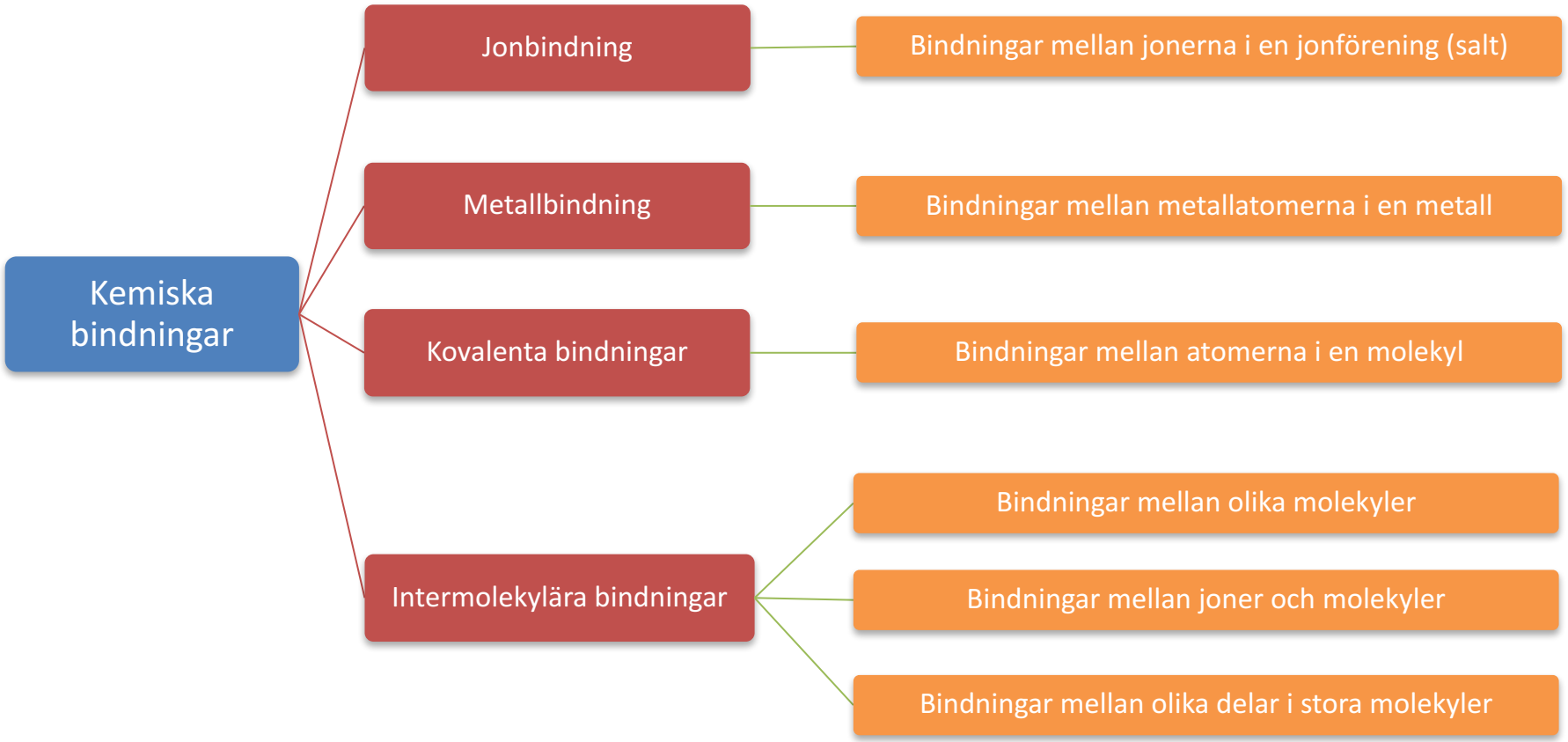
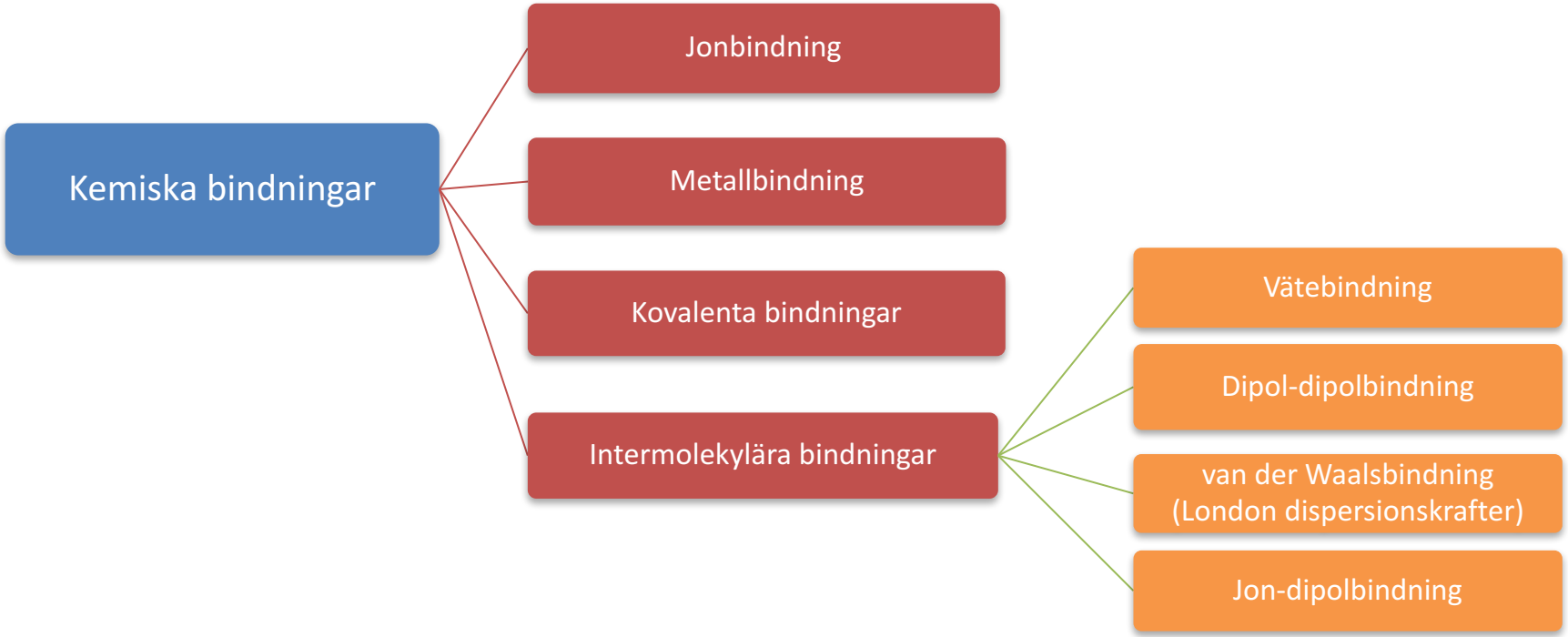
van der Waalsbindningar
(London dispersionskrafter)

