

Organiska föreningar – del 10: Vad påverkar ett ämnes kokpunkt resp. smältpunkt?

Niklas Dahrén



Vad menas med kokpunkt?

- ✓ **Definition:** Kokpunkten för ett ämne är den temperatur då ämnet övergår från flytande form/vätska till gasform (ämnet kokar). Fysikaliskt sett säger man att kokpunkten är den temperatur då en vätskas ångtryck är lika stor som omgivningens tryck.
- ✓ **En vätska kan dock genom avdunstning övergå till gasform** även vid temperaturer under kokpunkten. Skillnaden är då att avdunstning endast sker vid vätskans yta genom att de energirikaste molekylerna lämnar vätskan. När kokpunkten nås, så kommer däremot "avdunstning" ske i hela vätskevolymen. Det bildas då gasmolekyler i hela vätskan och dessa ansamlas till stora gasbubblor som sedan lämnar vätskan.



Bildkälla: By user:Markus Schweiss - Own work, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=69290>

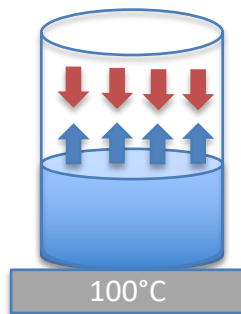
Vad händer när ett ämne kokar?

- ✓ **Det avdunstar hela tiden molekyler från ett ämne som är i flytande form** genom att de energirikaste molekylerna lämnar vätskan. Dessa kan dock kondensera (slå sig samman) och återvända till vätskan igen.
- ✓ **Ju fler molekyler som avdunstar desto högre ångtryck bildas** från vätskan och ovanför vätskeytan. Luftens molekyler utövar dock ett tryck mot vätskeytan, trycker "ihop" hela vätskan och "trycker" tillbaka många av de avdunstade molekylerna så att de återvänder till vätskan.
- ✓ **Så länge det omgivande lufttrycket är högre** än ångtrycket från vätskan så kan inte vätskan börja koka.
- ✓ **När temperaturen i vätskan börjar nå kokpunkten kommer det avdunsta väldigt** många molekyler väldigt snabbt eftersom bindingarna mellan molekylerna börja släppa i hög grad. Ångtrycket från vätskan är nu lika med det omgivande lufttrycket. Lufttrycket klarar nu inte riktigt av att "trycka" tillbaka de molekyler som avdunstar från vätskan eftersom det sker i för snabb takt. När detta sker så kommer vätskan börja koka, vilket innebär att det bildas stora gasbubblor inuti vätskan som frisätts till omgivningen. Gasbubblorna innehåller stora mängder molekyler i gasform och dessa har mycket hög fart. Det gör att gasbubblorna inte spricker (den omgivande vätskan kan inte tränga in i och förstöra bubblorna). Så länge det omgivande trycket är för högt så kan dock detta inte ske, eftersom vätskan då trycks ihop och ev. gasbubblor då snabbt förstörs. Men vid kokpunkten är det omgivande trycket lika med ångtrycket från vätskan och det innebär att bubblorna kan bildas.

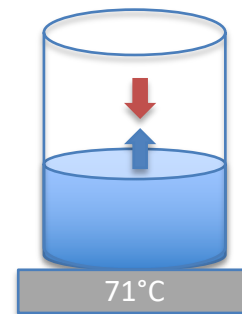
Vad påverkar kokpunkten?

1. Det omgivande lufttrycket:

- Vid högt omgivande lufttryck krävs det en hög temperatur för att ämnets molekyler ska kunna övergå i gasform i stor omfattning i hela vätskan (gasbubblor bildas i hela vätskan). Det omgivande lufttrycket "trycker" nämligen ihop vätskan och försvårar för ämnets molekyler att lämna vätskan i form av ånga/gas. Är det omgivande lufttrycket däremot lågt så kommer ämnets molekyler lättare kunna lämna vätskan och därmed kokar ämnet vid en lägre temperatur.
- Exempel: Vatten kokar vid 100°C vid havsnivån men vid ca 71°C på toppen av Mount Everest.



Vid havsnivån
kokar vatten först
vid 100°C.

