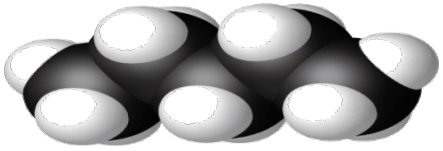
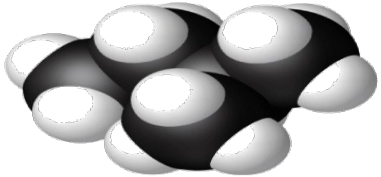
Organiska föreningar
Kokpunkt och löslighet

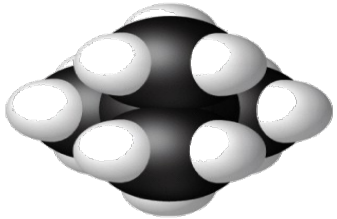
Niklas Dahrén

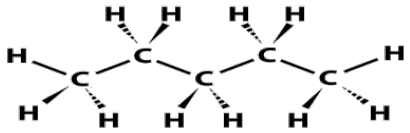
Uppgift 1:

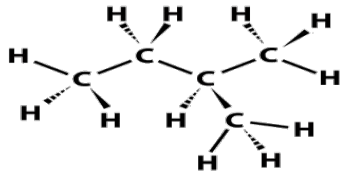
Rangordna nedanstående ämnen efter stigande kokpunkt

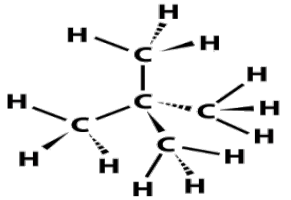


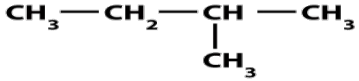


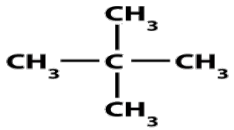




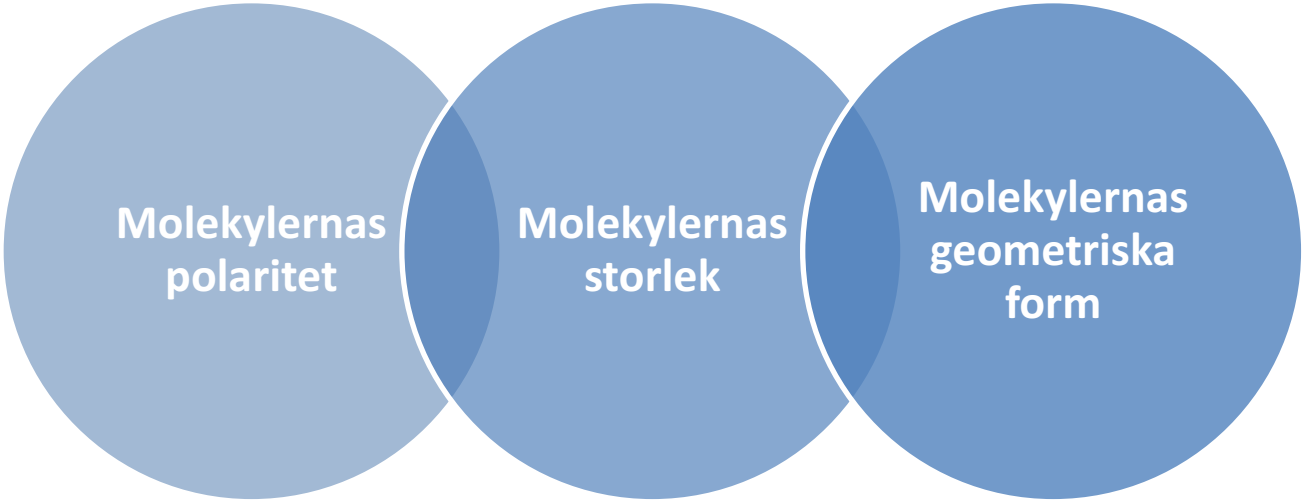








Kokpunkten hos ett ämne bestäms av 3 faktorer:

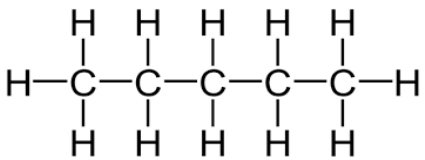


Molekylernas storlek har betydelse för kokpunkten

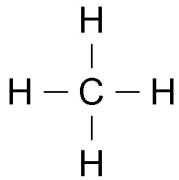
- ✓ **Om vi jämför kolvätet ”pentan” med kolvätet ”metan”** ser vi att det är stor skillnad på deras kokpunkter. Vi ser även att det är stor skillnad på deras molekylmassor. Pentan har en betydligt högre molekylmassa (72,15 u) jämfört med metan (16,04 u).

- ✓ **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 ↑



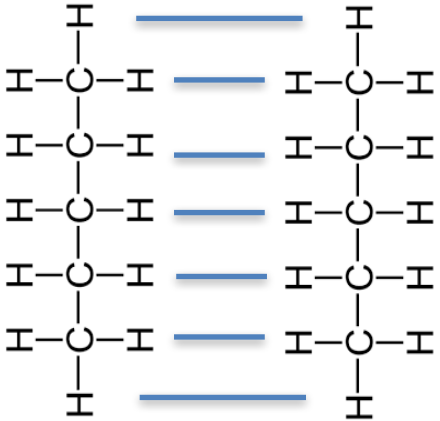
Namn: Pentan
Summaformel: C_5H_{12}
Kokpunkt: 36,1 °C
Molekylmassa: 72,15 u



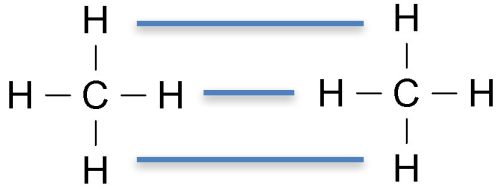
Namn: Metan
Summaformel: CH_4
Kokpunkt: -161,6 °C
Molekylmassa: 16,04 u

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

Pentan



Metan

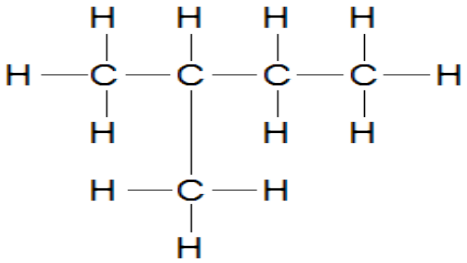


Pentan består av stora molekyler med många atomer och många bindningar där det kan uppstå en ojämn elektronfördelning (det kan alltså uppstå många små dipoler/dipolmoment i samma molekyl). Det finns alltså många atomer med partiella laddningar som kan komma i kontakt med varandra och skapa van der Waalsbindningar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

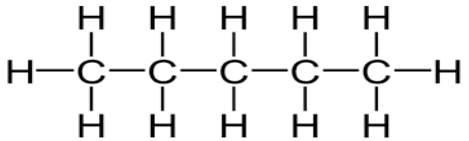
Molekylernas geometriska form har också betydelse för kokpunkten

2-metylbutan (isopentan)



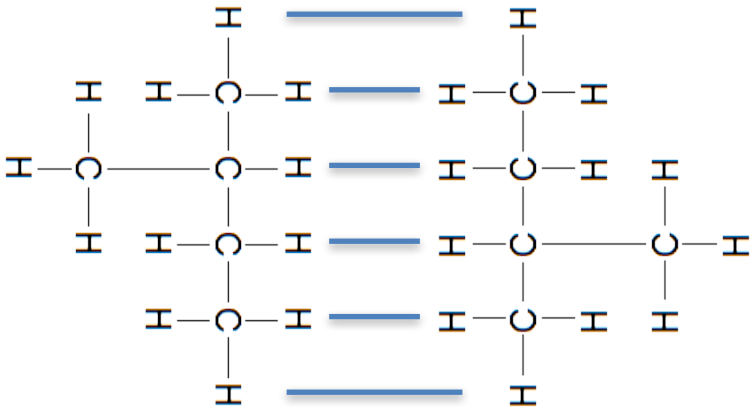
Summaformel: C_5H_{12}
Kokpunkt: 27,8 °C
Molekylmassa: 72,15 u