Niklas Dahrén

Indelning av kemiska bindningar



Olika typer av intermolekylära bindningar

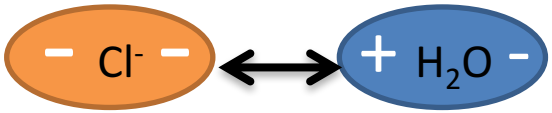


Det finns olika intermolekylära bindningar

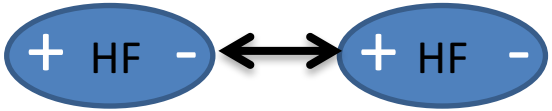
Starkast bindning

Svagast bindning

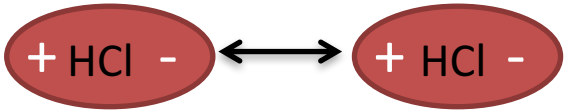
Jon-dipolbindning



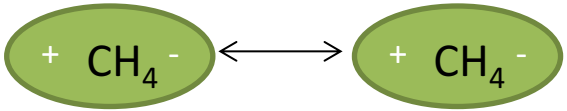
Vätebindning



Dipol-dipolbindning



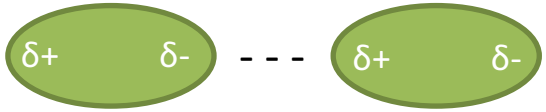
van der Waalsbindning
(London dispersionskrafter)



