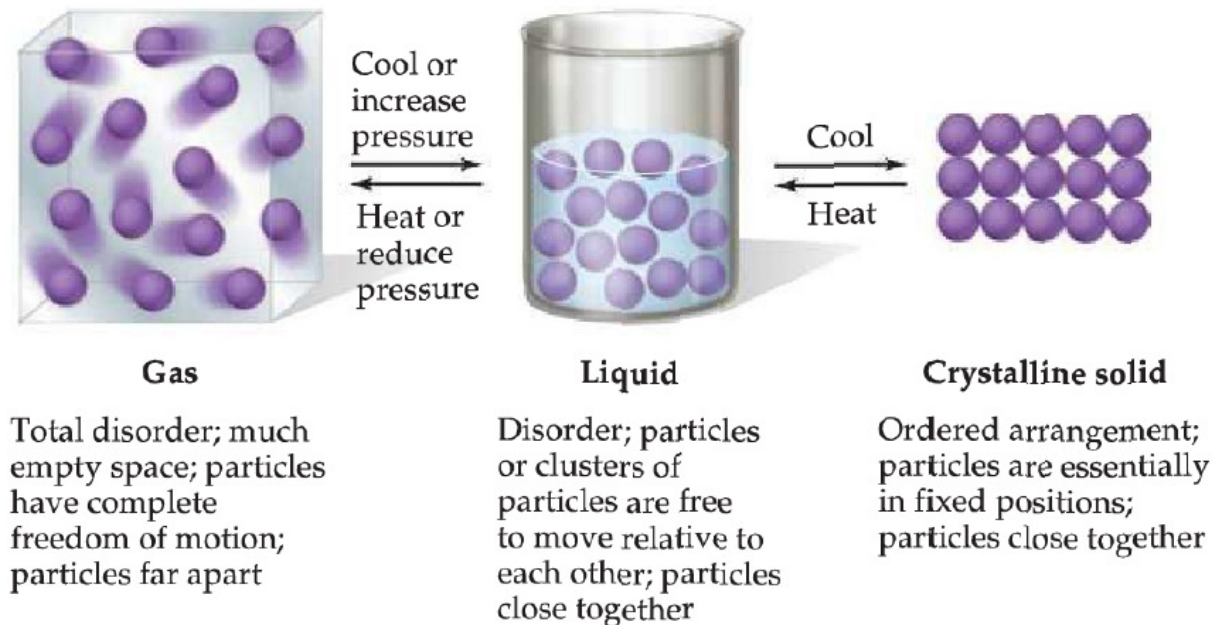


Međumolekulske interakcije

Privlačenje između jona – jonska veza

Deljenje zajedničkog elektronskog para – kovalentna veza – nastaju molekuli

Tri agregatna stanja materije – čvrsto, tečno i gasovito



Međumolekulske interakcije

Od čega zavisi da li će neka supstanca biti čvrsta, tečna ili gasovita pri nekim standardnim uslovima (pritisak, temperatura)?

Od molekulske mase tih molekula (teži molekuli će biti čvrsti, lakši tečni ili gasoviti)

Od oblika tih molekula – molekuli iste mase a različitog oblika imaju različite T_T i T_K

Od međumolekulskih interakcija koje postoje između tih molekula

Međumolekulske interakcije

Međumolekulske interakcije koje postoje između nenaelektrisanih molekula:

1. Dipol-dipol interakcije
2. Londonove disperzione sile (interakcije)
3. Vodonična veza

Ove tri interakcije zajedno se zovu van der Waals-ove interakcije

U rastvoru postoje (i veoma su značajne) još i jon-dipol interakcije

Međumolekulske interakcije

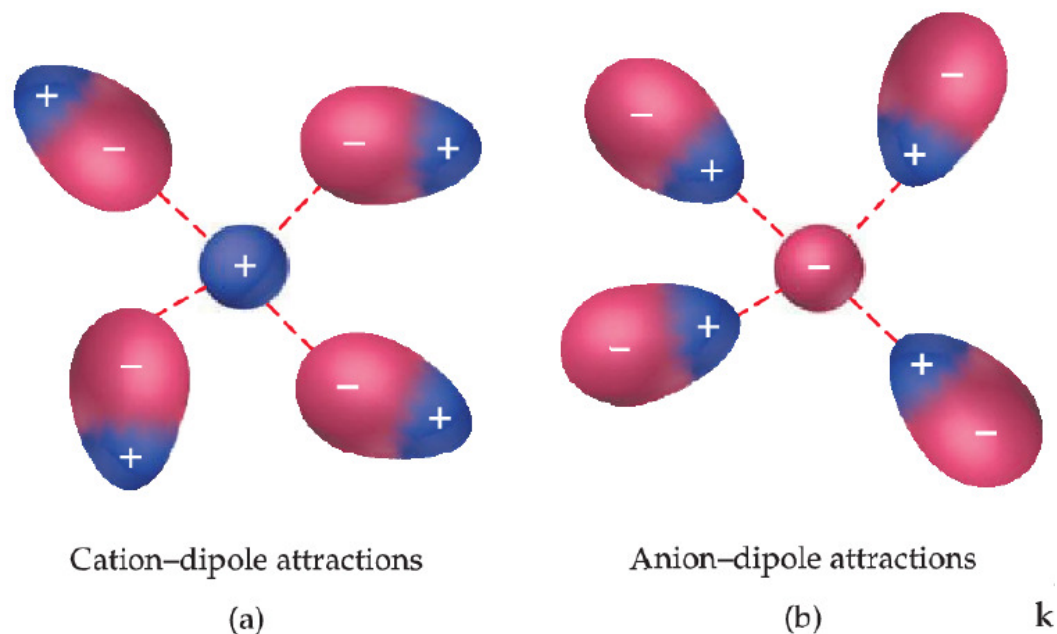
Jon-dipol interakcije:

Postoje između jona i polarnih molekula u rastvoru, jake

Što je jon više naelektrisan – interakcije su jače

Što je veći intenzitet dipola molekula – interakcije su jače

Odgovorne za rastvaranje ionskih jedinjenja u vodi



Međumolekulske interakcije

Dipol-dipol interakcije:

Postoje između polarnih molekula u rastvoru

Zavise od polarnosti (dipolnog momenta) tih molekula

Znatno slabije od jon-dipol i veoma zavise od rastojanja između molekula – opadaju sa $\approx r^3$

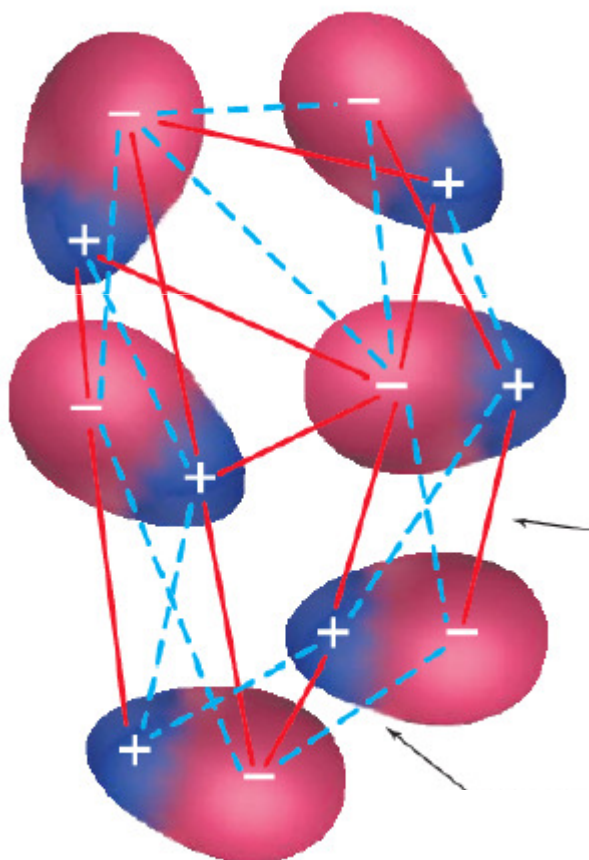
Uglavnom odgovorne i posmatraju se kada pričamo o T_K

Teške za računanje i određivanje

Substance	Molecular Weight (amu)	Dipole Moment μ (D)	Boiling Point (K)
Propane, CH ₃ CH ₂ CH ₃	44	0.1	231
Dimethyl ether, CH ₃ OCH ₃	46	1.3	248
Methyl chloride, CH ₃ Cl	50	1.9	249
Acetaldehyde, CH ₃ CHO	44	2.7	294
Acetonitrile, CH ₃ CN	41	3.9	355

Međumolekulske interakcije

Dipol-dipol interakcije:

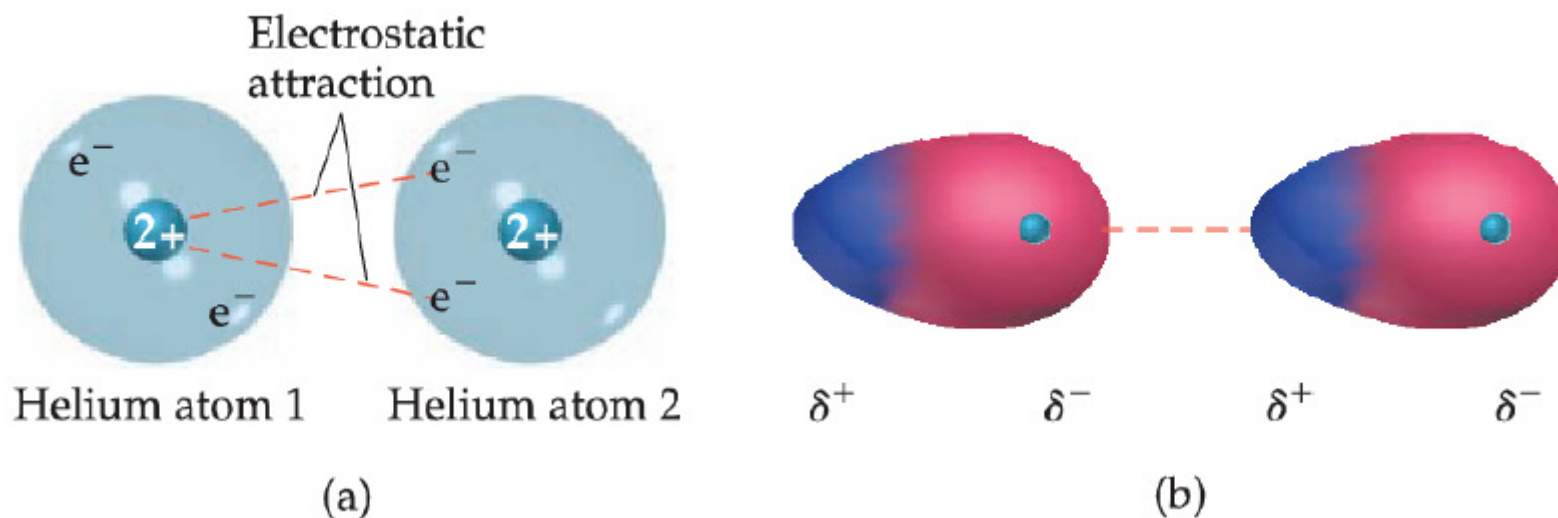


Međumolekulske interakcije

Londonove (disperzione) sile:

Objašnjavaju zašto nepolarni molekuli pa čak i plemeniti gasovi pri niskim temperaturama i/ili visokim pritiscima prelaze u tečno stanje.

Trenutni dipol – koji zatim indukuje dipol u molekulu (atomu) do sebe i tako se poremećaj prenosi.



Međumolekulske interakcije

Londonove (disperzione) sile:

Važan pojam – **polarizabilnost** – sposobnost da se elektronski oblak molekula ili atoma deformiše.

Što se elektronski oblak lakše deformiše molekul je polarizabilniji i Londonove sile su jače.

Što je molekul veći to je i polarizabilniji

Halogen	Molecular Weight (amu)	Boiling Point (K)	Noble Gas	Molecular Weight (amu)	Boiling Point (K)
F ₂	38.0	85.1	He	4.0	4.6
Cl ₂	71.0	238.6	Ne	20.2	27.3
Br ₂	159.8	332.0	Ar	39.9	87.5
I ₂	253.8	457.6	Kr	83.8	120.9
			Xe	131.3	166.1

Međumolekulske interakcije

Londonove (disperzione) sile:

Oblik molekula takođe može da utiče na polarizabilnost a time i na Londonove sile

Molekuli koji si izduženi su polarizabilniji od onih koji su kompaktni

Disperzione sile postoje između svih molekula bez obzira na njihovu polarnost i uvek se moraju uzimati u obzir prilikom određivanja fizičkih osobina



n-Pentane
(bp = 309.4 K)