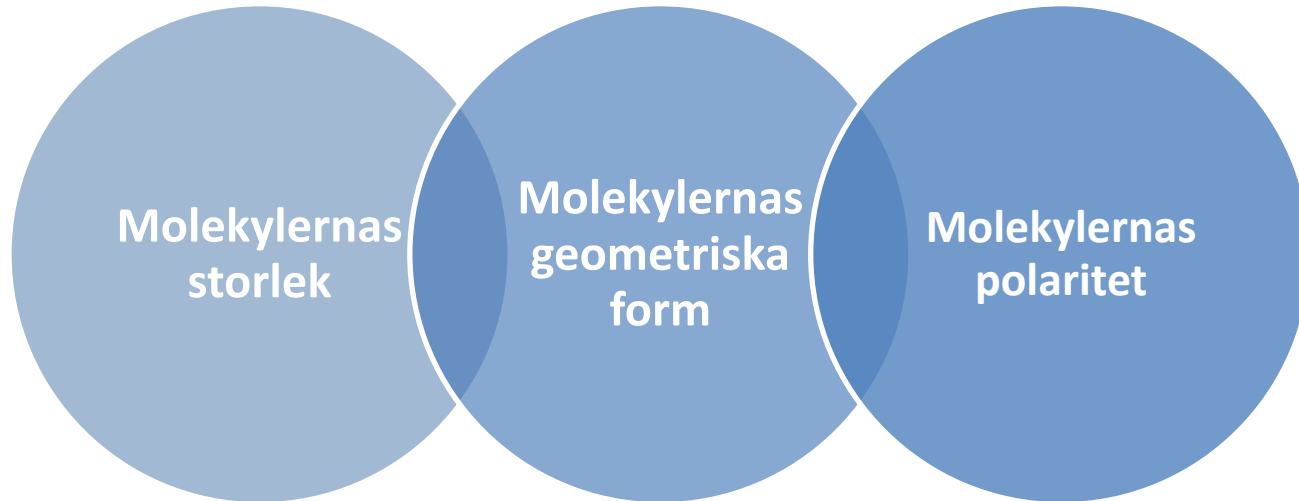


På Mount Everest är
lufttrycket knappt ¼ av
lufttrycket vid
havsnivån. Det räcker
då med
71°C för att få vatten att
börja koka.

2. Antalet intermolekylära bindningar mellan ämnets molekyler och styrkan av varje enskild bindning:

- Molekylernas storlek och geometriska form påverkar antalet bindningar.
- Molekylernas polaritet påverkar styrkan av de enskilda bindningarna (vilka bindningar som kan uppstå).

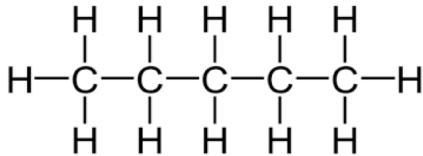
Följande faktorer har betydelse för ämnets intermolekylära bindningar och därmed för kokpunkten:



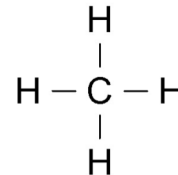
Molekylernas storlek har betydelse för antalet bindningar och därmed för kokpunkten

- ✓ **Vi jämför pentan med metan:** 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 storlek. Pentan består av betydligt fler atomer och har en betydligt högre molekylmassa (72,15 u) jämfört med metan (16,04 u).
- ✓ **Pentan kan skapa fler intermolekylära bindningar:** Ingen av ämnena kan bilda vätebindningar eller dipol-dipolbindningar utan skillnaden i kokpunkt beror på att pentan kan skapa många fler van der Waalsbindningar (London dispersionskrafter).