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.

van der Waalsbindningar



- ✓ **Liknar dipol-dipolbindning:** van der Waalsbindningen är en bindning mellan temporära (tillfälliga) dipoler. van der Waalsbindningar liknar vanliga dipol-dipolbindningar men skillnaden är att dessa är mycket svagare och enbart temporära (de uppkommer och upplöses hela tiden).

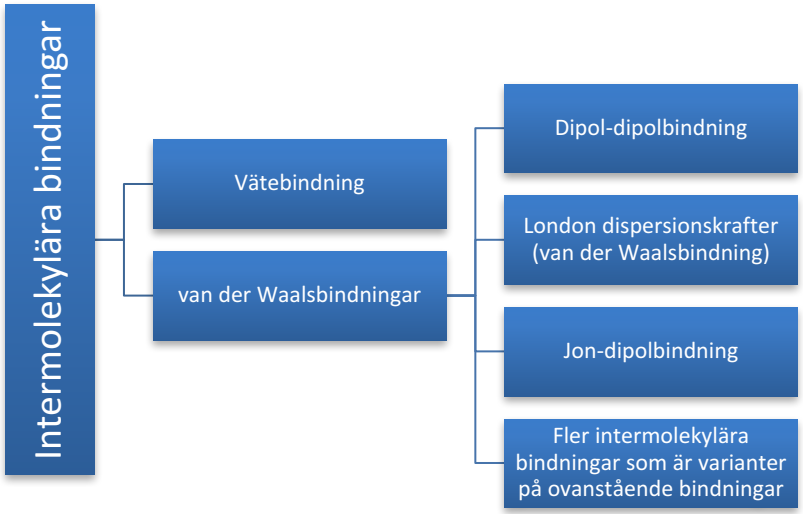
- ✓ **Den svagaste intermolekylära bindningen:** van der Waalsbindningen är den svagaste intermolekylära bindningen om vi jämför molekyler med samma storlek.

- ✓ **Styrkan ökar med molekylstorleken:** van der Waalsbindningens styrka ökar dock med molekylstorleken. Stora molekyler kan nämligen skapa många van der Waalsbindningar mellan varandra vilket innebär att den totala styrkan av dessa många bindningar blir stor, i vissa fall t.o.m. starkare än vätebindningar eller jon-dipolbindningar.

Namnförvirring gällande van der Waalsbindningar

- ✓ **I flera olika källor som jag har tagit del av används namnet ”van der Waalsbindning** eller ”van der Waalskrafter” som ett samlingsnamn för flera olika intermolekylära bindningar och då är det istället namnet ”Londonkrafter”, ”Dispersionskrafter” eller ”London dispersionskrafter” som är namnet på den typ av bindning som beskrivs i denna presentation.

- ✓ **I svenska skolor och i svenska läroböcker** är det dock namnet ”van der Waalsbindning” som är det vedertagna så därför har jag valt att använda det namnet i denna presentation. Jag skriver dock ibland ”London dispersionskrafter” inom parentes.