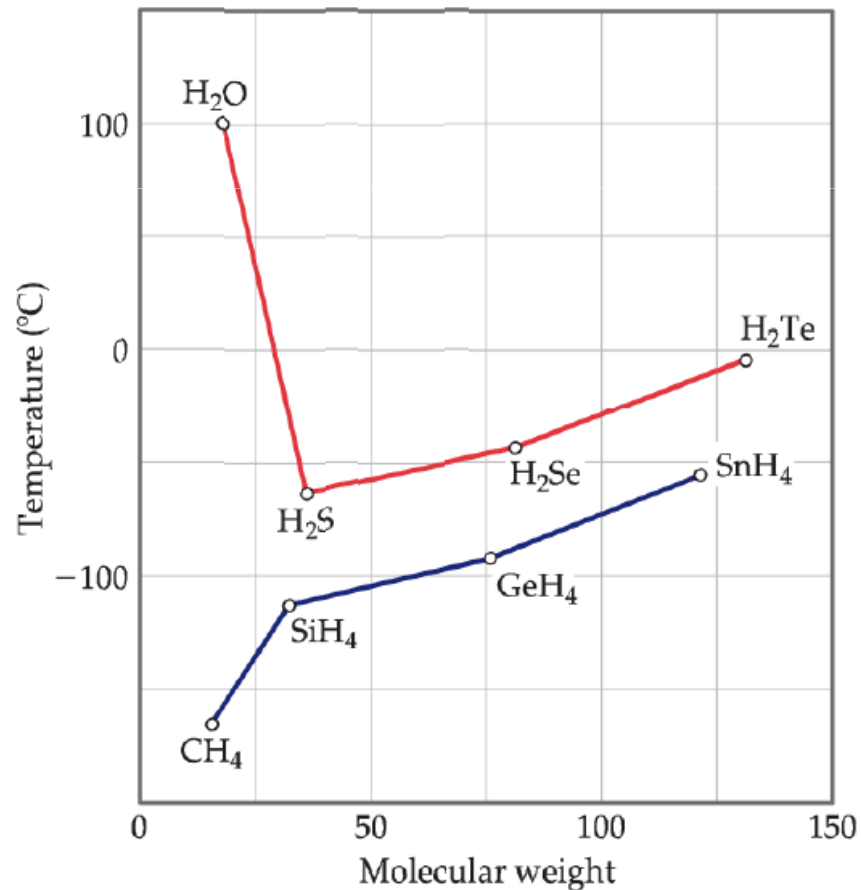


Neopentane
(bp = 282.7 K)

Međumolekulske interakcije

Vodonične veze:

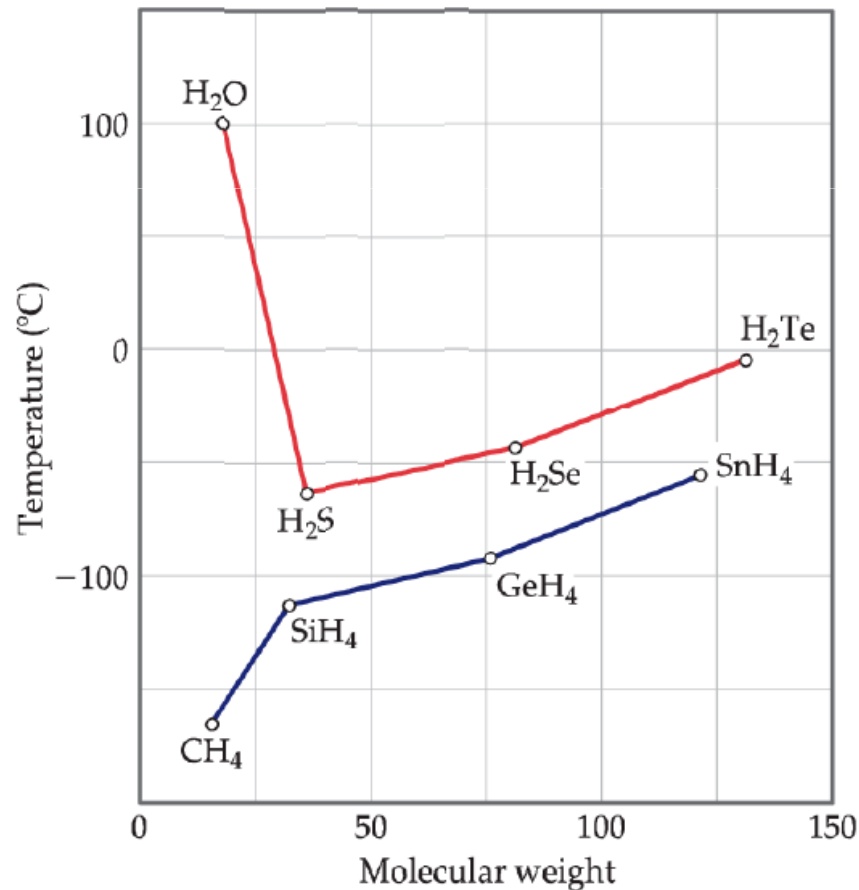
Nelogičnosti kod tačaka ključanja za neke molekule – najdrastičniji primeri voda i amonijak



Međumolekulske interakcije

Vodonične veze:

Nelogičnosti kod tačaka ključanja za neke molekule – najdrastičniji primeri voda i amonijak



Međumolekulske interakcije

Vodonične veze:

Vodonična veza je specijalan tip međumolekulskih privlačnih interakcija između vodonikovog atoma, koji je vezan za neki elektronegativan atom (najčešće H-F, H-O, H-N itd.) i slobodnog elektronskog para koji se nalazi na obližnjem elektronegativnom atomu (najčešće F, O, N atom drugog molekula)

Kada crtate vodoničnu vezu **OBAVEZNO** morate nacrtati sva tri atoma koja učestvuju u toj interakciji (vodonik, atom za koji je vodonik vezan kovalentnom vezom i atom na kome se nalazi slobodan elektronski par)

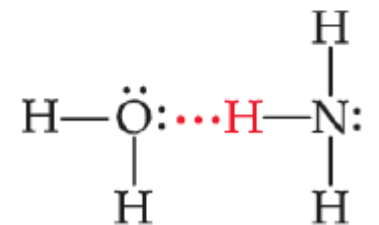
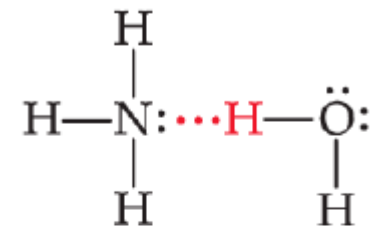
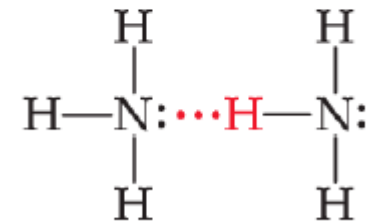
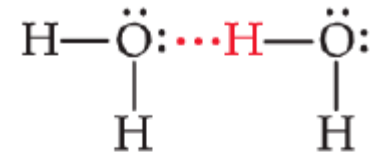
Međumolekulske interakcije

Vodonične veze:

Energija vodonične veze zavisi od polarnosti kovalentne veze u kojoj je vodonik i od elektronegativnosti atoma koji prima vodonik

Donor i akceptor vodonične veze

Energije vodoničnih veza se kreću od 4 do 25 kJ/mol i dosta su slabije od kovalentnih i jonskih veza a jače od dipol-dipol i Londonovih interakcija



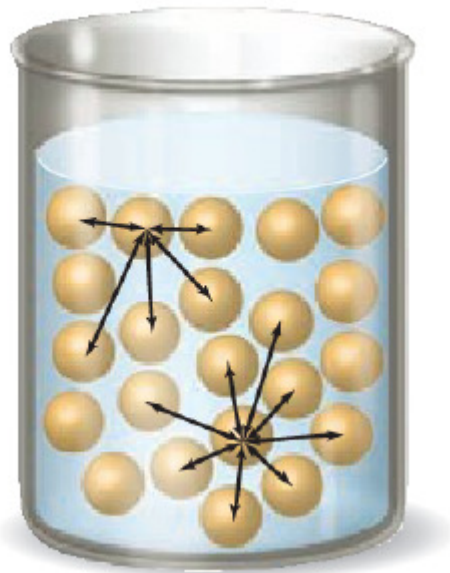
Neke osobine tečnosti koje zavise od međumolekulskih interakcija

Viskoznost:

Što su međumolekulske interakcije jače tečnost je viskoznija

Površinski napon tečnosti:

Što su međumolekulske interakcije jače površinski napon tečnosti je veći

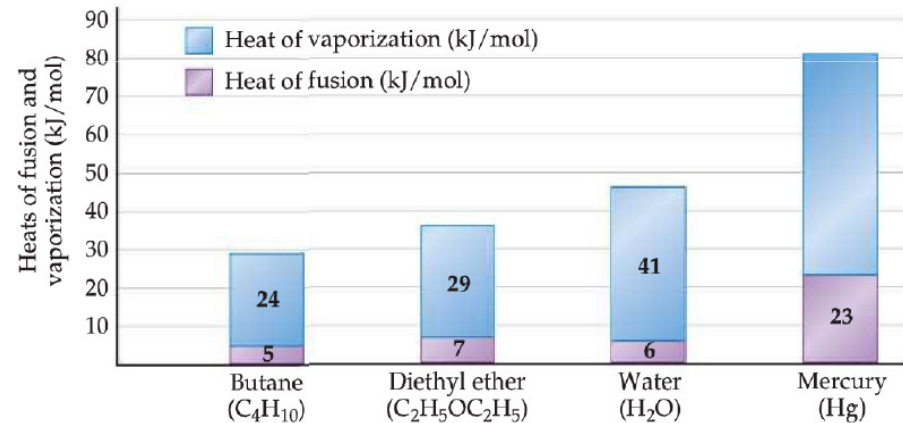
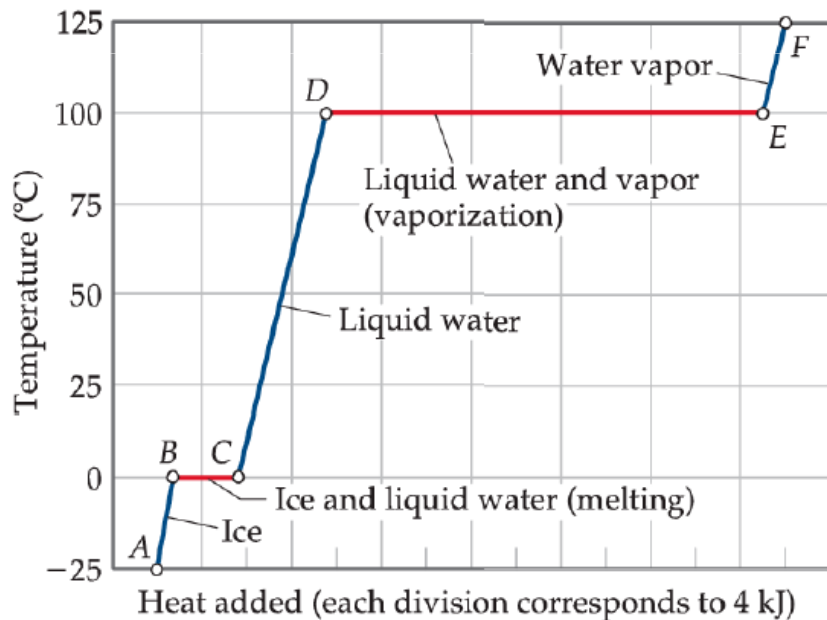


Fazne promene

Prelasci između različitih agregatnih stanja

Razlika je samo u rastojanju između molekula

Specifična toplota topljenja i specifična toplota isparavanja

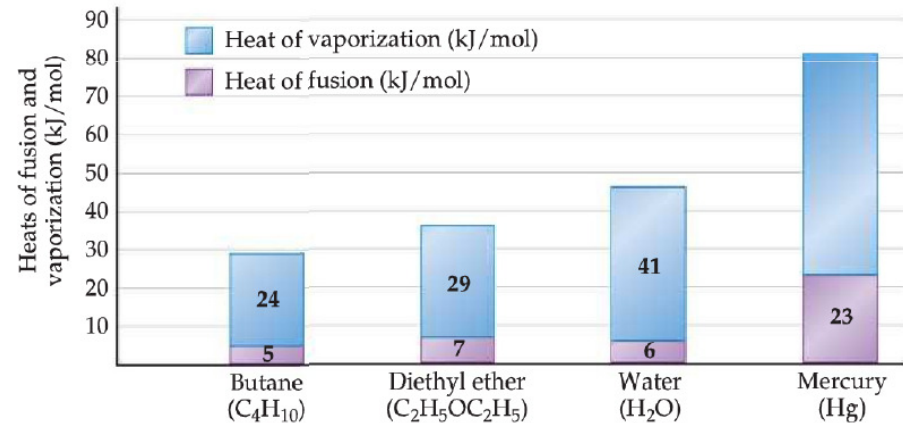
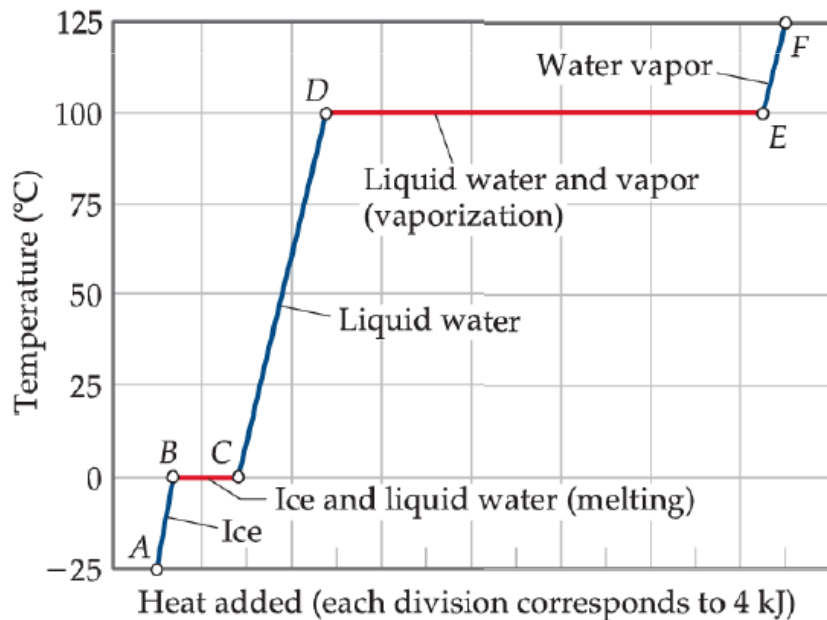