- ✓ **I de flesta fall gäller följande:** Molekylstorlek \uparrow \Rightarrow van der Waalsbindningar (London dispersionskrafter) \uparrow \Rightarrow Kokpunkt \uparrow



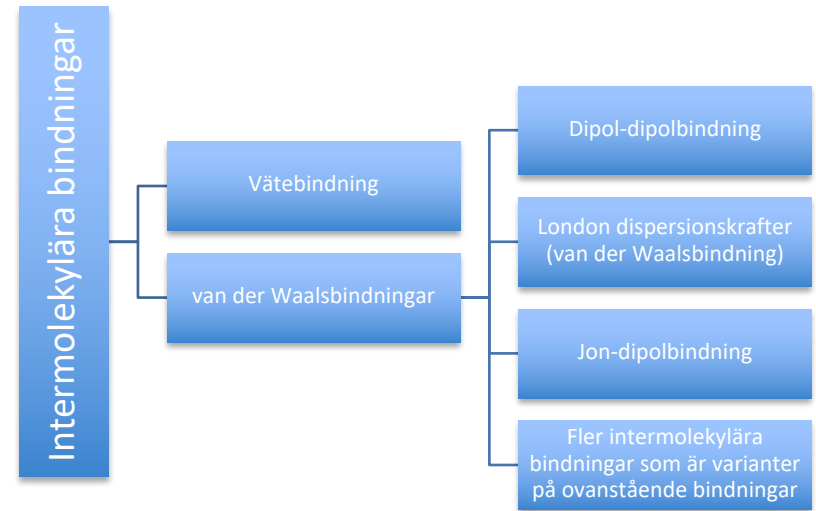
Namn: Pentan
Summaformel: C_5H_{12}
Kokpunkt: $36,1\text{ }^\circ\text{C}$
Molekylmassa: 72,15 u



Namn: Metan
Summaformel: CH_4
Kokpunkt: $-161,6\text{ }^\circ\text{C}$
Molekylmassa: 16,04 u

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.



van der Waalsbindningar

London dispersionskrafter

Dispersionskrafter

van der Waals dispersionskrafter

van der Waalskrafter

Londonkrafter

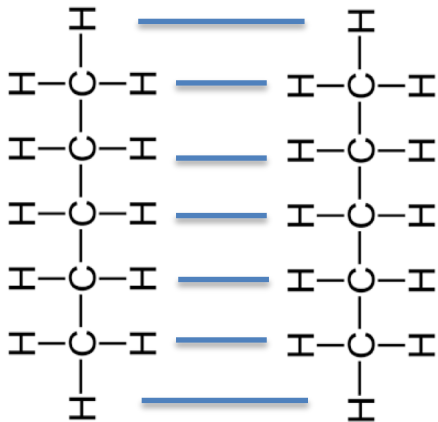
Kokpunkten för kolväten av olika storlek

Kolväten:	Molekylformel:	Kokpunkt (°C):
metan	CH ₄	-164
etan	C ₂ H ₆	-89
propan	C ₃ H ₈	-42
butan	C ₄ H ₁₀	-0.5
pentan	C ₅ H ₁₂	36
hexan	C ₆ H ₁₄	69
heptan	C ₇ H ₁₆	98
oktan	C ₈ H ₁₈	125
nonan	C ₉ H 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

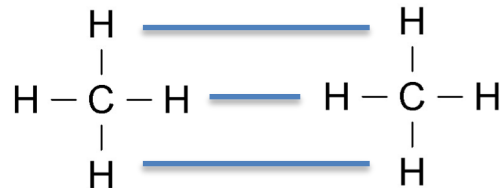
- ✓ **Många svaga bindningar blir starka tillsammans:** Varje enskild van der Waalsbindning (London dispersionskraft) är svag, men i ämnen som är uppbyggda av stora och avlånga molekyler (t.ex. stora och avlånga kolväten) förekommer det väldigt många sådana bindningar mellan molekyler vilket innebär 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.

Ämnen med stora molekyler kan skapa fler van der Waalsbindningar → högre kokpunkt

Pentan



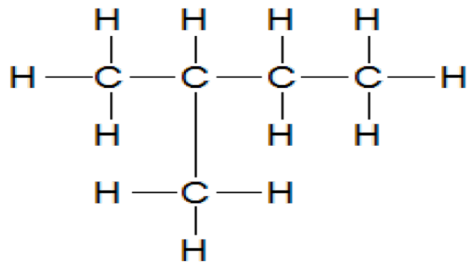
Metan



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 (London dispersionskrafter) mellan molekylerna.