London dispersionskrafter

Dispersionskrafter

van der Waalsbindningar

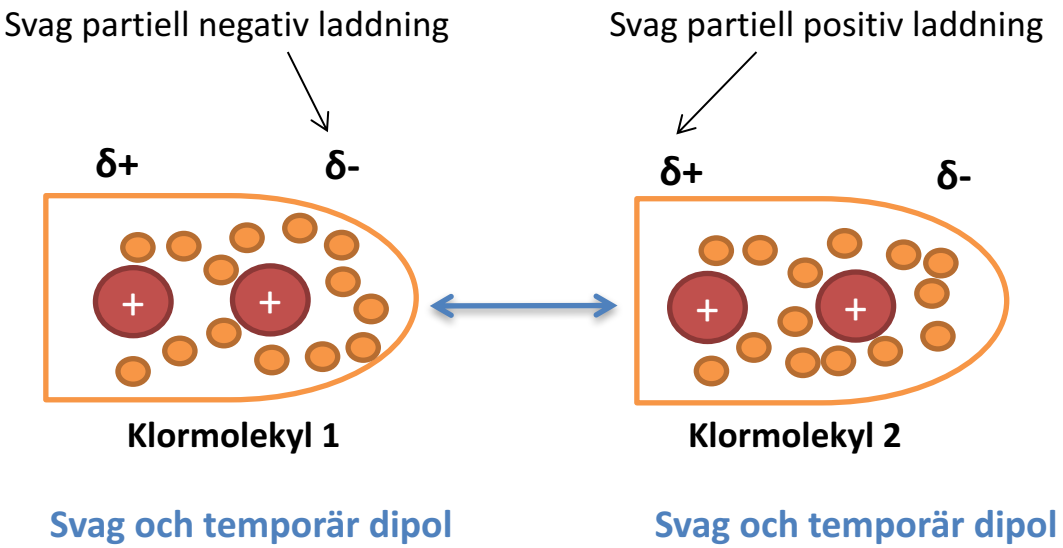
van der Waalskrafter

Londonkrafter

van der Waals dispersionskrafter

van der Waalsbindning:

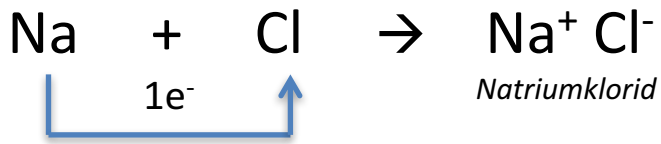
En bindning mellan svaga och temporära dipoler



I den vänstra molekylen har det råkat uppstå en **ojämn elektronfördelning** p.g.a. elektronernas slumpmässiga rörelser. Molekylen blir därför en temporär (tillfällig) dipol med en partiell positiv laddning (atomkärnorna) i den ena delen av molekylen och en partiell negativ laddning (elektronerna) i den andra delen. Denna molekyl kommer därför påverka ”grannmolekylen” och repellera dess elektroner så att dessa förskjuts mot den högra sidan av molekylen. ”Grannmolekylen” blir då också en tillfällig dipol. Nu kan de båda molekylerna binda till varandra med tillfälliga dipol-dipolbindningar (van der Waalsbindningar) eftersom de negativa laddningarna attraheras av de positiva och tvärtom.

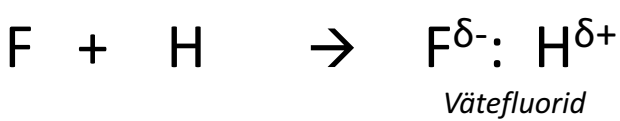
Fullständig eller partiell laddning

✓ **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.

van der Waalsbindning förekommer i alla ämnen

- ✓ **Alla ämnen har van der Waalsbindningar,** men vissa ämnen har också dipol-dipolbindning eller vätebindning.

- ✓ **Vissa ämnen har enbart van der Waalsbindningar:** Om ämnet inte är en dipol kan ämnet inte bilda dipol-dipolbindning. Om ämnet inte uppfyller Hydro-FON-regeln (väte bundet till F, O eller N) så kan ämnet inte bilda vätebindningar. Det enda som då återstår är van der Waalsbindningar.

- ✓ **Exempel på ämnen med enbart van der Waalsbindningar:** Kolväten (t.ex. CH_4 och C_2H_6) och ämnen som enbart består av samma typ av atomer (t.ex. Cl_2, F_2 och I_2) är exempel på ämnen som enbart har van der Waalsbindningar.

