



## *Фазни прелази*

То су прелази супстанце из једног агрегатног стања у друго или полиморфних супстанци из једног облика у други.

### *- Испаравање и кондензовање*

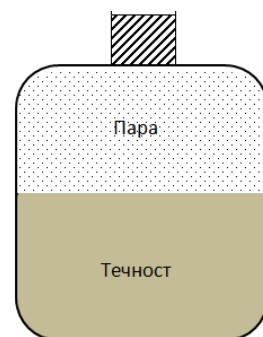
Испаравање је прелазак супстанце из течног у гасовито стање. Брзина испаравања зависи од природе течности, температуре течности, величине слободне површине и притиска изнад течности.

Испаравање се дешава тако што неки молекули површинског слоја имају велику брзину топлотног кретања (кинетичку енергију), па врше рад против силе површинског напона (узмјерене наниже) и напуштају течност.

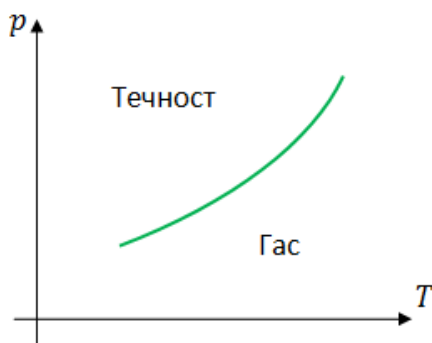
Што је већа температура течности веће су кинетичке енергије молекула, па више молекула има довољну енергију да изврши рад и напусти течност. Самим тим испаравање је брже. Што је већа слободна површина течности, више молекула је у површинском слоју течности. Самим тим међу њима је већи број молекула са великом енергијом који могу да напусте течност, тј. испаравање је брже. Приликом испаравања, молекули осим што морају вршити рад против силе површинског напона, морају извршити рад и против спољашњег притиска. Што је тај притисак изнад течности мањи, испаравање је брже. Због тога је при вјетровитом времену сушење веша брже.

Кондензовање је прелазак супстанце из гасовитог у течно стање. Изнад течности у пари се налази велики број молекула који се хаотично крећу. Када неки од тих молекула приђу превише близу течности, молекулске силе га повуку назад у течност. Што је већа концентрација у пари изнад течности, кондензовање је брже. Брзина кондензовања зависи од концентрације паре и природе супстанце.

Посматрајмо процесе испаравања и кондензовања у неком затвореном суду. Нека је у почетном тренутку у суду само течност, док је изнад ње вакуум. Услед јако ниског притиска изнад течности, испаравање је на почетку јако брзо и притисак паре изнад течности нагло расте. Како се повећава концентрација паре, тако се повећава и брзина кондензовања и у једном тренутку ће се успоставити равнотежа- изједначиће се брзине испаравања и кондензовања. Таква пара се назива **засићена пара**.



На одређеној температури, могућа је само једна вриједност притиска за постојање засићене паре (притисак засићене паре). На примјер, на температури  $100^{\circ}\text{C}$  притисак засићене паре је  $100\text{kPa}$ . Притисак засићене паре зависи од температуре, а са графика видимо да је тај раст оштрији него код идеалног гаса. То је због тога што са порастом температуре притисак засићене паре расте из два разлога- повећа се кинетичка енергија молекула, као и код идеалног гаса; појача се испаравање.



На слици је приказан график зависности притиска засићене паре од температуре (фазни дијаграм прелаза течност- гас). Са графика је јасно при којим вриједностима притиска и температуре супстанца егзистира у гасовитом/течном стању. Свакој тачки са зелене линије (засићена пара) одговара двофазно стање супстанце- течно и гасовито. Супстанца може прећи из течног у гасовито стање на два начина- смањењем притиска и повећањем температуре. Смањењем притиска смањује се концентрација молекула, што је одлика гасовитог стања. Повећањем температуре молекули се слободније крећу, што је такође одлика гасовитог стања.

**Кључање** представља буран облик испаравања. За разлику од испаравања, кључање се дешава и из унутрашњости течности и при тачно одређеној температури за дати притисак. За процес кључања јако су битни мали мјехурићи који постоје у течности уз зидове суда на свим температурама. Када је притисак у мјехурићима доста мањи од притиска околне течности мјехурићи су јако ситни и не могу се видјети голим оком. Када загријавамо течност, течност почиње интензивније да испарава, али не само у околину него и у те мјехуриће. Резултат је пораст притиска у мјехурићима, а самим тим и мјехурићи расту. Када се изједначи притисак у мјехурићима са притиском околне течности, под дејством силе потиска мјехурићи излазе на површину. Притисак околне течности је приближно једнак притиску гаса изнад течности.