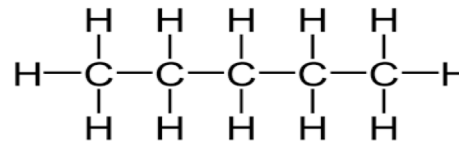
Metan består av små molekyler med få atomer och få bindningar där det kan uppstå en ojämn elektronfördelning. Det finns alltså få atomer med partiella laddningar som kan komma i kontakt med varandra och skapa van der Waalsbindningar (London dispersionskrafter) mellan molekylerna.

Molekylernas geometriska form har betydelse för antalet bindningar och därmed för kokpunkten



2-metylbutan (isopentan)

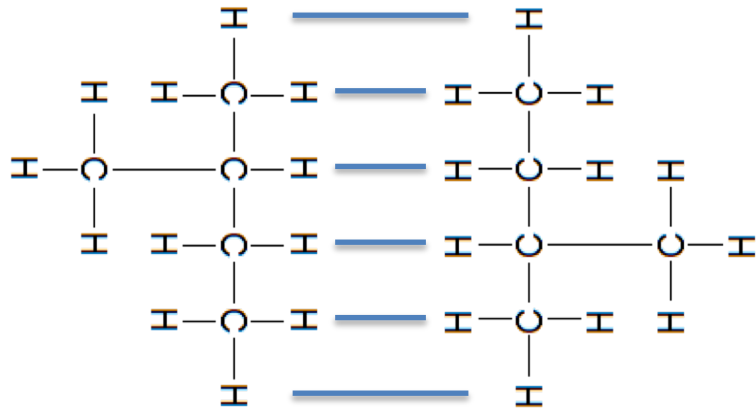
Summaformel: C_5H_{12}
Kokpunkt: $27,8\text{ }^\circ\text{C}$
Molekylmassa: $72,15\text{ u}$



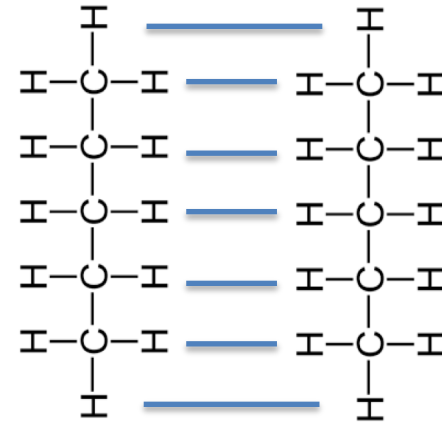
Pentan (n-pentan)

Summaformel: C_5H_{12}
Kokpunkt: $36,1\text{ }^\circ\text{C}$
Molekylmassa: $72,15\text{ u}$

Avlångare molekyler kan skapa fler van der Waalsbindningar mellan varandra



2-metylbutan (27,8 °C)



Pentan (36,1 °C)

- ✓ **Större kontaktyta ger fler bindningar och en högre kokpunkt:** Pentanmolekylerna kan skapa en något större kontaktyta mellan varandra, tack vare den mer avlånga strukturen, vilket möjliggör fler van der Waalsbindningar (London dispersionskrafter) och därmed en högre kokpunkt jämfört med 2-metylbutan.

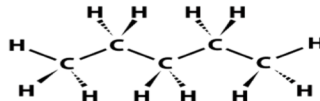
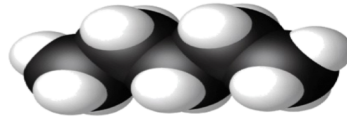
Uppgift 1:

Rangordna 2-metylbutan, n-pentan, resp. 2,2-dimetylpropan efter stigande kokpunkt

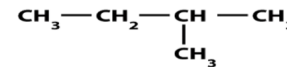
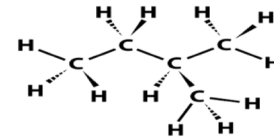
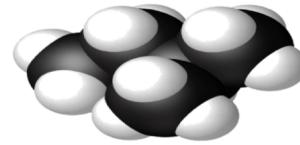
Lösning:

n-pentan är en avlång molekyl. Kontaktytan mellan avlånga/raka molekyler är större och därmed kan det skapas fler van der Waalsbindningar (London dispersionskrafter) mellan molekylerna. Det gör att n-pentan får högsta kokpunkten medan 2,2-dimetylpropan får den lägsta (har den rundaste formen).

