

## Fázové přechody

- 5.6.5 Fáze
    - Fázové rozhraní
  - 5.6.6 Gibbsovo pravidlo fází
  - 5.6.7 Fázový přechod
    - Fázový přechod prvního druhu
    - Fázový přechod druhého druhu
  - 5.6.7.1 Clausiova-Clapeyronova rovnice
  - 5.6.8 Skupenství
    - 5.6.8.1 Skupenské teplo
      - Měrné skupenské teplo
      - Molární skupenské teplo
    - 5.6.8.2 Tání
      - Tání krystalických látek
      - Tání amorfních látek
      - Skupenské teplo tání
    - 5.6.8.2.1 Anomálie vody
    - 5.6.8.3 Tuhnutí
      - Tuhnutí chemicky čistých krystalických látek
      - Skupenské teplo tuhnutí
      - Tuhnutí kovů
    - 5.6.8.4 Vypařování
      - Skupenské teplo vypařování
    - 5.6.8.4.1 Pára
    - 5.6.8.4.2 Odpařování
    - 5.6.8.5 Kondenzace
      - Skupenské teplo kondenzace
    - 5.6.8.6 Sublimace
      - Skupenské teplo sublimační
      - Desublimace
  - 5.6.9 Fázový diagram
    - 5.6.9.1 Fázový diagram  $p$ - $T$
    - 5.6.9.2 Křivky chladnutí
      - Termická analýza
    - 5.6.9.2.1 Slitina
      - Vlastnosti slitin
    - 5.6.9.3 Binární soustava
      - Pevné roztoky
    - 5.6.9.3.1 Eutektikum
    - 5.6.9.4 Ternární soustava
  - 5.6.10 Kritický stav
- 
- 5.7 Vlhkost vzduchu
    - 5.7.5 Absolutní vlhkost
    - 5.7.6 Poměrná vlhkost
    - 5.7.7 Rosný bod
    - 5.7.8 Složení vzduchu
    - 5.7.9 Měření vlhkosti vzduchu

## Fázové přechody

Fáze je část termodynamické soustavy, která je fyzikálně i chemicky homogenní a od ostatní části soustavy je oddělena ostrým fázovým rozhraním za předpokladu, že nepůsobí vnější síly. Například voda v uzavřené láhvi tvoří jednu fázi, její hladina tvoří ostré rozhraní se vzduchem, který je v láhvi uzavřen.

Pro rovnováhu fází ve vícefázové soustavě platí Gibbsovo pravidlo fází. Přeměnu jedné fáze v jinou fázi, například led ve vodu, nazýváme fázový přechod. Rozlišujeme fázové přechody prvního a druhého druhu na základě určitých charakteristik těchto přechodů. Budeme se v této části zabývat pouze přechody prvního druhu, které nazýváme změny skupenství. Pro fázové přechody prvního druhu platí obecně Clausiova-Clapeyronova rovnice.

Při změně skupenství látka přijímá nebo odevzdává okolí skupenské teplo. Známe tyto změny skupenství:

- tání a tuhnutí,
- vypařování, var a kondenzace,
- sublimace a desublimace.

Fázový diagram je grafické vyjádření závislosti mezi proměnnými určujícími rovnovážný stav soustavy, tj. mezi termodynamickou teplotou  $T$ , tlakem  $p$ , koncentrací, entropií  $S$ . Plošné fázové diagramy obsahují křivky rovnováhy dvou fází. Trojrozměrné fázové diagramy obsahují plochy rovnováhy dvou fází.

Nejčastěji je používán fázový diagram  $p$ - $T$ , který obsahuje tři křivky rovnováhy:

- křivku syté páry,
- křivku tání a
- sublimační křivku.

Společným bodem těchto křivek je trojný bod; je to bod, v němž látka současně existuje ve všech třech skupenstvích.

Křivka syté páry končí kritickým bodem, v němž mizí rozdíl mezi kapalinou a její parou. Při teplotě vyšší než je kritická teplota, existuje daná látka pouze v plynném stavu. V historii hrála nízká kritická teplota některých látek velkou překážku při jejich zkapalňování, například při postupném zkapalňování vzduchu, hélia.

## Fáze

Fáze je část termodynamické soustavy, která, nepůsobí-li vnější síly, je fyzikálně i chemicky homogenní a od ostatních částí soustavy je oddělena ostrým fázovým rozhraním.

Například fázemi vody jsou krystalická modifikace ledu, voda jako kapalina a vodní pára. Vodný roztok kuchyňské soli tvoří jednu fázi (ale o dvou složkách), olej ve vodě tvoří dvě fáze.

Viz fázový diagram, fázový přechod, skupenství látky.

## Fázové rozhraní

**Fázové rozhraní** je myšlená plocha oddělující dvě fáze, např. dvě kapaliny, kapalinu a pevnou látku, dvě různé krystalické struktury těžší látky atd.

## Gibbsovo pravidlo fází

**Gibbsovo pravidlo fází** též **Gibbsov zákon fází** (**Gibbsovo fázové pravidlo**) je kritérium, které platí pro **termodynamickou rovnováhu fází** ve vícefázové soustavě. Je vyjádřeno vztahem mezi počtem termodynamických stupňů volnosti soustavy  $\nu$ , počtem fází  $f$  a počtem nezávislých složek  $s$  v rovnovážné heterogenní soustavě, na kterou z vnějších faktorů působí jen tlak a teplota:

$$\nu = s - f + 2.$$

Počet (**termodynamických**) **stupňů volnosti** soustavy  $\nu$  je dán nejmenším počtem nezávislých parametrů, jimiž je jednoznačně určen stav soustavy, tj. počtem proměnných **intenzivních** veličin.

**Složkami** soustavy rozumíme chemicky čisté látky, z nichž lze danou soustavu fází složit. Např. soustava složená z vody a její syté páry je jednosložková soustava o dvou **fázích**.