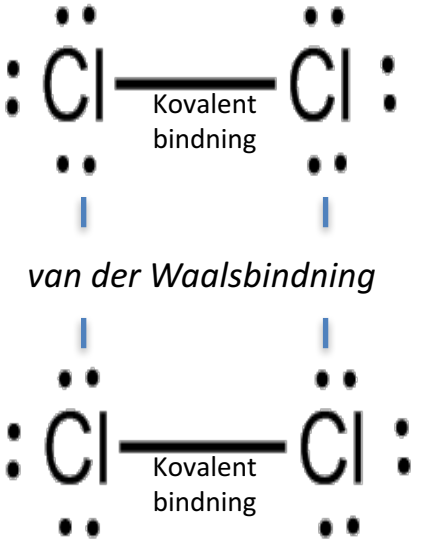
Klor kan förekomma i flytande form tack vare van der Waalsbindningar

- ✓ **Klor (Cl_2) har en kokpunkt på ca -34 °C.** Det betyder att klor är flytande om temperaturen är lägre än -34 grader. Om klor förekommer i flytande form betyder det att det förekommer någon form av bindning mellan klormolekylerna.

- ✓ **Ej dipol-dipolbindningar:** De båda kloratomerna i Cl_2 drar lika mycket i de gemensamma elektronerna och därför får vi ingen laddningsförskjutning. Klormolekylen är alltså ingen dipol och kan ej bilda dipol-dipolbindningar med andra klormolekyler.

- ✓ **Ej vätebindningar:** Klormolekyler kan inte heller skapa vätebindningar eftersom den s.k. ”Hydro-FON-regeln” inte är uppfylld (finns inget H bundet till F, O eller N).

- ✓ **van der Waalsbindningar förekommer alltid:** van der Waalsbindningar finns mellan alla molekyler som är i flytande eller fast form (oavsett andra bindningar) och så även mellan olika klormolekyler.



2 faktorer påverkar den totala styrkan av ett ämnes van der Waalsbindningar

1. **Storleken som ämnets molekyler har:** Större molekyler kan skapa fler van der Waalsbindningar mellan varandra, i jämförelse med mindre molekyler, vilket därmed innebär att den totala styrkan av van der Waalsbindningarna blir större.

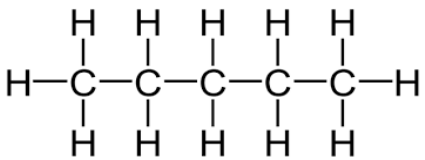
2. **Den geometriska formen/strukturen som ämnets molekyler har:** Avlånga molekyler kan skapa fler van der Waalsbindningar mellan varandra, i jämförelse med molekyler som är mer sfäriska/runda, vilket innebär att den totala styrkan av van der Waalsbindningarna blir större.

Molekylernas storlek har betydelse

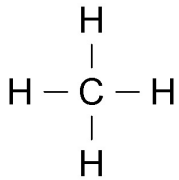
- ✓ **Om vi jämför kolvätet ”pentan” med kolvätet ”metan”** ser vi att det är stor skillnad på deras kokpunkter. Vi ser även att det är stor skillnad på deras molekylmassor. Pentan har en betydligt högre molekylmassa (72,15 u) jämfört med metan (16,04 u).

- ✓ **Ingen av ämnena kan bilda vätebindningar eller dipol-dipolbindningar** utan skillnaden i kokpunkt beror på styrkan av van der Waalsbindningarna (antalet van der Waalsbindningar).

- ✓ **I de flesta fall gäller följande:** Molekylmassa ↑ ⇨ van der Waalsbindningar ↑ ⇨ Kokpunkt ↑



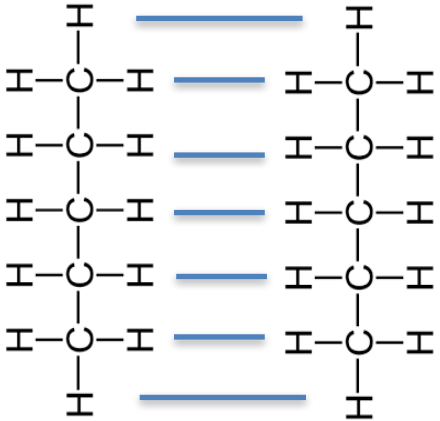
Namn: Pentan
Summaformel: C_5H_{12}
Kokpunkt: 36,1 °C
Molekylmassa: 72,15 u