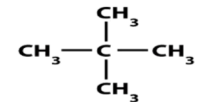
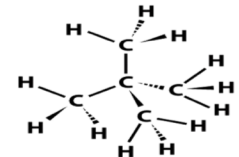
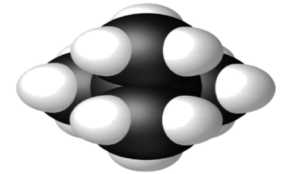
1. 2,2-dimetylpropan (9 °C)
2. 2-metylbutan (28 °C)
3. n-pentan (36 °C)



n-pentan



2-metylbutan



2,2-dimetylpropan

Uppgift 2:

Det finns 2 olika strukturisomerer (kedjeisomerer) av butan. Har n-butan eller iso-butan (2-metylpropan) högst kokpunkt?

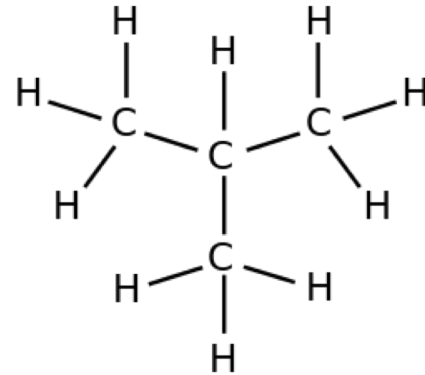
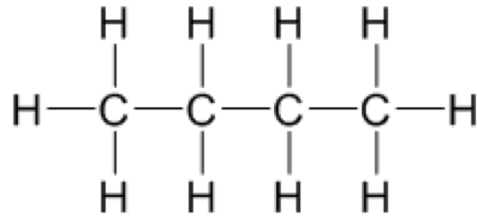
Lösning:

Normalbutan är en rak molekyl. Kontaktytan mellan raka molekyler är större och därmed kan det skapas fler van der Waalsbindningar (London dispersionskrafter) mellan molekylerna. Det gör att n-butan får en högre kokpunkt.

Kokpunkterna är:

n-butan= -0,45 grader.

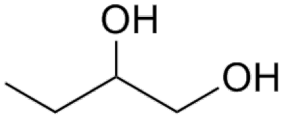
Iso-butan= -11,7 grader.



Molekylernas polaritet och förmågan att skapa vätebindningar har betydelse för kokpunkten

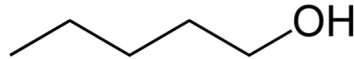
- ✓ **Hög polaritet innebär ofta en hög kokpunkt:** Hög polaritet innebär ofta en hög förmåga hos molekylerna att skapa vätebindningar alt. vanliga dipol-dipolbindningar. Dessa bindningar (framförallt vätebindningar) är betydligt starkare än van der Waalsbindningar (London dispersionskrafter) och bidrar till en hög kokpunkt hos ämnet.
- ✓ **Om vi jämför de 3 ämnena här nedanför** så ser vi att det är stor skillnad på kokpunkten trots att molekylstorleken/molekylmassan är likvärdig (de har alltså ungefär lika många van der Waalsbindningar). Förklaringen till skillnaden i kokpunkt är istället polariteten och förmågan att skapa vätebindningar. Ämnen med OH-grupper är polära och bra på att skapa vätebindningar. Desto fler OH-grupper, desto fler vätebindningar kan molekylerna skapa och desto högre blir kokpunkten (i alla fall om vi jämför molekyler med ungefär samma storlek).

Hög polaritet



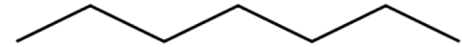
Namn: 1,2-butandiol
Molekylvikt: 90,1 u
Kokpunkt: 194 °C

Medelhög polaritet



Namn: Pentanol
Molekylvikt: 88,1 u
Kokpunkt: 138 °C

Ingen polaritet (opolär)



Namn: Heptan
Molekylvikt: 100,2 u
Kokpunkt: 98,4 °C

Uppgift 3:

Vilka av alkoholerna i tabellen har högst resp. lägst kokpunkt?