Jestliže jeden z parametrů je konstantní, např. tlak, pak  $\nu = s - f + 1$ .

Podle počtu stupňů volnosti  $\nu$ , tj. počtu nezávisle proměnných intenzivních veličin určujících rovnovážný stav soustavy, rozeznáváme soustavu:

- invariantní  $\nu = 0$ ,
- univariantní (monovariantní)  $\nu = 1$ ,
- bivariantní  $\nu = 2$ , atd.

### Příklady:

- Uzavřená nádoba částečně naplněná vodou je soustavou o jedné složce  $s=1$  a dvou fázích  $f=2$  (plynné a kapalně). Soustava je univariantní, neboť podle Gibbsova pravidla fází  $\nu = 1 - 2 + 2 = 1$ , tedy určité teplotě odpovídá právě jeden určitý tlak.
- Voda ve všech třech skupenstvích (pevném, plynném a kapalném) může současně existovat jen v tzv. **trojném bodě**, kdy soustava je invariantní  $\nu=0$ . Tomuto stavu odpovídá jediná hodnota teploty a tlaku, **trojný bod vody** je určen tlakem 611 Pa a teplotou 273,16 K.

Viz **fázový přechod**, **skupenství látky**.

## Fázový přechod

**Fázový přechod** též **fázová přeměna** je přeměna jedné **fáze** v jinou, např. pevné fáze v kapalnou, kapalně v plynnou, aby nastal stav **termodynamické rovnováhy**, která byla porušena vlivem vnějších sil.

**Fázový přechod** jednosložkových soustav (viz **složka**) dělíme podle Ehrenfesta na fázový přechod prvního druhu a druhého druhu (řádu). Pro fázový přechod platí, že při **dané teplotě a tlaku a stejné hmotnosti látky** jsou si volné entalpie obou fází rovny:

$$G_1(p, T) = G_2(p, T),$$

tj. [volná entalpie](#) soustavy jako celku se při přeměně látky z jedné fáze do druhé (při fázovém přechodu) nezmění.

## Fázový přechod prvního druhu

Pro [fázový přechod prvního druhu](#) se první derivace volné entalpie pro obě fáze liší:

$$\left(\frac{\partial G}{\partial T}\right)_p = -S,$$

$$\left(\frac{\partial G}{\partial p}\right)_T = V.$$

Fázový přechod prvního druhu je charakterizován tím, že se při [teplotě fázového přechodu](#) [skokem mění](#) vnitřní energie  $U$  látky a [měrný objem](#)  $v$  (tj. i hustota  $\rho$ ,  $v = 1/\rho$ ), dochází při něm [k přijímání nebo odevzdání tepla](#) fázového přechodu (viz [skupenské teplo](#)). Tyto přechody se nazývají [změny skupenství](#), např. tání, vypařování atd.

## Fázový přechod druhého druhu

V případě, že je [první derivace volné entalpie pro obě fáze nulová](#), jedná se o [fázový přechod druhého druhu](#). Při tomto přechodu se nemění měrný objem látky, [látka nepřijímá ani neodevzdává teplo fázového přechodu](#). Mění se při něm skokem charakteristické veličiny dané látky, např. [součinitel teplotní objemové roztažnosti](#), [měrná tepelná kapacita](#) při stálém tlaku nebo [stlačitelnost](#) apod. Příkladem je přechod pevné [feromagnetické látky](#) v [paramagnetickou látku](#) při [Curiově teplotě](#) nebo přechod některých látek za nízké teploty do stavu elektrické [supravodivosti](#) nebo přechod do supratekutého stavu.

## Skupenství

[Skupenství](#), též [skupenství látky](#), je základní charakteristika stavu látky související se stupněm uspořádanosti částic ([molekul](#), [atomů](#), [iontů](#)). Skupenství látky závisí na vztahu mezi kinetickou energií částic a energií jejich vzájemného působení (viz [mezimolekulové síly](#)).

Rozlišujeme skupenství:

- plynné,
- kapalné,
- pevné a
- [plazma](#).

Skupenství látky, v němž je celková kinetická energie částic větší než celková energie jejich vzájemného působení, je [plynné skupenství](#). Látka v plynném skupenství se nazývá [plyn](#).

Skupenství látky, v němž je celková kinetická energie částic srovnatelná s celkovou energií jejich vzájemného působení, je [kapalné skupenství](#). Částice se v něm uspořádají krátkodobě, řádově na nanosekundy. Jedná se o krátkodosahové uspořádání, to znamená, že při něm na

sebe vzájemně působí pouze nejbližší částice. Tyto shluky atomů, molekul nebo iontů se mohou vzájemně pohybovat. Látka v kapalném skupenství látky se nazývá **kapalina**.

Skupenství látky, v němž je celková kinetická energie částic menší než celková energie jejich vzájemného působení, je **pevné skupenství**. Částice jsou v něm uspořádány dlouhodobě a jedná se buď o dalekodosahové uspořádání (krystalické látky), nebo krátkodosahové (amorfní látky). Částice kmitají kolem pevných rovnovážných poloh. Látka v pevném skupenství se nazývá **pevná látka**.

Přechod látky z jednoho skupenství do jiného skupenství se nazývá **změna skupenství**, též **skupenská změna**. Známe tyto změny skupenství:

- [tání](#),
- [tuhnutí](#),
- [vypařování](#),
- [var](#),
- [kondenzace](#),
- [sublimace](#) a
- [desublimace](#).

Látka při změně skupenství přijímá nebo odevzdává **skupenské teplo** okolí.

Viz [fázový přechod prvního druhu](#).

## Skupenské teplo

**Skupenské teplo**, značka  $Q$ , je teplo přijaté nebo odevzdané soustavou při izotermické **změně skupenství** za stálého tlaku.