Fazne promene

Prelasci između različitih agregatnih stanja

Razlika je samo u rastojanju između molekula

Specifična toplota topljenja i specifična toplota isparavanja



Fazne promene

Prelasci između različitih agregatnih stanja

Frižider, klima uređaj i ventilator – šta ovde hladi?

Pregrejana i prehladna tečnost.

Fazne promene

Kritična temperatura i kritični pritisak

Vodenu paru na 110 °C možemo kondenzovati i prevesti u tečno stanje (bez promene temperature) samo pomoću povećanja pritiska na 1,4 atm.

Na 374 °C vodenu paru možemo kondenzovati na 217,7 atm pritiska.

Na temperaturama preko 374 °C vodenu paru više ne možemo kondenzovati samo povećanjem pritiska. Na ovoj T i pritiscima većim od 217,7 atm vodena para i tečna voda se više ne mogu razlikovati.

Temperatura od 374 °C se naziva kritična temperatura za vodu a pritisak od 217,7 atm (pritisak pri kom dolazi do kondenzacije na kritičnoj temperaturi) se naziva kritični pritisak

Fazne promene

Kritična temperatura i kritični pritisak

Substance	Critical Temperature (K)	Critical Pressure (atm)
Ammonia, NH ₃	405.6	111.5
Argon, Ar	150.9	48
Carbon dioxide, CO ₂	304.3	73.0
Hydrogen sulfide, H ₂ S	373.5	88.9
Nitrogen, N ₂	126.1	33.5
Oxygen, O ₂	154.4	49.7
Phosphine, PH ₃	324.4	64.5
Propane, CH ₃ CH ₂ CH ₃	370.0	42.0
Water, H ₂ O	647.6	217.7

Fazne promene – napon pare

Kada neku tečnost stavimo u sud iz koga je izvučen sav vazduh (evakuisani sud) ona će početi da ispara sve dok pritisak pare u sudu ne dostigne neku određenu vrednost.

Ta vrednost pritiska je napon pare te tečnosti na toj temperaturi.

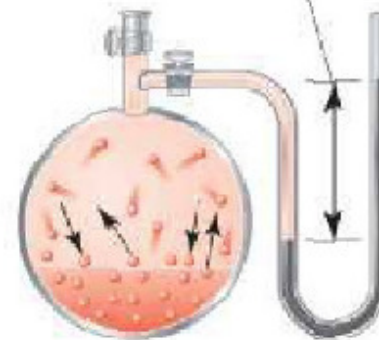


Liquid before any evaporation



(a)

$P_{\text{gas}} = \text{equilibrium}$
vapor pressure



At equilibrium, molecules enter and leave liquid at the same rate.

(b)

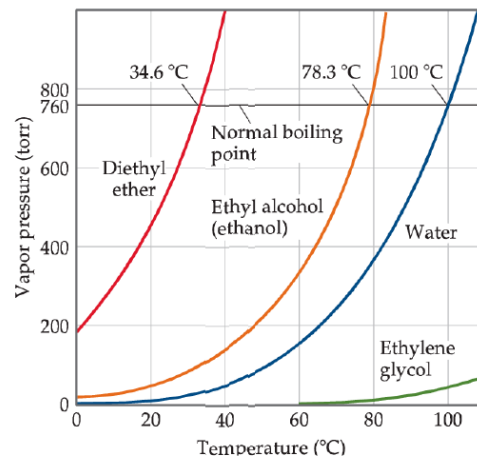
Fazne promene – napon pare

Objašnjenje na molekulskom nivou:

Uspostavlja se dinamička ravnoteža između broja molekula koji napuštaju površinu tečnosti i prelaze u gasnu fazu i onih koji se vraćaju u tečnost.