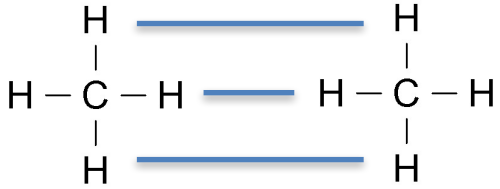
Namn: Metan
Summaformel: CH_4
Kokpunkt: -161,6 °C
Molekylmassa: 16,04 u

Ämnen med stora molekyler kan skapa fler van der Waalsbindningar och får därmed högre kokpunkt

Pentan



Metan

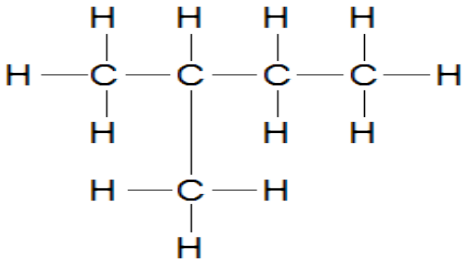


Pentan består av stora molekyler med många atomer och många bindningar där det kan uppstå en ojämn elektronfördelning (det kan alltså uppstå många små dipoler/dipolmoment) i samma molekyl). Det finns alltså många atomer med partiella laddningar som kan komma i kontakt med varandra och skapa van der Waalsbindningar mellan molekylerna.

Metan består av små molekyler med få atomer och få bindningar där det kan uppstå en ojämn elektronfördelning. Det finns alltså få atomer med partiella laddningar som kan komma i kontakt med varandra och skapa van der Waalsbindningar mellan molekylerna.

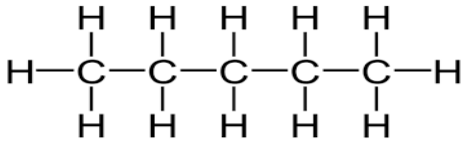
Molekylernas geometriska form har också betydelse

2-metylbutan (isopentan)



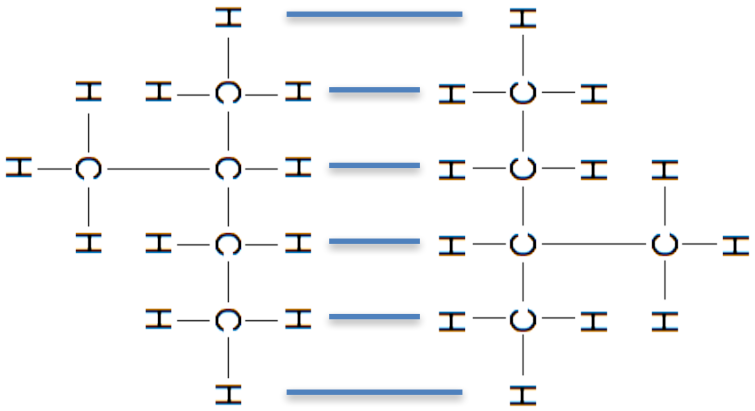
Summaformel: C_5H_{12}
Kokpunkt: 27,8 °C
Molekylmassa: 72,15 u

Pentan (normalpentan)

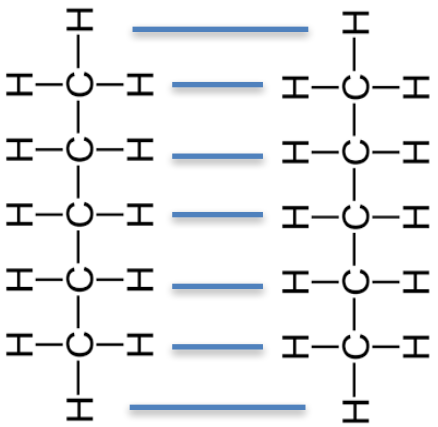


Summaformel: C_5H_{12}
Kokpunkt: 36,1 °C
Molekylmassa: 72,15 u

Mer avlånga molekyler kan skapa fler van der Waalsbindningar mellan varandra



2-metylbutan (27,8 °C)



Pentan (36,1 °C)

✓ **Pentanmolekylerna kan skapa en något större kontaktyta** mellan varandra, tack vare den mer avlånga strukturen, vilket möjliggör fler van der Waalsbindningar. Pentan har därför en något högre kokpunkt.