Jednotkou SI skupenského tepla je joule, značka J.

V minulosti byl pro skupenské teplo používán termín „latentní teplo“ a značka  $L$ .

Skupenské teplo můžeme vyjádřit jako změnu vhodných termodynamických funkcí, např.  $T\Delta S$ , kde  $T$  je **termodynamická teplota** a  $\Delta S$  je změna **entropie**, nebo  $\Delta H$ , změna **entalpie**.

Jedná se tedy o teplo, které přijme nebo odevzdá homogenní těleso určitého skupenství při **změně skupenství za stálé teploty a tlaku**.

Těleso při změně skupenství přijímá nebo odevzdává skupenské teplo okolí.

- **Těleso přijímá skupenské teplo** od okolí při [tání](#), [vypařování](#), [varu](#) a [sublimaci](#). Okolí tělesa při uvedených změnách skupenství se ochlazuje.
- **Těleso Látka odevzdává skupenské teplo** do okolí při [tuhnutí](#), [kondenzaci](#) a [desublimaci](#). Okolí tělesa při uvedených změnách ohřívá.

Podle druhu **fázové přeměny 1. druhu** rozlišujeme

- **skupenské teplo tání**,
- **skupenské teplo tuhnutí**,

- **skupenské teplo vypařování**, skupenské teplo vypařování při [teplotě varu](#) se nazývá **skupenské teplo varu**.
- **skupenské teplo kondenzace**,
- **skupenské teplo sublimační a**
- **skupenské teplo desublimační**.

## Měrné skupenské teplo

Teplo přijaté nebo odevzdané látkou o jednotkové hmotnosti při izotermické změně skupenství za stálého tlaku je **měrné skupenské teplo**, značka  $l$ .

Pro měrné skupenské teplo platí vztah

$$l = \frac{Q}{m},$$

kde  $Q$  je celkové přijaté nebo odevzdané teplo tělesem z dané látky při izotermické změně a  $m$  je hmotnost tělesa.

Jednotkou SI měrného skupenského tepla je joule na kilogram, značka J/kg.

Viz [měrné skupenské teplo tání](#), [měrné skupenské teplo vypařování](#), [měrné skupenské teplo varu](#), [měrné skupenské teplo sublimační](#).

## Molární skupenské teplo

Teplo přijaté nebo odevzdané látkou o jednotkovém [látkovém množství](#) (molem) při izotermické změně skupenství za stálého tlaku se nazývá **molární skupenské teplo**, značka  $Q$ , ( $L$ ).

Jednotkou SI molárního skupenského tepla je joule na mol, značka J/mol.

## Tání

**Tání**, též **tavení**, je [změna skupenství](#) pevné látky v kapalnou, která nastává při určité teplotě za daného vnějšího tlaku, přijímá-li látka teplo.

### Tání krystalických látek

U [krystalických látek](#) tání nastává tehdy, když je narušena krystalová mřížka, tj. když amplituda kmitání částic krystalové mřížky je srovnatelná se vzdáleností mezi částicemi. Tehdy energie kmitání vzroste na hodnotu [vazebné energie](#) krystalu, vazba se rozruší a krystal přejde do kapalné fáze. Protože všechny vazby v daném krystalu jsou stejně silné, probíhá narušení vazeb při tání při určité teplotě, která se během fázového přechodu nemění.

Tání chemicky čisté [krystalické látky](#) nastává při daném tlaku a teplotě zvané **teplota tání**, značka  $T_t$ . Ta je stálá, pokud jsou obě fáze, pevná a kapalná, ve vzájemné [termodynamické rovnováze](#), a závisí obvykle nepatrně jen na vnějším tlaku (viz [křivka tání](#)). Stálost teploty

tání je důležitou kontrolou čistoty látek. Nečisté látky ([směsi](#) několika látek) při zahřívání nejdříve měknou a přecházejí spojitě v kapalinu za stálého růstu teploty.

Jestliže se jedná o tání krystalické látky za normálního tlaku, potom tuto teplotu nazýváme **normální teplota tání**. Například normální teplota tání ledu je  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Zvýší-li se tlak nad pevnou látkou o  $d\rho$ , potom se teplota tání dané pevné látky buď sníží o  $dT$  (např. voda v krystalickém stavu - led), nebo zvýší o  $dT$  (platí pro většinu pevných látek), viz Clausiova-Clapeyronova rovnice.

**Přehřátá pevná látka** je pevná látka při teplotě vyšší, než je teplota tání při daném tlaku. Příkladem je naftalen  $\text{C}_{10}\text{H}_8$  přehřátý nad asi  $80\text{ }^{\circ}\text{C}$  za normálního tlaku. Tento stav je metastabilní, snadno se naruší a látka taje při nižší normální teplotě tání.

## Tání amorfních látek

**Amorfní látka** nemá určitou teplotu tání, protože vazby mezi jejími částicemi jsou různě silné. U amorfní látky **existuje interval měknutí**.

## Skupenské teplo tání

Při tání látka přijímá z okolí teplo zvané **skupenské teplo tání**. Jednotkou SI skupenského tepla je joule, značka J.

**Měrné skupenské teplo tání**, značka  $l_t$ , je teplo, které přijme homogenní pevné těleso o hmotnosti jeden kilogram zahřáté na **teplotu tání** při daném tlaku, aby změnilo skupenství za téže teploty a tlaku.

Jednotkou SI měrného skupenského tepla tání je **joule na kilogram, značka J/kg**.

Viz též [tuhnutí](#).

## Anomálie vody

**Anomálie vody** je odlišná závislost hustoty vody na teplotě v porovnání s ostatními kapalinami.

Zatímco se u většiny kapalin hustota s rostoucí teplotou zmenšuje, hustota vody se od  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  postupně zvětšuje až do teploty  $3,98\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Potom s rostoucí teplotou hustota vody postupně klesá, jako u jiných kapalin.