Pentan (normalpentan)

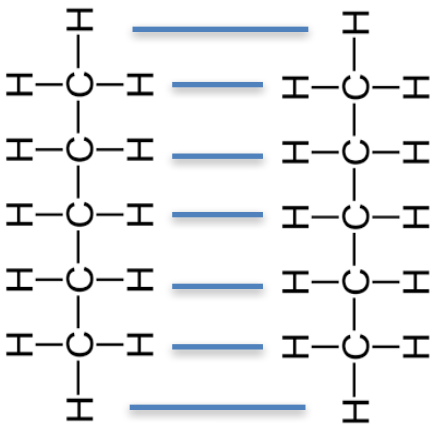


Summaformel: C_5H_{12}
Kokpunkt: 36,1 °C
Molekylmassa: 72,15 u

Mer avlånga molekyler kan skapa fler van der Waalsbindningar mellan varandra



2-metylbutan (27,8 °C)

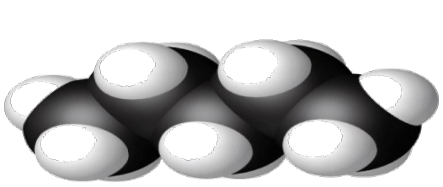


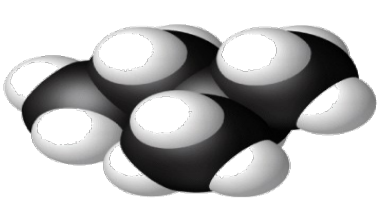
Pentan (36,1 °C)

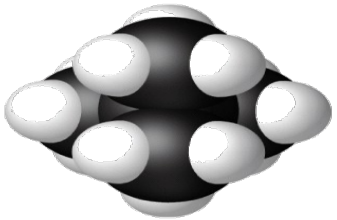
✓ **Pentanmolekylerna kan skapa en något större kontaktyta** mellan varandra, tack vare den mer avlånga strukturen, vilket möjliggör fler van der Waalsbindningar. Pentan har därför en något högre kokpunkt.

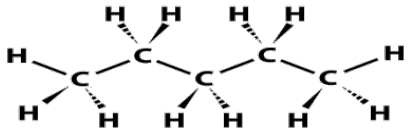
Uppgift 1:

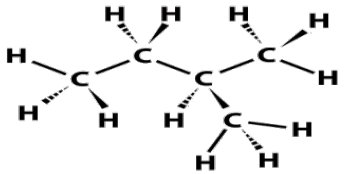
Rangordna nedanstående ämnen efter stigande kokpunkt

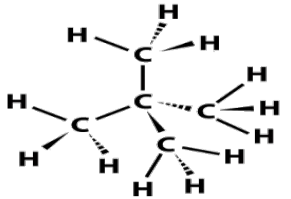


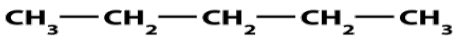


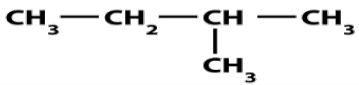


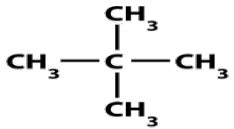












?

?

?