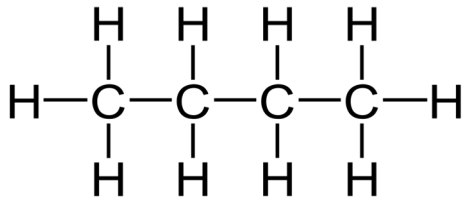
Lösning:

Alla alkoholer kan binda till varandra med vätebindningar, men långa alkoholer kan även skapa många van der Waalsbindningar (London dispersionskrafter) mellan varandra. Den totala bindningsstyrkan blir därför högre hos alkoholer med stora molekyler. Pentanol har därför högst kokpunkt medan metanol har lägst.

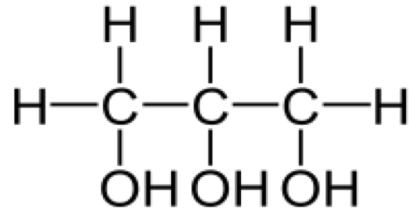
Alkohol:	Kokpunkt (°C):
Metanol	65
Etanol	78
Propanol	97
Butanol	118
Pentanol	138

Uppgift 4:

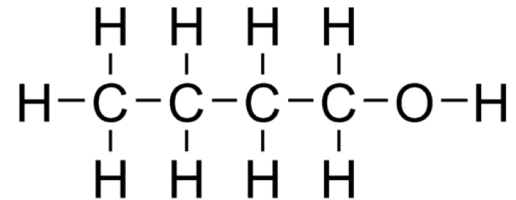
Vilka av nedanstående ämnen har högst resp. lägst kokpunkt?



Butan



Glycerol (1,2,3-propantriol)



1-butanol

Lösning: Kokpunkten bestäms av molekylstorleken, molekylernas geometriska form och polariteten. De tre ämnena består av molekyler med ungefär samma storlek och geometriska form. Det innebär att de kan skapa ungefär lika många/starka van der Waalsbindningar (London dispersionskrafter). Polariteten skiljer sig däremot mellan molekylerna vilket innebär att de kan skapa olika många vätebindningar.

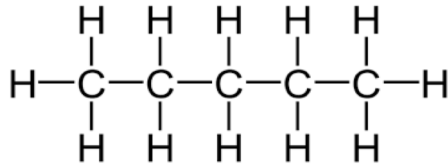
Butan: Opolärt ämne p.g.a. enbart kol- och väteatomer, kan ej bilda vätebindningar vilket ger lägst kokpunkt.

Glycerol: Tre OH-grupper och kan därför skapa flest vätebindningar. Glycerol får därför högst kokpunkt.

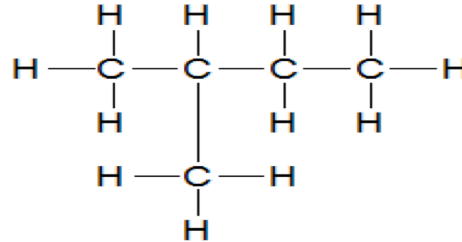
1-butanol: OH-gruppen innebär att butanol kan skapa vätebindningar men inte lika många som glycerol, vilket ger den näst högsta kokpunkten.

Uppgift 5:

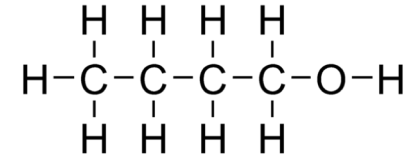
Vilka av nedanstående ämnen har högst resp. lägst kokpunkt?



Pentan



2-metylbutan



1-butanol

Lösning: Kokpunkten bestäms av molekylstorleken, molekylernas geometriska form och polariteten. De tre ämnena består av molekyler med ungefär samma storlek. Den geometriska formen och polariteten skiljer sig dock till viss del.

Pentan: Opolärt ämne, kan ej bilda vätebindningar. Har dock en avlång struktur vilket maximerar antalet van der Waalsbindningar mellan molekylerna. Har näst högst kokpunkt.