**Příklad:** Tato zvláštní vlastnost vody umožňuje život vodním živočichům v jezerech a rybnících i za mrazů. Jestliže je hladina rybníku zamrzlá, potom pod vrstvou ledu o teplotě  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  je voda téže teploty. Směrem ke dnu však teplota jednotlivých vrstev vody stoupá až do teploty  $3,98\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Voda o této teplotě má největší hustotu.

Kromě toho má voda ještě jiné zajímavé vlastnosti, např. relativně velkou [měrnou tepelnou kapacitu](#).

## Tuhnutí

**Tuhnutí** je změna skupenství kapalné látky v pevnou, opačný děj je tání. V případě chemicky čistých látek se místo tání užívá pojem *krystalizace*.

Tuhnutí nastává, odevzdává-li kapalina teplo za daného vnějšího tlaku při určité teplotě zvané teplota tuhnutí, značka  $T_t$ .

### Tuhnutí chemicky čistých krystalických látek

Chemicky čisté krystalické látky mají teplotu tuhnutí při stejném tlaku rovnou teplotě tání.

Při krystalizaci se uspořádává pohyb molekul, který se postupně mění v tepelné kmity kolem určitých středních poloh, takže se vytváří krystalová mřížka. Pro libovolnou chemicky čistou kapalinu tento proces probíhá při konstantní teplotě krystalizace.

Krystalizace kapaliny začíná v blízkosti krystalizačních jader, kterými jsou příměsi, prachové částice, místní (lokální) poruchy homogenity kapaliny apod. V těchto místech se začíná projevat určitá uspořádanost v rozmístění částic, což vede k vytváření krystalové mřížky. V nepřítomnosti krystalizačních jader může být kapalina ochlazená na teplotu nižší než je teplota tuhnutí za daného tlaku. Taková kapalina se nazývá přechlazená kapalina; je to kapalina při teplotě nižší, než je její teplota tuhnutí při daném tlaku. Například vodu zbavenou vzduchu (po dlouhém varu) lze běžně za normálního tlaku při rovnoměrném a pomalém odevzdávání tepla přechladit pod teplotu tuhnutí o 10 kelvinů i více. Přechlazená kapalina je v metastabilním stavu, který se snadno naruší a látka tuhne při své původní teplotě tuhnutí. To znamená, že při narušení metastabilního stavu zvýší svou teplotu na teplotu tuhnutí při daném tlaku.

### Skupenské teplo tuhnutí

Při tuhnutí látka odevzdává okolí teplo zvané *skupenské teplo tuhnutí*.

**Měrné skupenské teplo tuhnutí**, značka  $l_t$ , je teplo, které odevzdá pevná látka o hmotnosti jeden kilogram ochlazená na teplotu tuhnutí při daném tlaku a změní se přitom v kapalinu téže teploty a tlaku. Měrné skupenské teplo tuhnutí dané krystalické látky má stejnou hodnotu jako měrné skupenské teplo tání téže látky při dané teplotě a tlaku, ale má opačné znaménko (látka je přijímá z okolí).

**Jednotkou** SI měrného skupenského tepla tuhnutí je joule na kilogram, značka J/kg.

### Tuhnutí kovů

V technické praxi je známo tuhnutí kovů, což je fázový přechod roztaveného kovu do stavu pevného, který je způsoben ochlazováním. Při ochlazování kovu na teplotu tuhnutí, která se u čistých kovů shoduje s jejich teplotou tání, dochází ke krystalizaci kovu pokračující až do úplného ztuhnutí taveniny - tzv. primární krystalizace. Ve ztuhlém kovu probíhá obvykle ještě krystalizace sekundární. Počátek tuhnutí kovu se zjistí prodlevami na křivkách chladnutí (v. obr. 5.14), které ukážou na různé přeměny probíhající během tuhnutí v kovu. Kromě změn

strukturálních dochází i k elektrickým změnám, popřípadě ke změnám magnetických vlastností kovu.

Viz též [tání](#), [Clausiova-Clapeyronova rovnice](#).

## Vypařování

**Vypařování** je [změna skupenství](#) kapalné látky v plynnou látku (v páru) při teplotě nižší, než je [teplota varu](#) při daném tlaku. Nastává na volném povrchu kapaliny při každé teplotě.

Při vypařování přijímá kapalina teplo z okolí. Na povrchu kapaliny, která je ve styku se vzduchem nebo s jiným plynem, se vytvoří tenká vrstva [syté páry](#), která difunduje do vzduchu, a to tím pomaleji, čím více se tlak syté páry příslušný dané teplotě liší od tlaku vzduchu nebo okolního plynu. Tlak syté páry při vypařování je totiž vždy nižší než tlak okolního plynu. Protože změna skupenství probíhá jen na povrchu kapaliny, je vypařování za obvyklých poměrů jen pozvolné.

Vypařování přejde ve **var** při zvýšení teploty kapaliny na takovou hodnotu, až se tlak její syté páry rovná právě tlaku plynu nad volným povrchem kapaliny (při zanedbání kapilárního tlaku a hydrostatického tlaku kapaliny) a vznikající sytá pára se přitom může volně rozpínat. Při varu se kapalina vypařuje nejen na svém volném povrchu, jako u vypařování, ale i **uvnitř**. Bubliny syté páry, které přitom uvnitř kapaliny vznikají, stoupají na povrch kapaliny.

Teplota, při které var za daného tlaku nastává, se nazývá **teplota varu**, značka  $T_v$ . Teplota varu kapaliny se mění s tlakem, kterému je kapalina a její pára vystavena, například tlaku vzduchu. Jestliže se jedná o var kapaliny za normálního tlaku, potom tuto teplotu nazýváme **normální teplota varu**, značka  $T_{v,n}$ . Například normální teplota varu vody je asi 100 °C, ale přesně podle [ITC-90](#) normální teplota varu vody je 99,97 °C. Zvýší-li se tlak nad kapalinou o  $dp$ , potom se zvýší i teplota varu dané kapaliny o  $dT$  (viz [Clausiova-Clapeyronova rovnice](#)).