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

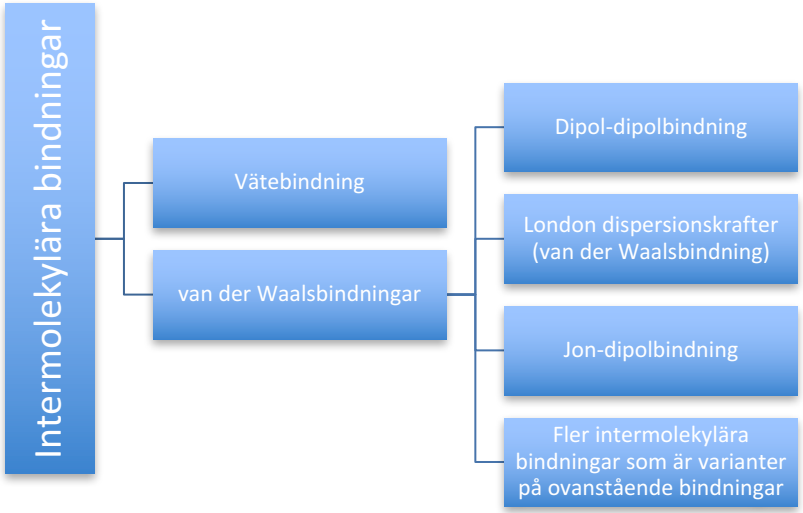
- ✓ **Varje enskild van der Waalsbindning är svag** men i ämnen som är uppbyggda av stora och avlånga molekyler (t.ex. stora och avlånga kolväten) förekommer det väldigt många van der Waalsbindningar mellan molekylerna vilket innebär att den totala styrkan blir väldigt stor och därmed också kokpunkten.

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

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

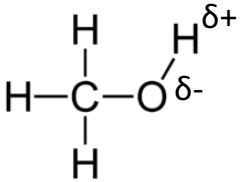
van der Waals dispersionskrafter

Polära ämnen och polaritet

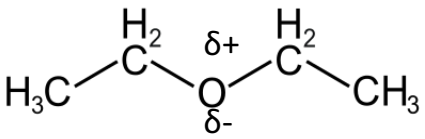
- ✓ **Polära molekyler/ämnen:** Polära molekyler är molekyler som har en sida/del av molekylen som är partiellt positivt laddad och en sida/del som är partiellt negativt laddad. Polära molekyler och dipoler är i princip samma sak.

- ✓ **Polära molekyler kan skapa vätebindningar eller vanliga dipol-dipolbindningar** (och van der Waals-bindningar som alla molekyler kan skapa). Opolära molekyler kan enbart skapa van der Waalsbindningar (London dispersionskrafter).

Polära ämnen

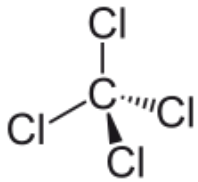


Metanol

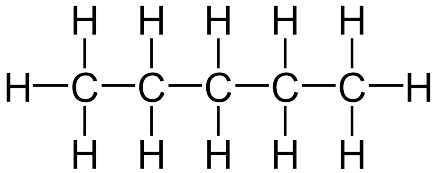


Dietyleter

Opolära ämnen



Koltetraklorid



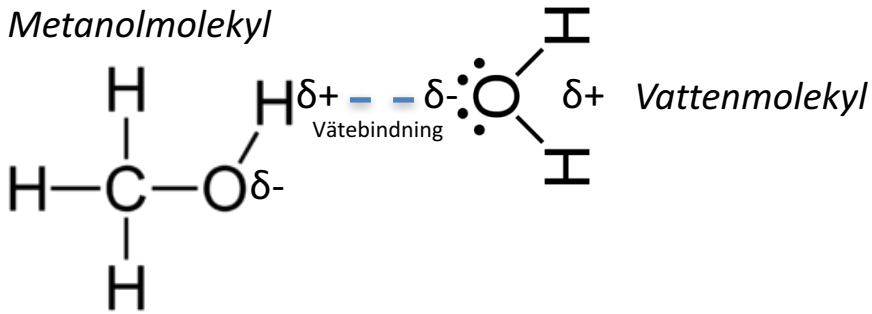
Heptan

Polaritet och vattenlöslighet

- ✓ **Polaritet:** Molekyler kan vara polära eller opolära. Denna indelning är dock inte svart eller vit utan vissa molekyler är mer polära än andra. Desto mer polära molekylerna är desto högre polaritet säger man att dessa har. Polariteten bestäms bl.a. av hur många och hur starka vätebindningar molekylen kan skapa, hur lång kolvätekedja molekylen har (lång= lägre polaritet) och av hur tydligt dipolmomentet är (avståndet mellan laddningarna och storleken av de partiella laddningarna).

