld mellan molekylerna.

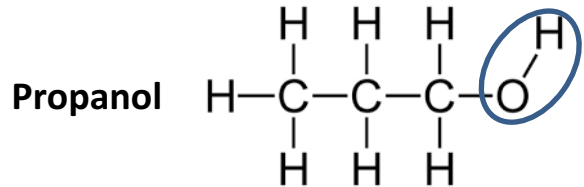
**Kriterium 2:** Hydro-FON-regeln ska vara uppfylld i "vätegivaren".



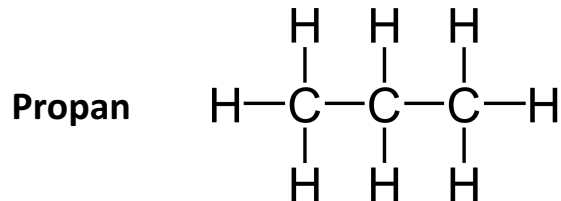
✓ Om kriterium 1 och 2 är uppfyllda så innebär det att vätet ligger mellan 2 elektronegativa atomer.

# Enkelt att lista ut vilka ämnen som kan skapa vätebindningar i flytande och fast form

- ✓ Vi kan enkelt ta reda på om ett specifikt ämne kan skapa vätebindningar mellan sina molekyler, när ämnet är i flytande eller fast form, genom att kolla om Hydro-FON-regeln uppfylls i molekylerna. Om Hydro-FON-regeln uppfylls i molekylerna så vet vi att Hydro-FON-regeln även kommer uppfyllas mellan molekylerna eftersom det är samma typ av molekyler som binder till varandra.



Propanolmolekylen uppfyller Hydro-FON-regeln. Då vet vi att propanol kan skapa vätebindningar i flytande eller fast form (mellan olika propanolmolekyler kommer det alltså kunna uppstå vätebindningar).



Propanmolekylen uppfyller inte Hydro-FON-regeln. Då vet vi att propan inte kan skapa vätebindningar i flytande eller fast form (mellan olika propanmolekyler kommer det alltså inte kunna uppstå vätebindningar).

# Ämnen med vätebindningar har ofta höga kokpunkter

Ämne:	Kemisk formel:	Molekylvikt:	Kokpunkt:	Löslighet i vatten:	Kemisk bindning:
Etanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	46,07 u	78,4 °C	Ja	Vätebindning van der Waalsbindning
Klormetan	$\text{CH}_3\text{Cl}$	50,49 u	-24,2 °C	Ja	Vanlig dipol-dipolbindning van der Waalsbindning
Propan	$\text{C}_3\text{H}_8$	44,10 u	-42,1 °C	Nej	van der Waalsbindning

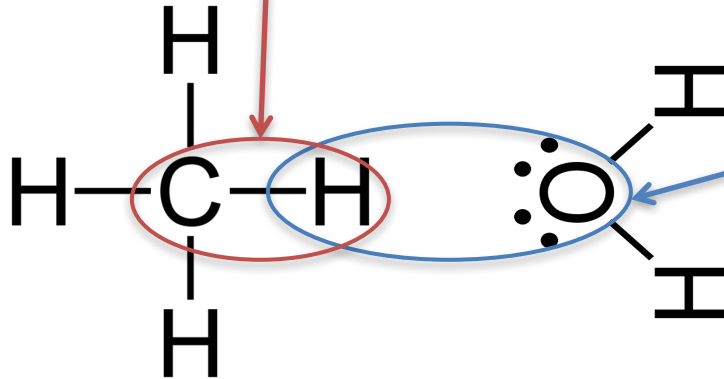
- ✓ Om molekylerna är ungefär lika stora så kommer de ämnen som kan skapa vätebindningar mellan molekylerna få högst kokpunkt.

# Uppgift 1:

Kan vätebindning uppkomma mellan en metanmolekyl och en vattenmolekyl?

Lösning:

**Kriterium 2:** Hydro-FON-regeln är ej uppfylld i "vätegivaren".



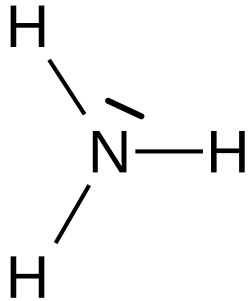
**Kriterium 1:** Hydro-FON-regeln är uppfylld mellan molekylerna.