### Skupenské teplo vypařování

Při změně skupenství vypařováním nebo varem přijímá kapalina **skupenské teplo vypařování** nebo **skupenské teplo varu**. Jednotkou SI je joule, značka J.

**Měrné skupenské teplo vypařování (měrné skupenské teplo výparné)**, značka  $l_v$ , je teplo přijaté látkou o hmotnosti jeden kilogramem při izotermické změně skupenství kapalného v plynné za téhož tlaku. Jeho hodnota s rostoucí teplotou klesá, při **kritické teplotě** je nulová.

Jedná-li se o var, potom příslušné teplo je **měrné skupenské teplo varu**, což je teplo, které přijme kapalina o hmotnosti jeden kilogram při své teplotě varu za daného tlaku a změní se přitom při dané teplotě a tlaku v sytou páru.

Jednotkou SI měrného skupenského tepla vypařování (varu) je joule na kilogram, značka J/kg.

## Pára

**Pára** je plynné skupenství látky při teplotách nižších, než je kritická teplota. Páru lze zkapalnit pouhým zvýšením tlaku bez jejího ochlazování.

**Sytá pára** je pára, která je v termodynamické rovnováze s kapalnou nebo pevnou látkou. Její tlak je určen teplotou, nikoli jejím objemem (viz též vypařování, sublimace). Zmenšuje-li se objem syté páry při stálé teplotě a tlaku, sytá pára kapaliní (kondenzuje), až zbude jen kapalná fáze. Naopak při zvětšování objemu kapaliny o stálé hmotnosti kapalina vypařuje, až zůstane v nádobě jen sytá pára. Při dalším zvětšování objemu není již pára kapalinou sycena a stává se přehřátou parou.

Při stlačování, respektive ochlazování syté páry může pára v případě, že neobsahuje kondenzační jádra (prachové částice nebo částice s nábojem), dosáhnout vyššího tlaku, respektive nižší teploty, než odpovídá syté páře. Vzniká podchlazená pára.

**Podchlazená pára**, též **přesycená pára**, je pára, která má vyšší tlak a hustotu než sytá pára téže teploty. Stav je nestabilní.

Směs syté páry a drobných volně vznášejících se kapiček kapaliny (mlha) se nazývá **mokrá pára**, což je termín používaný v technice.

**Přehřátá pára** je pára, která má nižší tlak a hustotu než sytá pára téže teploty. Chová se podobně jako ideální plyn a to tím lépe, čím je její teplota větší než je kritická teplota. Přehřátá pára nemůže rovnovážně koexistovat s kapalnou fází (na rozdíl od syté páry).

Viz též stavová rovnice, van der Waalsova rovnice, zkapalňování plynů.

## Odpařování

**Odpařování** kapaliny, zpravidla odpařování vody, je fázový přechod 1. druhu nevroucí vody v syтую páru u hladiny (povrchu) vody, a to při teplotě, která je nižší než teplota varu vody za daného atmosférického tlaku.

Odpařování se liší od vypařování tím, že teplo potřebné k odpařování přijímá povrchová vrstva vody pouze z celé hmotnosti vody, čímž se voda ochlazuje. Odpařování je nejrozšířenější jev v přírodě kolem nás: odpařování vody na povrchu moře, řek, rybníků, po dešti atd., odpařování potu na lidské pokožce (odvádí přebytečné teplo a dosahuje se chladícího účinku), sušení mokrého prádla atd. Voda se může odpařovat jak ve stavu kapalném, tak ve stavu pevném (viz sublimace).

**Rychlost odpařování** kapaliny nebo pevné látky z plošné jednotky jejího povrchu při teplotě  $T$  je dána vztahem

$$\frac{dm}{dt} = \alpha_p \sqrt{\frac{M}{2\pi RT}},$$

kde  $p$  je tlak syté páry molární hmotnosti  $M$ ,  $R$  je plynová konstanta a  $\alpha_p$  je součinitel vypařování, který je vždy menší než jedna. Můžeme jej zjistit z naměřené rychlosti vypařování v tom případě, kdy známe teplotu a tlak syté páry. V přírodě se většinou

experimentálně měří na daném místě ze vzorku kapaliny nebo pevné látky za daných podmínek.

## Kondenzace

**Kondenzace**, též **kapalnění**, je změna skupenství plynného v kapalném, která je možná jen při teplotě nižší, než je **kritická teplota**  $T_k$  příslušné kapaliny. Při teplotách  $T > T_k$  není možné uskutečnit změnu skupenství i při velmi vysokých tlacích, tj. změnit plyn v kapalinu při dané teplotě. Při nadkritických teplotách již může látka existovat pouze v plynném skupenství. Kondenzace je opačný proces k **vypařování**.

### Skupenské teplo kondenzace

**Skupenské teplo kondenzace** je teplo, které odevzdává plyn svému okolí při kondenzaci v kapalinu. Viz **skupenské teplo**.

**Měrné skupenské teplo kondenzace** dané látky má stejnou hodnotu jako **měrné skupenské teplo vypařování** téže látky za dané teploty a tlaku, ale má opačné znaménko (látka měrné skupenské teplo kondenzace odevzdává okolí).

Částice, na kterých začíná kondenzace, se nazývají **kondenzační jádra**, též **kondenzační centra**. Stejně jako u **varu** touto částicí může být prach nebo částice s nábojem. Kondenzace na částici s nábojem probíhá rychleji než na téže částici bez náboje. Příkladem je rychlá kondenzace vodních kapek v bouřkových **oblacích**.