- ✓ **Polära molekyler kan lösa sig i vatten:** Polära molekyler, som kan skapa vätebindningar, kan lösa sig bra i vatten. Vattenmolekyler har själv vätebindningar mellan sina molekyler och ”trivs” därför med andra ämnen som också kan erbjuda starka vätebindningar. Polära ämnen som enbart kan erbjuda vanliga dipol-dipolbindningar med vatten har mycket mindre löslighet. Opolära ämnen löser sig dock inte alls i vatten.

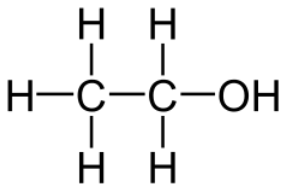
Metanol är ett polärt ämne eftersom den p.g.a. OH-gruppen har en sida/del som är partiellt positivt laddad och en sida/del som är partiellt negativt laddad. OH-gruppen möjliggör också för metanol att skapa vätebindningar till andra metanolmolekyler eller till andra molekyler som också kan skapa vätebindningar, t.ex. till vattenmolekyler. Metanol har hög löslighet i vatten eftersom metanol kan skapa vätebindningar med vatten.



Längden av kolvätekedjan påverkar polariteten och därmed vattenlösligheten

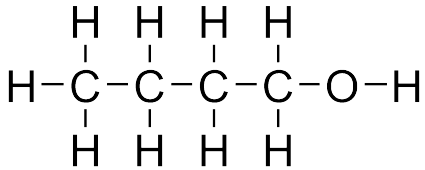
- ✓ **Kolvätekedjan får inte vara för lång:** Molekyler med OH-grupper har ofta hög polaritet och kan skapa vätebindningar med vattenmolekyler. Men om molekylen också har en lång kolvätekedja så minskar molekylens löslighet, trots att det finns OH-grupper i molekylen.

Etanol



Polaritet: Hög polaritet.
Löslighet: Lättlöslig i vatten.

Butanol



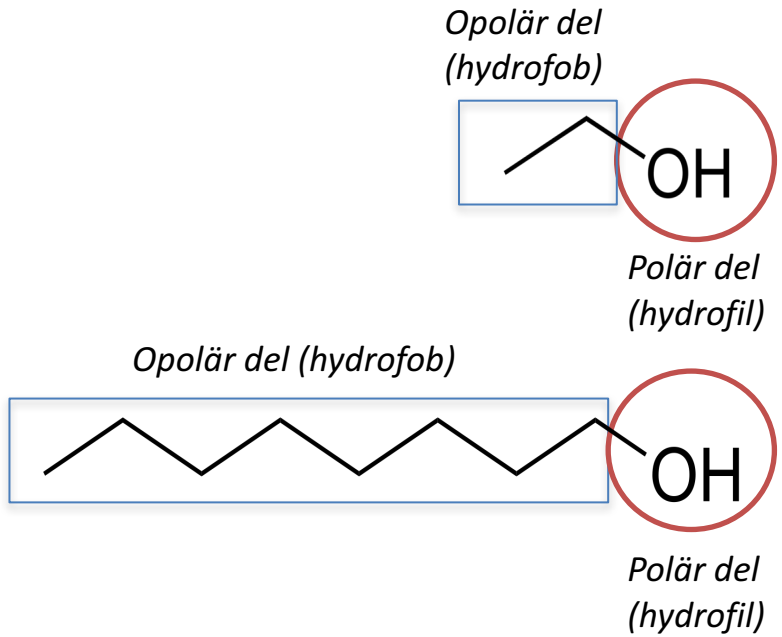
Polaritet: Medelhög polaritet.
Löslighet: Viss löslighet i vatten.

Heptan

Polaritet: Opolär.
Löslighet: Olöslig i vatten.