**Svar:** Nej. Enbart kriterium 1 är uppfyllt. Kriterium 2 är ej uppfyllt p.g.a. att vätet binder till en kolatom. Skillnaden mellan väte och kol i elektronegativitet är för liten vilket innebär att vi inte får ett tydligt positivt laddat väte och då kan vi inte heller få en vätebindning mellan de båda molekylerna eftersom attraktionen blir för liten.

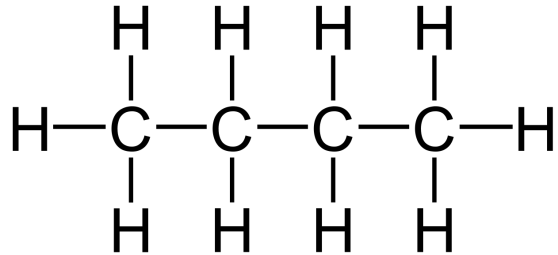
## Uppgift 2:

Ämnen i flytande form har intermolekylära bindningar mellan sina molekyler. Vilka av följande ämnen kan skapa vätebindningar mellan sina molekyler?

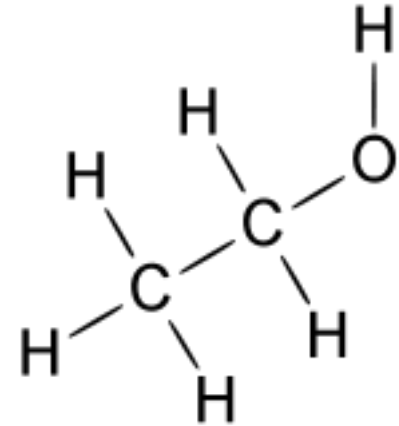
a) Ammoniak



b) Butan



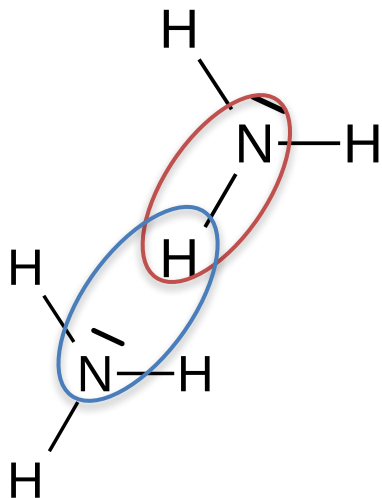
c) Etanol



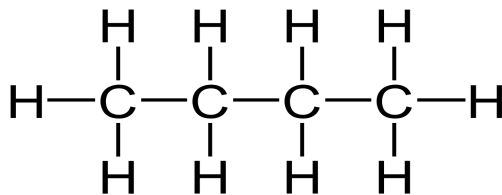


## Lösning:

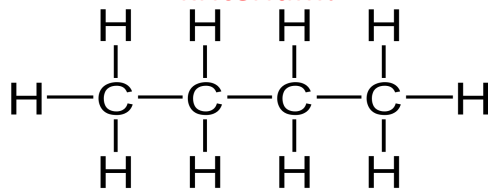
a) Ammoniak



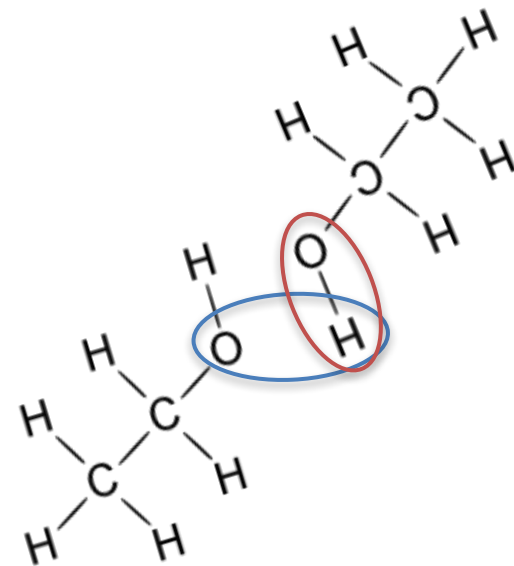
b) Butan



Uppfyller inte Hydro-FON-regeln enligt något kriterium!



c) Etanol

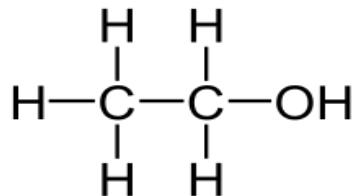


**Svar:** Ammoniak och etanol kan skapa vätebindningar eftersom dessa uppfyller "Hydro-FON-regeln" enligt båda kriterierna. Butan kan ej skapa vätebindningar eftersom butan inte uppfyller Hydro-FON-regeln enligt något kriterium.