## Sublimace

**Sublimace** je **změna skupenství pevné látky v plynnou**. Při sublimaci nastává **vypařování** částic (molekul, iontů, atomů) pevné látky (odlučování částic) z povrchu pevné látky a jejich přechod do plynného skupenství.

### Skupenské teplo sublimační

Aby mohly částice pevné látky opustit její povrch, je nutno vynaložit práci na překonání **mezimolekulových sil** a na odtržení částic od povrchu pevné látky.

Při sublimaci látka přijímá z okolí teplo zvané **skupenské teplo sublimační**. Viz **skupenské teplo**.

**Měrné skupenské teplo sublimační**, značka  $l_s$ , je teplo, které přijme pevná látka o hmotnosti jeden kilogram při dané teplotě a tlaku a změní se přitom izotermicky v jeden kilogram syté páry.

**Tlak syté páry nad sublimující pevnou látkou** je vždy nižší než tlak syté páry nad kapalným povrchem téže látky. Jako příklad může být nízká relativní vlhkost vzduchu za mrazivých dní. (Srovnej **fázový diagram**.)

Měrné skupenské teplo sublimační je vždy větší než [měrné skupenské teplo vypařování](#). V [trojném bodě](#) dané látky pro měrná skupenská tepla platí:

$$l_s = l_t + l_v,$$

kde  $l_s$  je [měrné skupenské teplo sublimační](#),  $l_t$  je [měrné skupenské teplo tání](#) a  $l_v$  je [měrné skupenské teplo vypařování](#).

## Desublimace

**Desublimace** je [změna skupenství](#) látky přímo z plynného v pevné skupenství. Desublimace je opačný proces k sublimaci.

**Měrné skupenské teplo desublimační** určité krystalické látky má stejnou hodnotu jako měrné skupenské teplo sublimační při dané teplotě a tlaku, ale má opačné znaménko. Látka toto měrné skupenské teplo [odevzdává okolí](#).

## Fázový diagram

**Fázový diagram**, též [rovnovážný diagram](#), [stavový diagram](#), je grafické vyjádření závislosti mezi proměnnými určujícími [rovnovážný stav soustavy](#) (termodynamická teplota  $T$ , tlak  $p$ , složení, entropie). Podle počtu [stupňů volnosti](#) soustavy jsou fázové diagramy plošné (rovinné) nebo prostorové.

V případě [jednosložkové soustavy](#) (viz složka), která má maximálně dva stupně volnosti (viz [Gibbsovo pravidlo fází](#)), lze rovnovážné podmínky znázornit pomocí [dvourozměrného fázového diagramu](#), pro nějž je nejvýhodnější zvolit jako proměnné  $p$  a  $T$ . Pokud bychom chtěli znázornit také objemové změny v soustavě, museli bychom sestavit [trojrozměrný model plochy  \$p\$ - \$V\$ - \$T\$](#) , jejíž každý bod znázorňuje svými souřadnicemi jednu trojici rovnovážných hodnot  $p$ ,  $V$ ,  $T$ . Na osu objemu vynášíme obvykle molární objem  $V_m$  nebo měrný objem  $v$ .

Trojrozměrný model plochy  $p$ - $V$ - $T$  zachycuje i objemové změny. Na obrázku [„ \$p\$ - \$V\$ - \$T\$  diagram“](#) je tento model pro oxid uhličitý, což je látka, která při tuhnutí zmenšuje svůj objem. Pro látku, která při tuhnutí svůj objem zvětšuje (jako např. voda), by ta část plochy  $p$ - $V$ - $T$ , která je na obrázku označena slovy *pevná látka - kapalina*, měla opačný sklon.

Obr. (F\_5\_8\_5\_b)  
 $p$ - $V$ - $T$  diagram  
+  
;obr. 5.10 ve Slovníku

Na dalších obrázcích „*p-V diagram*“ a „*p-T diagram*“ je ukázka projekce plochy *p-V-T* do rovin *p-V* a *p-T*. Projekce *p-T* se obvykle používá jako tzv. fázový diagram, i když ve skutečnosti jsou fázovými diagramy všechny uvedené. V *p-T* diagramu jsou stavy, ve kterých existují současně (koexistují) dvě fáze v rovnováze, vyznačeny body ležícími na křivkách, které nazýváme *fázové křivky* nebo *křivky rovnováhy* dvou fází (viz [fázový diagram p-T](#)). Naproti tomu ve *V-T* diagramu nebo *p-V* diagramu jsou takové stavy vyznačeny body vyplňujícími plošné oblasti diagramu.

Obr. (F\_5\_8\_5\_c)  
*p-V* diagram  
+  
; obr. 5.11 ve Slovníku

Obr. (F\_5\_8\_5\_c)  
*p-T* diagram  
+  
; obr. 5.12 ve Slovníku

Fáz  
a té

[cká analýza, binární soustava](#)

## Fázový diagram *p-T*

*Fázový diagram p-T* jednosložkové soustavy obsahuje tři křivky, které vyjadřují vždy [termodynamickou rovnováhu](#) dvou fází.

Obrázek „Fázový diagram  $p$ - $t$  vody“ je příkladem fázového diagramu jednosložkové soustavy. V diagramu  $p$  je tlak,  $t$  Celsiova teplota.