Långa kolvätekedjor minskar lösligheten

- ✓ **Om den opolära delen (kolvätekedjan) dominerar** i molekylen kommer molekylens polaritet vara låg och därmed kommer också vattenlösligheten vara låg.
- ✓ **Molekyler med kolvätekedjor** som består av minst 4 kolatomer har i regel låg vattenlöslighet.
- ✓ **Etanol, C_2H_5OH,** har hög löslighet p.g.a. OH-grupp + kort kolvätekedja.
- ✓ **Oktanol, $C_8H_{17}OH$,** har också en OH-grupp men har ändå mycket låg löslighet i vatten p.g.a. lång kolvätekedja.



Varför blir polariteten och vattenlösligheten låg om kolvätekedjan är för lång?

- ✓ **Starkast möjliga bindningar och lika löser lika:** Alla molekyler försöker skapa så starka intermolekylära bindningar som möjligt (det mest stabila/energifattigaste tillståndet) och i regel så trivs de ämnen, som kan skapa samma typ av bindningar, bra tillsammans; ”lika löser lika” (eller kanske snarare ”lika binder lika”).

- ✓ **Vatten gillar ej kolvätekedjor:** Vattenmolekyler skapar starka vätebindningar mellan varandra och vill helst bara ”umgås” med andra molekyler som också kan erbjuda starka vätebindningar. Den långa kolvätekedjan kan ej skapa vätebindningar till vattenmolekylerna och kolvätekedjan kommer även ”störa” det fina nätverk av vätebindningar som finns mellan vattenmolekylerna. Vatten gillar därför inte kolvätekedjor!

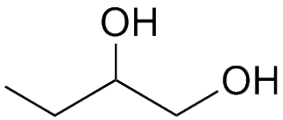
- ✓ **Molekyler med långa kolvätekedjor kan skapa många van der Waalsbindningar** mellan sina molekyler p.g.a. den stora kontaktytan. Dessa molekyler föredrar därför att binda till varandra med van der Waalsbindningar istället för att binda till vattenmolekyler med van der Waalsbindningar.

Molekylernas polaritet har betydelse för kokpunkten

- ✓ **Hög polaritet innebär ofta en hög kokpunkt:** Om vi jämför de 3 ämnena här nedanför så ser vi att det är stor skillnad på kokpunkten trots att molekylstorleken/ molekylvikten är likvärdig (de har alltså ungefär lika många van der Waalsbindningar). Förklaringen till skillnaden i kokpunkt är istället polariteten och förmågan att skapa vätebindningar.

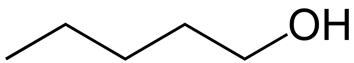
- ✓ **Ämnen med OH-grupper har ofta en hög polaritet:** Molekyler med OH-grupper har ofta hög polaritet och kan skapa vätebindningar mellan varandra eftersom ett partiellt positivt väte på den ena molekylen kan binda till ett partiellt negativt syre och ett av dess fria elektronpar på den andra molekylen (Hydro-FON-regeln är uppfylld). Desto fler OH-grupper, desto fler vätebindningar kan molekylen skapa.

Hög polaritet



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

Medelhög polaritet



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

Ingen polaritet (opolär)

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

Uppgift 2:

Vilka av alkoholerna i tabellen har högst resp. lägst kokpunkt och vilka alkoholer är lösliga resp. olösliga i vatten?

Lösning:

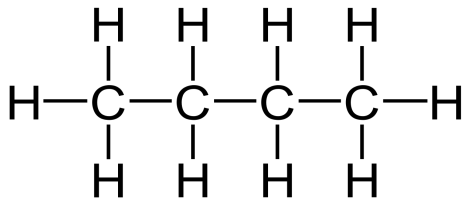
- ✓ **Förklaring till kokpunkterna:** Alla alkoholer kan binda till varandra med vätebindningar, men långa alkoholer kan även skapa många van der Waalsbindningar mellan varandra. Den totala bindningsstyrkan blir därför högre hos alkoholer med stora molekyler.

- ✓ **Förklaring till lösligheten:** Tack vare OH-gruppen kan de små alkoholerna lösa sig enkelt i vatten. Kolvätekedjan är dock opolär (hydrofob) och alkoholer med lång kolvätekedja är därför olösliga i vatten trots att de även har en OH-grupp. En viktig anledning till det är att det inte kan uppstå några vätebindningar mellan kolvätekedjan och vattenmolekylerna och därför föredrar vattenmolekylerna att binda till andra vattenmolekyler istället.