Ako je sud otvoren sva tečnost će nakon određenog vremena ispariti

Napon pare zavisi od temperature – što je temperatura viša i napon pare će biti viši



Fazne promene – napon pare

Ključanje:

Tečnost ključa kada napon pare tečnosti dostigne vrednost spoljašnjeg pritiska

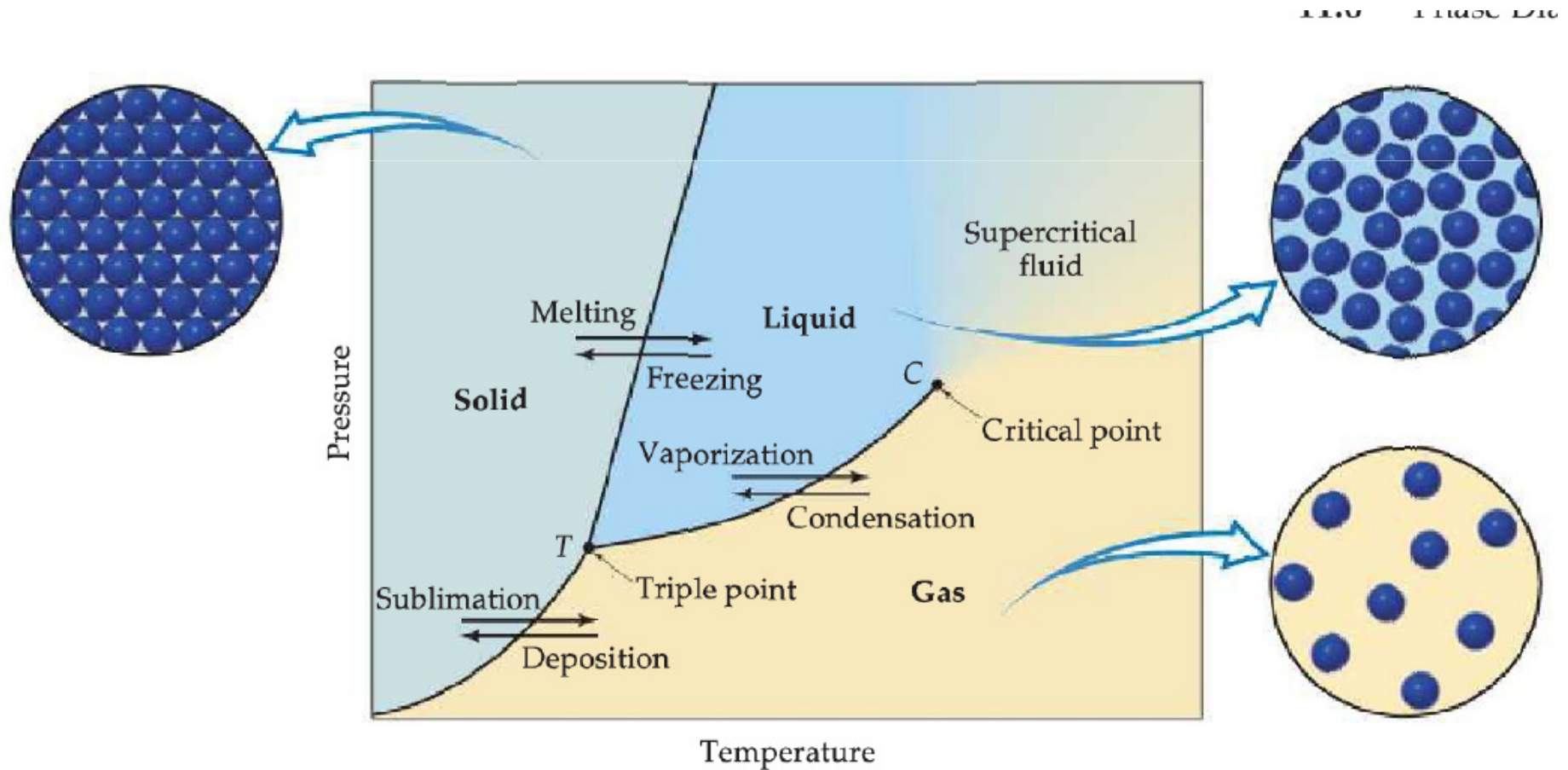
Tada mehurovi pare mogu da se formiraju unutar same tečnosti i izlaze na površinu

Noramlna tačka ključanja je T_K na pritisku od 1 atm.

Tačka ključanja zavisi od spoljašnjeg pritiska – kuvanje na planini ili u avionu

Fazni dijagrami

Fazni dijagrami su grafički način prikazivanja uslova u kojima postoji ravnoteža između različitih stanja materije



Fazni dijagrami

Fazni dijagrami vode i ugljen-dioksida