Obr. (F\_5\_8\_?)  
Fázový diagram  $p$ - $t$  vody  
+  
;obr. 5.13 ve Slovníku

Fázový diagram obsahuje tyto tři křivky termodynamické rovnováhy vždy dvou fází:

- **Křivka syté páry**, též **křivka vypařování** je křivka, která ve fázovém diagramu znázorňuje rovnovážný stav kapalného a plynného skupenství téže látky. Na obrázku „Fázový diagram  $p$ - $t$  vody“ je  $v$  - křivka vypařování (viz též [vypařování](#), [kondenzace](#)). Křivka syté páry začíná [trojným bodem](#) A a končí [kritickým bodem](#) K.
- **Křivka tání** je křivka, která ve fázovém diagramu znázorňuje rovnovážný stav kapalně a pevné fáze téže látky. Na obrázku „Fázový diagram  $p$ - $t$  vody“ je  $t$  - křivka tání (viz též [tání](#), [tuhnutí](#)). Křivka tání začíná trojným bodem A, pravděpodobně však nemá ukončení konkrétním bodem. Pro vodu má křivka tání v každém bodě zápornou směrnici, protože teplota tání vody s rostoucím tlakem klesá (srovnej [fázový diagram](#) oxidu uhličitého, [Clausiova-Clapeyronova rovnice](#)).
- **Sublimační křivka** je křivka, která ve fázovém diagramu znázorňuje rovnovážný stav pevného a plynného skupenství téže látky. V obrázku „Fázový diagram  $p$ - $t$  vody“ je  $s$  - sublimační křivka (viz též [sublimace](#), [desublimace](#)). Křivka končí trojným bodem A.

Společným bodem křivky syté páry, křivky tání a sublimační křivky ve fázovém diagramu je **trojný bod**, což je bod, který znázorňuje rovnovážný stav pevného, kapalného a plynného skupenství téže látky. Na obrázku „Fázový diagram  $p$ - $t$  vody“ je označen A. Charakterizuje stav čisté látky, který je určen tlakem a teplotou, v němž tři skupenství (např. led, voda a vodní pára) jsou v termodynamické rovnováze a mohou vedle sebe nezměněně existovat. Trojný bod vody je určen tlakem 611 Pa a teplotou 273,16 K, tj. 0,01 °C. Jeho název vyplývá z toho, že ve fázovém diagramu z trojného bodu vycházejí tři křivky pro rovnovážné stavy vždy dvou fází.

Viz též [fázový přechod](#).

## Křivky chladnutí

**Křivky chladnutí** jsou křivky, které zaznamenávají teplotu při chladnutí v závislosti na čase při přechodu z kapalného skupenství do pevného skupenství a dále na normální teplotu okolí.

Obr. (F\_5\_8\_5\_2\_a  
Křivky chladnutí  
+  
;obr. 5.14 ve Slovníku

Na obrázku „Křivky chladnutí“ jsou schematicky zakresleny tři křivky chladnutí – čistého kovu, slitiny a polymorfni taveniny:

- U **čistých kovů** teplota přechodu z kapalné do pevné fáze se projeví vodorovným úsekem na křivce chladnutí – tak zvaná **prodleva**. Délka vodorovného úseku odpovídá době potřebné ke ztuhnutí veškerého čistého kovu (viz krystalizace). Teplota zde neklesá, protože látka odevzdává skupenské teplo, které předtím přijala při přechodu z pevného skupenství do kapalného při stejné teplotě.
- U **slitin** se objeví na křivce chladnutí šikmá prodleva udávající počátek a konec tuhnutí slitiny (viz teplota tání směsi).
- U **polymorfniho kovu** na křivce chladnutí se za překrytizačních teplot objevují pod prodlevou odpovídající teplotě tavení **další vodorovné prodlevy**, během nichž dochází za konstantní teploty k překrytizaci za současného uvolňování překrytizačního tepla.

Sestavením křivek chladnutí v závislosti na složení slitiny dostaneme rovnovážný diagram zkoumané slitiny.

Viz též tuhnutí.

## Termická analýza

**Termická analýza** je způsob určování rovnovážných stavů mezi kapalnou a pevnou fází z křivek závislosti mezi dobou chladnutí a teplotou soustavy.

Vylučování pevné fáze z taveniny se projeví zlomem nebo prodlevou na křivce (viz křivky chladnutí). Vylučování pevné látky z taveniny se provede pro různá složení a sestaví se fázový diagram (někdy i pomocí jiných metod).

## Slitina

**Slitina** je látka složená z několika kovů nebo z kovů a nekovových prvků, které jsou v kapalně fázi rozpustné a které tvoří v pevné fázi soudržný celek.

Od chemických sloučenin se liší tím, že vznikají ve vzájemných poměrech nezávislých na [atomových hmotnostech](#), od mechanických [směsí](#) tím, že lze jejich složky oddělit jen chemicky.

## Vlastnosti slitin

Slitiny mají obvykle lepší vlastnosti než čisté kovy, z nichž byly vyrobeny. Proto mají větší technický význam, než tyto čisté kovy.

Vlastnosti slitin lze do značné míry měnit změnou jejich složení:

- Hustota slitiny bývá větší, než by odpovídalo hustotě jednotlivých složek.
- Pevnost a tvrdost slitiny je větší než u základního kovu, tj. kovu, který ve slitině převládá.
- Houževnatost a tvárnost bývá menší.
- Teplota tání slitiny je obvykle nižší než u jednotlivých složek.
- Elektrická vodivost i tepelná vodivost slitin je menší než u čistých kovů.

Slitiny se většinou vyrábějí míšením tekutých kovů (tavením), přičemž se do základního kovu přidávají vedlejší kovy jako [legury](#).

## Binární soustava

*Binární soustava*, též *dvousložková soustava*, je [soustava](#) o dvou [složkách](#).

**Příklady binárních soustav:** plynná [směs](#) dusíku a kyslíku, směs methanolu ethanolu, [slitina](#) bismutu a kadmia.

Je-li binární soustava tvořena jedinou [fází](#), pak může být podle [Gibbsova pravidla fází](#) binární soustava nejvýše trivariantní. Z toho plyne, že chování binární soustavy je možno znázornit v trojrozměrném diagramu (proměnnými jsou teplota, tlak a složení).