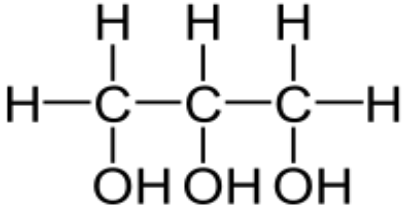
Alkohol:	Kokpunkt (°C):	Löslighet i 100 g vatten:
Metanol	65	Obegränsad
Etanol	78	Obegränsad
Propanol	97	Obegränsad
Butanol	118	Begränsad (8 g)
Pentanol	138	Olöslig

Uppgift 3:

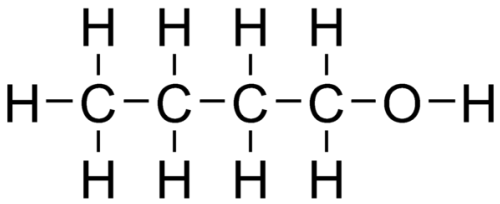
Vilket av nedanstående ämnen har högst resp. lägst kokpunkt?



Butan



Glycerol



Butanol

Lösning: Kokpunkten bestäms av molekylstorleken, molekylernas geometriska form och polariteten. De 3 ämnena består av molekyler med ungefär samma storlek och geometriska form. Det innebär att de kan skapa ungefär lika många/starka van der Waalsbindningar. Polariteten skiljer sig däremot mellan molekylerna vilket innebär att de kan skapa olika många vätebindningar.

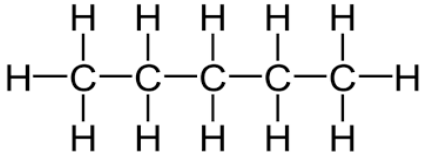
Butan: Opolärt ämne p.g.a. enbart kol- och väteatomer, kan ej bilda vätebindningar vilket ger lägst kokpunkt.

Glycerol: 3 OH-grupper och kan därför skapa många vätebindningar. Glycerol får därför högst kokpunkt.

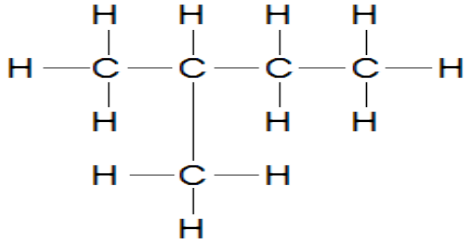
Butanol: OH-gruppen innebär att butanol kan skapa vätebindningar vilket ger den näst högsta kokpunkten.

Uppgift 4:

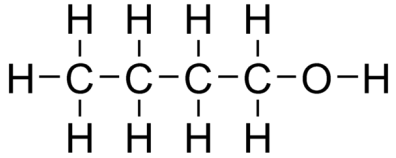
Vilket av nedanstående ämnen har högst resp. lägst kokpunkt?



Pentan



2-metylbutan



Butanol

Lösning: Kokpunkten bestäms av molekylstorleken, molekylernas geometriska form och polariteten. De 3 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.

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

Uppgift 5:

Vilka av följande ämnen kan lösa sig med varandra?:

a) Heptan och vatten
b) Heptan och oktan
c) Heptanol och vatten
d) Heptanol och oktan

Lösning:

a) **Kan ej lösa sig med varandra:** Trivs inte med varandra. Heptan är ett kolväte som ej kan skapa vätebindningar med vattenmolekylerna.

b) **Kan lösa sig med varandra:** Heptan och oktan är båda kolväten som kan skapa van der Waalsbindningar med varandra.

c) **Kan ej lösa sig med varandra:** Heptanol har en OH-grupp men tack vare den långa kolvätekedjan så är heptanol ändå olösligt i vatten.

d) **Kan lösa sig med varandra:** Tack vare den långa kolvätekedjan hos heptanol kan den skapa starka (många) van der Waalsbindningar med den långa kolvätekedjan hos oktan.

Se gärna fler filmer av Niklas Dahrén:

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