Kokpunkten för kolväten av olika storlek

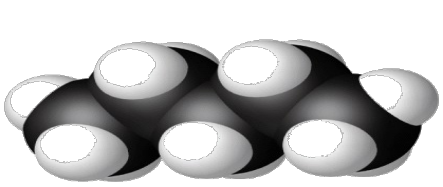
Kolväten:	Molekylformel:	Kokpunkt (°C):
metan	CH_4	-164
etan	C_2H_6	-89
propan	C_3H_8	-42
butan	C_4H_{10}	-0.5
pentan	C_5H_{12}	36
hexan	C_6H_{14}	69
heptan	C_7H_{16}	98
oktan	C_8H_{18}	125
nonan	C_9H_{20}	151
dekan	$C_{10}H_{22}$	174
undekan	$C_{11}H_{24}$	196
dodekan	$C_{12}H_{26}$	216
eikosan	$C_{20}H_{42}$	343
triakontan	$C_{30}H_{62}$	450

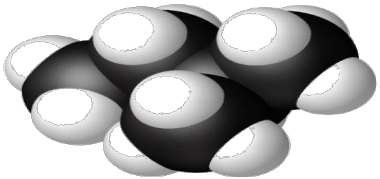
- ✓ **Varje enskild van der Waalsbindning är svag** men i ämnen som är uppbyggda av stora och avlånga molekyler (t.ex. stora och avlånga kolväten) förekommer det väldigt många van der Waalsbindningar mellan molekylerna vilket innebär att den totala styrkan blir väldigt stor och därmed också kokpunkten.

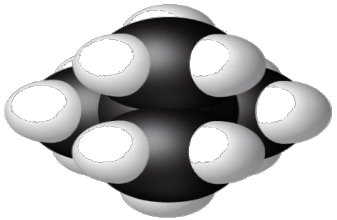
- ✓ **Ämnen med enbart van der Waalsbindningar** kan därför ha en högre kokpunkt än ämnen med vätebindningar. **”Många små är starkare än få stora”!**

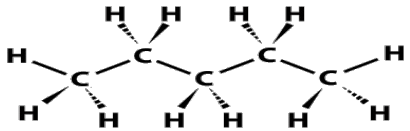
Uppgift 1:

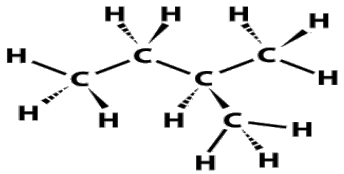
Rangordna nedanstående ämnen efter stigande kokpunkt

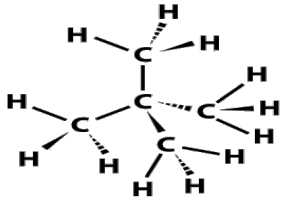


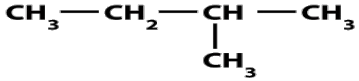


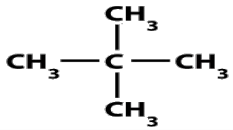












?

?

?

Molekyler med stora atomer har starkare van der Waalsbindningar och därmed högre kokpunkter

Kemisk beteckning:	Namn:	Antal skal:	Molekylmassa:	Kokpunkt:
F_2	Fluor	2	38,00 u	-188,11 °C
Cl_2	Klor	3	70,90 u	34,04 °C
Br_2	Brom	4	159,8 u	58,8 °C
I_2	Jod	5	253,8 u	184,3 °C

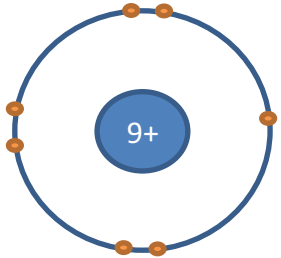
✓ **Tabellen visar kokpunkten för olika halogener i molekylform,** och det framgår tydligt att kokpunkten ökar när atomstorleken ökar (antalet skal). De olika molekylerna har lika många atomer och bindningar, men storleken av atomerna skiljer sig åt (och därmed också molekylmassan). När atomstorleken ökar så ökar även styrkan av van der Waalsbindningarna och det är detta som leder till den högre kokpunkten.