Дакле, течност почиње да кључа када се изједначи притисак у мјехурићима са спољашњим притиском. Што је нижи спољашњи притисак, нижа је и тачка кључања. Због тога је немогуће скувати јаје на Хималајима.

### - *Топљење и очвршћавање*

Топљење је прелазак супстанце из чврстог у течно стање, док је очвршћавање прелазак супстанце из течног у чврсто стање.

На слици је приказан дијаграм фазног прелаза чврсто стање-течност за већину супстанци (које су гушће у чврстом стању).



Свакој тачки са црвене линије одговара двофазно стање супстанце- чврсто и течно. Супстанца може прећи из чврстог у течно стање на два начина- смањењем притиска и повећањем температуре. Смањењем притиска смањује се концентрација молекула, што је одлика течног стања.

Повећањем температуре молекули се слободније крећу,

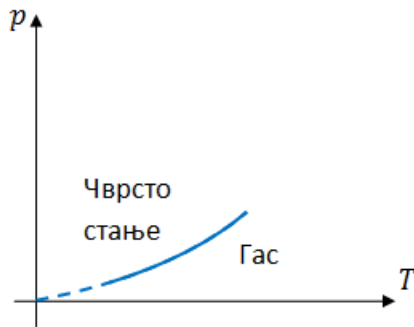
што је такође одлика течног стања.



Други график се односи на супстанце које су гушће у течном стању (нпр. вода). Разлика је у томе што повећањем притиска супстанца прелази у течно стање. Повећањем притиска повећава се концентрација молекула, што је код оваквих супстанци одлика течног стања. Због овога се лед под клизаљкама топи, па су оне тако брзе.

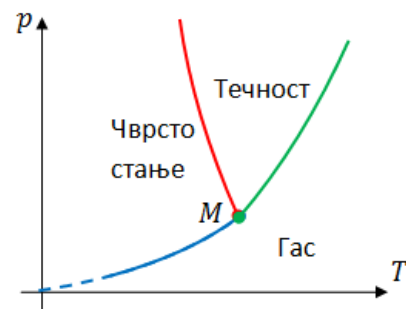
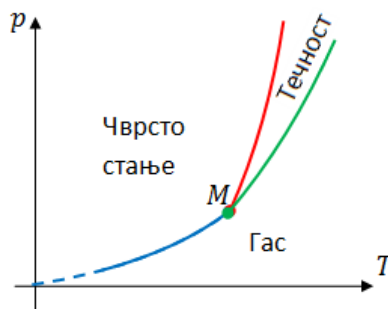
## - Сублимација

Директан прелазак из чврстог стања у гасовито, и из гасовитог у чврсто стање назива се сублимација. Сублимација се дешава на јако ниским притисцима.



На графику је приказан фазни дијаграм чврсто стање- гас. Свакој тачки са плаве линије одговара двофазно стање- чврсто стање и гас. Супстанца може прећи из чврстог у гасовито стање на два начина- смањењем притиска и повећањем температуре.

На следећа два дијаграма су обједињени сви дијаграми фазних прелаза. Први дијаграм се односи на супстанце које су гушће у чврстом него у течном стању, док се други дијаграм односи на супстанце које су гушће у течном стању него у чврстом.





## МОЛЕКУЛСКЕ СИЛЕ

Максим Мичета

Тачка  $M$  се назива **тројна тачка**. У тој тачки супстанца постоји у сва три агрегатна стања- течном, чврстом и гасовитом. За воду тројна тачка је дефинисана параметрима  $p_0 = 611,8 Pa$  и  $T_0 = 273,16 K$ .

Већ у лекцији о молекулским силама, видјели смо разлике између агрегатних стања. Чврсто стање је стање са најмањом енергијом, док је гасовито стање стање са највећом енергијом.

Из тога закључујемо да је за процесе топљења и испаравања потребно супстанци предати топлоту, а у процесима кондензовања и очвршћавања супстанца ослобађа топлоту. Топлота коју супстанца прими (ослободи) при неком фазном прелазу је:

$$Q = m\lambda$$

гдје је  $m$  маса супстанце која мијења фазу, а  $\lambda$  је **специфична топлота**. Специфична топлота је карактеристика супстанце која зависи и од врсте фазног прелаза.