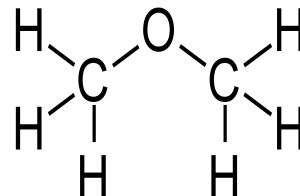
# Uppgift 3:

Vilket av nedanstående ämnen har högst kokpunkt?

a) Etanol



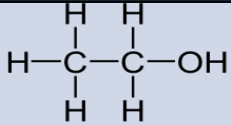
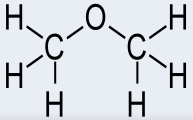
b) Dimetyleter



Ämne:	Kemisk formel:	Molekylmassa:
Etanol	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ )	46,07 u
Dimetyleter	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	46,07 u

## Lösning:

- ✓ **Båda ämnena har lika stora molekyler** (exakt samma summaformel) och har ungefär samma geometriska form vilket tillsammans innebär att styrkan av van der Waalsbindningarna (London dispersionskrafter) är ungefär lika stora (se min film om van der Waalsbindningar för mer info).
- ✓ **Etanol uppfyller dock Hydro-FON-regeln** (etanol och andra alkoholer har OH-grupper där en väteatom binder till en syreatom) och därför kan olika etanolmolekyler skapa vätebindningar mellan varandra.
- ✓ **Dimetyleter uppfyller ej Hydro-FON-regeln** (väteatomerna binder enbart till kolatomer vilket inte skapar tillräckligt positiva väteatomer) och därför kan det ej uppstå vätebindningar mellan olika dimetyletermolekyler. Etanol har därför en högre kokpunkt. Dimetyleter är dock en dipol och kan skapa vanliga dipol-dipolbindningar.

Ämne:	Kemisk formel:	Strukturformel:	Molekylmassa:	Kokpunkt:	Kemisk bindning:
Etanol	$C_2H_6O$ ( $C_2H_5OH$ )		46,07 u	Ca 78°C	Vätebindning, van der Waalsbindning
Dimetyleter	$C_2H_6O$		46,07 u	Ca -25 °C	Vanlig dipol-dipolbindning, van der Waalsbindning

**Svar:** Etanol har högst kokpunkt p.g.a. att etanol kan skapa vätebindningar mellan sina molekyler. Dimetyleter kan ej skapa vätebindningar utan enbart van der Waalsbindningar och vanliga dipol-dipolbindningar.

# Sammanfattning

- ✓ **Vätebindning:** I en vätebindning binder ett starkt partiellt positivt laddat väte på en molekyl till ett starkt partiellt negativt laddat F, O eller N på en annan molekyl.
- ✓ **Varför uppstår bindningen?:**
  1. Den starka partiella positiva laddningen på vätet attraheras av de fria och negativt laddade elektronerna på F, O eller N. Den lilla radien hos dessa atomer innebär att de fria elektronerna är koncentrerade till ett litet område och därför känner vätet av dessa väldigt tydligt.
  2. Vätet känner även av den partiella negativa laddningen som F, O och N har eftersom de p.g.a. sin höga elektronegativitet har dragit åt sig extra elektroner från bindningarna med de andra atomerna i molekylerna.
- ✓ **En vätebindning kan liknas vid en extra stark dipol-dipolbindning** med ett visst inslag av kovalent bindning.
- ✓ **Hydro-FON-regeln är en bra minnesregel** för att lista ut vilka ämnen som kan skapa vätebindningar. Hydro-FON-regeln innebär att H (väte) binder till antingen F, O eller N (fluor, syre eller kväve).
- ✓ **2 kriterium ska vara uppfyllda för att det ska vara en vätebindning:**
  - **Kriterium 1:** Hydro-FON-regeln ska vara uppfylld mellan molekylerna.
  - **Kriterium 2:** Hydro-FON-regeln ska vara uppfylld i "vätegivaren".

Se gärna fler filmer av Niklas Dahrén:

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

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