2-metylbutan: Opolärt ämne, kan ej bilda vätebindningar. Har även en rund/sfärisk form vilket minskar kontaktytan mellan molekylerna vilket innebär färre van der Waalsbindningar mellan molekylerna. Har lägst kokpunkt.

1-butanol: OH-gruppen innebär att butanol kan skapa vätebindningar. Den avlånga strukturen maximerar också antalet van der Waalsbindningar mellan molekylerna. Har högst kokpunkt.

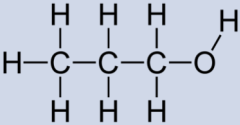
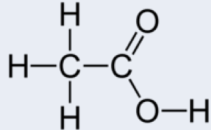
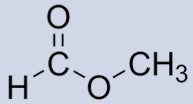
Kokpunktsjämförelse: Etrar, aminer och alkoholer

- ✓ Om vi jämför kokpunkten mellan etrar, aminer och alkoholer med likartad molekylstorlek/molekylvikt, så ser vi att alkoholer har högst kokpunkt medan etrar har lägst. Etrarna är svaga dipoler, men de uppfyller inte "Hydro-FON-regeln" och kan därför inte skapa vätebindningar mellan sina egna molekyler. Etrar har därför betydligt lägre kokpunkter än både aminer och alkoholer med motsvarande storlek. I likhet med alkoholer kan aminer bilda vätebindningar, men kväve har lägre elektronegativitet jämfört med syre vilket leder till svagare vätebindningar och därmed lägre kokpunkter.

Ämne:	Strukturformel:	Molekylmassa:	Kokpunkt:
Etanol	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	46,07 u	78 °C
Dimetyleter	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$	46,07 u	-24 °C
Etylamin	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad / \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{N} \\ \quad \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	45,09 u	17 °C

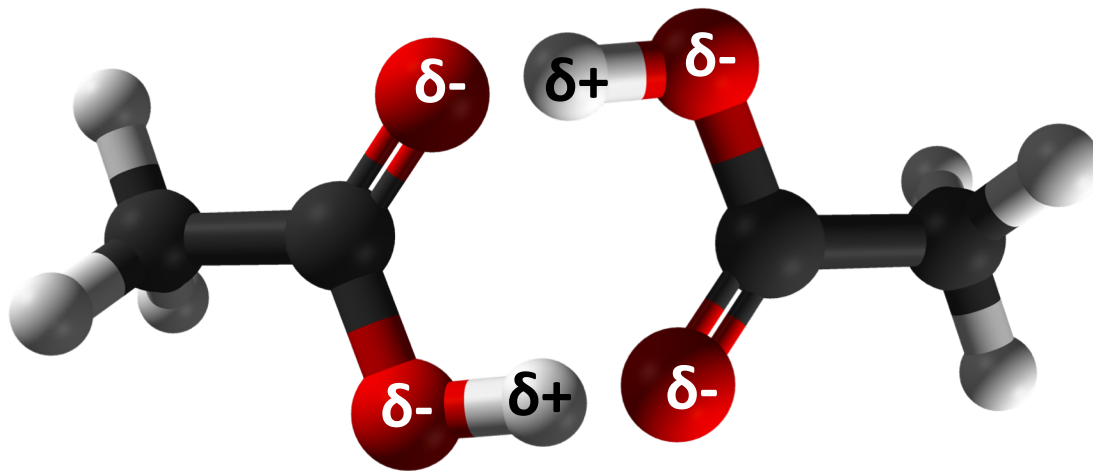
Kokpunktsjämförelse: Alkoholer, karboxylsyror och estrar

- ✓ Om vi jämför kokpunkten mellan alkoholer, karboxylsyror och estrar med likartad molekylstorlek/molekylvikt, så ser vi att karboxylsyror har högst kokpunkt medan estrar har lägst. Estrarna är svaga dipoler, men de uppfyller inte "Hydro-FON-regeln" och kan därför inte skapa vätebindningar mellan sina egna molekyler. Estrar har därför betydligt lägre kokpunkter än både alkoholer och karboxylsyror med motsvarande storlek. I likhet med alkoholer kan karboxylsyror bilda vätebindningar. Karboxylsyrorerna kan dock, tack vare karboxylgruppen, bilda fler vätebindningar mellan sina molekyler, vilket leder till högre kokpunkter.