✓ **Molekyler med större atomer kan skapa starkare van der Waalsbindningarna eftersom dessa:**

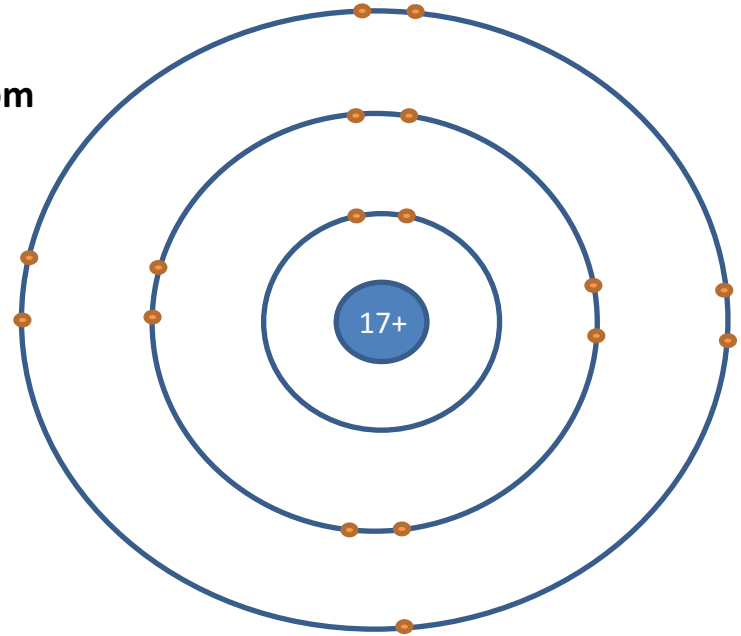
- **Polariseras lättare:** I molekyler med större atomer (många skal) uppstår lättare en ojämn elektronfördelning (polariseras lättare) eftersom valenselektronerna inte är lika hårt bundna till atomkärnan och därmed kan åka omkring lättare.
- **Har större partiella laddningar:** Större atomer har fler elektroner och fler protoner vilket kan innebära att de partiella laddningarna som uppstår också blir större.

Större atomer polariseras lättare

Fluoratom



Kloratom



- ✓ **I stora atomer sitter valenselektronerna längre från atomkärnan** och kan därför lättare röra på sig (känner inte av den positiva atomkärnan lika mycket). En ojämn elektronfördelning uppkommer därför lättare när atomerna är större.

Kokpunkter för ädelgaserna

Ädelgas:	Antal skal:	Kokpunkt:
Helium	1	-269°C
Neon	2	-246°C
Argon	3	-186°C
Krypton	4	-152°C
Xenon	5	-108°C
Radon	6	-62°C

- ✓ **Ädelgaserna har** redan ädelgasstruktur och bildar därför inte molekyler.
- ✓ **Men när ädelgaserna är i flytande form** förekommer det van der Waalsbindningar mellan ädelgasatomerna.
- ✓ **Styrkan av dessa bindningar** beror på storleken av atomerna (antalet skal).
- ✓ **Fler skal innebär att valenselektronerna sitter lösare** och därför kan en ojämn elektronfördelning lättare uppstå (högre polariserbarhet). Fler skal innebär också att det finns fler elektroner och fler protoner totalt sätt vilken kan leda till större partiella laddningar.

Uppgift 2:

Vilket ämne har högst kokpunkt i följande par

a) SiH_4 vs. SnH_4

b) CF_4 vs. CCl_4

Lösning:

a) SnH_4 har högst kokpunkt p.g.a. starkare van der Waalsbindningar. Sn har större radie än Si vilket innebär att elektronerna kan röra sig lättare (sitter längre från atomkärnan) och att molekylen därmed lättare bildar en tillfällig dipol. Det finns även fler elektroner och protoner vilket kan ge upphov till starkare partiella laddningar.

b) CCl_4 har högst kokpunkt p.g.a. starkare van der Waalsbindningar. Cl har större radie än F vilket leder till starkare van der Waalsbindningar på samma sätt som i föregående uppgift.

Se gärna fler filmer av Niklas Dahrén:

http://www.youtube.com/Kemilektioner
http://www.youtube.com/Medicinlektioner