Ämne:	Strukturformel:	Molekylmassa:	Kokpunkt:
1-propanol	 <chem>CCCO</chem>	60,09 u	97 °C
Etansyra (ättiksyra)	 <chem>CC(=O)O</chem>	60,05 u	118 °C
Metylmetanoat (metylformiat)	 <chem>COC=O</chem>	60,05 u	32 °C

Karboxylsyror är bra på vätebindningar

- ✓ **Karboxylsyror kan skapa dubbla vätebindningar:** I flytande (och fast form) skapar karboxylsyror dubbla vätebindningar mellan sina karboxylgrupper vilket ger höga kokpunkter i jämförelse med t.ex. alkoholer med motsvarande molekylstorlek.

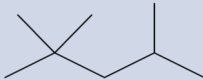




Smältpunkten

- ✓ **Vad innebär smältpunkt?:** Smältpunkt (eller fryspunkt) är den temperatur vid vilken ett ämne övergår från fast till flytande form (eller tvärtom om vi pratar om fryspunkt). Vid temperaturer under smältpunkten är ämnet fast och över smältpunkten är ämnet i flytande form.
- ✓ **Vad påverkar smältpunkten?** De faktorer som påverkar kokpunkten påverkar även smältpunkten (storlek, geometrisk form och polaritet), men det finns en viktig skillnad; molekylernas geometriska form påverkar smältpunkten mycket mer än vad den påverkar kokpunkten.
- ✓ **Varför har den geometriska formen en mycket större betydelse för smältpunkten?:**
 - I fast form ligger molekylerna fixerade mot varandra och byter inte plats. Om de kan paketeras tätt mot varandra så kommer det få mycket stor betydelse för smältpunkten. Antalet van der Waalsbindningar blir nämligen betydligt fler om molekylerna kan staplas som byggblock mot varandra och komma i kontakt med grannmolekylerna på alla sidor (paketeras tätt).
 - Desto mer symmetriska molekylerna är desto bättre kan de paketeras i fast form och desto högre blir smältpunkten.
 - I flytande form har molekylerna däremot mer rörelseenergi och åker omkring häller om buller i vätskan. Molekylerna byter alltså ständigt "bindningspartners" med varandra. Molekylerna kommer i denna fas aldrig hinna paketeras tätt mot varandra särskilt länge. Den geometriska formen har därför mycket större betydelse i fast form jämfört med i flytande form och påverkar därför smältpunkten mycket mer jämfört med kokpunkten.

Kokpunkten och smältpunkten följer inte alltid varandra

- ✓ **Vi jämför tre stycken oktanisomerer** med varandra när det gäller deras kok- resp. smältpunkter (se tabellen). Vi ser då att vanlig oktan (n-oktan) har högst kokpunkt men inte högst smältpunkt. Hur kan det vara så?
- ✓ **I flytande form kommer oktanmolekylerna skapa flest van der Waalsbindningar** till varandra p.g.a. att den avlånga strukturen ger störst kontaktyta när molekylerna flyter omkring och krokar med varandra. Oktan får därmed högst kokpunkt. I fast form kan dock 2,2,3,3-tetrametylbutan skapa flest van der Waalsbindningar eftersom ämnets molekyler är väldigt symmetriska och "platta" och kan paketeras väldigt bra och tätt mot varandra i alla riktningar (stor kontaktyta mot varandra i alla riktningar). Molekylerna kan liknas vid "platta tegelstenar" och sådana kan ju paketeras väldigt effektivt mot varandra.

Ämne:	Strukturformel:	Kokpunkt:	Smältpunkt:
2,2,4-trimetylpentan (iso-oktan)		99 °C	-107 °C
2,2,3,3-tetrametylbutan		106 °C	99 °C
Oktan (n-oktan)		125 °C	-57 °C

Sambandet mellan struktur och egenskaper

Föreningens struktur
(storlek, geometrisk form,
polaritet)



Intermolekylära
bindningar
(antalet och typ av
bindningar)



Föreningens
egenskaper
(löslighet, kokpunkt etc.)

Se gärna fler filmer av Niklas Dahrén:

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

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