V praxi se používají plošné diagramy, když jedna z veličin je konstantní. Například:

- pro konstantní teplotu diagramy tlak - složení (izotermní diagramy) nebo
- pro konstantní tlak diagramy teplota - složení (*izobarické diagramy*).

V kondenzované binární soustavě je nejvyšší počet [stupňů volnosti](#) soustavy pro rovnovážný stav roven dvěma. Proto ke grafickému znázornění stačí plošné izobarické diagramy typu teplota-složení.

## Pevné roztoky

Látky, které jsou v kapalně fázi dokonale mísitelné, tvoří [roztok](#), který je homogenní. U řady z nich je úplná nebo částečná mísitelnost zachována i po ztuhnutí v pevné fázi. Vznikají takto samostatné strukturní fáze - *pevné roztoky*.

Jako příklad uvádíme dva izobarické rovnovážné diagramy binárních soustav a vznik pevných roztoků:

### Příklad na vznik pevného roztoku:

Rovnovázný izobarický diagram pro tání a tuhnutí v případě neomezené rozpustnosti složek v kapalně a v pevné fázi je na obrázku „Rovnovázný diagram – neomezená rozpustnost v pevné fázi“. Jedná se o vznik pevného roztoku (slitiny) Cu-Ni.

Obr. (F\_5\_8\_5\_3\_b)  
Rovnovázný diagram - neomezená rozpustnost v pevné fázi  
+  
;obr 5.15 ve Slovníku

Diagram má dvě křivky jdoucí od teploty tání jednoho čistého kovu ke druhému. Horní křivka (likvidus) vyjadřuje složení kapalného roztoku (taveniny), který je v rovnováze s vyloučenými krystaly v závislosti na teplotě. Spodní křivka (solidus) udává složení vylučujících se krystalů pevného roztoku. Nad křivkou likvidu je termodynamicky stabilní homogenní roztok (nebo tavenina), v oblasti mezi křivkou likvidu a solidu existují vedle sebe dvě fáze- krystaly pevného roztoku a kapalný roztok, pod křivkou solidu je stabilní pevná fáze - pevný roztok. Na obrázku „Vznik pevného roztoku – neomezená rozpustnost“ můžeme sledovat tuhnutí binární slitiny M např. o složení  $c_0$ . [Krystalizace](#) začne při dosažení teploty  $T_1$  vyloučením prvních krystalů pevného roztoku o koncentraci  $c_1$ . Při poklesu teploty na  $T_2$  krystalizují z taveniny další krystaly. Složení krystalů bude  $c_3$  a taveniny  $c_2$ . Při dalším poklesu teploty roste postupně množství krystalů a zmenšuje se množství taveniny. Přitom složení krystalů se postupně mění v rozmezí koncentrací  $c_1$  až  $c_0$  a taveniny v rozmezí koncentrací  $c_0$  až  $c_4$ . Při teplotě  $T_3$  je krystalizace ukončena. Slitina je tvořena jen krystaly pevného roztoku o průměrném složení  $c_0$ . Rozdíly ve složení krystalů i taveniny se musejí během krystalizace vyrovnávat [difuzí](#).

### Druhý příklad na vznik pevného roztoku:

Rovnovázný izobarický diagram pro tání a tuhnutí binární soustavy v případě, že složky v kapalně fázi se spolu mísí neomezeně a v pevné fázi se prakticky nemísí je v části [eutektikum](#).

## Eutektikum

Rovnovázný izobarický diagram pro tání a tuhnutí binární soustavy v případě, že složky v kapalně fázi se spolu mísí neomezeně a v pevné fázi se prakticky nemísí je na obrázku „Rovnovázný diagram – složky v pevné fázi se nemísí“.

Obr. (F\_5\_8\_5\_3\_1\_a)  
Rovnovázný diagram – složky  
v pevné fázi se nemísí  
+  
;obr. 5.16 ve Slovníku

V rovnovážném diagramu jsou A, B složky roztoku,  $x_B$  je [molární zlomek](#) složky B (na vodorovnou osu jsou vyneseny molární zlomky složky A a složky B, každý z nich je jiný, jejich součet v daném bodě je roven jedné). Při ochlazování roztoku podél úsečky  $XX'$  se po snížení teploty  $T_{t,A}$  začne z daného roztoku vylučovat čistá pevná složka A, jejíž koncentrace v roztoku při dalším ochlazování začne klesat. Čistá pevná látka B se začne z roztoku vylučovat až při poklesu teploty na  $T_{t,B}$ . V bodě E se rovnovážné křivky obou látek protínají při složení roztoku  $x_E$ , což je **eutektické složení**.

Uvedený diagram je **eutektický diagram**, teplota  $T_E$  je **eutektická teplota**. Roztok nebo tavenina, má-li vysokou teplotu při složení  $x_1$  bude tuhnout při teplotě tuhnutí  $T_1$ , s dalším ochlazením se objeví čistá pevná látka A. Délky úseků  $l_1$  a  $l_2$  v diagramu jsou v tomtéž poměru, v jakém jsou molární zlomky látky A a látky B při dané teplotě (tzv. pákové pravidlo).

Když roztok dosáhne složení  $x_E$  a trvale odevzdává teplo okolí, potom se z roztoku současně vylučují čistá pevná látka A i B, přičemž poměr složek v této směsi bude dán bodem E, zvaným **eutektický bod**. Termín eutektický bod se používá pro slitiny, zatímco pro vodné roztoky je používán termín **kryohydratický bod**.

**Eutektická pevná látka**, též **eutektikum**, má trvale stejné složení dané bodem E, přičemž to není sloučenina, protože její složení se mění např. s tlakem. Vzájemné uspořádání složek v tomto binárním eutektiku může být lamelární, tyčínovité, globulární (zrnité) nebo degenerované.

V rovnovážných diagramech binárních slitin se zpravidla vynáší závislost teploty na hmotnostním složení slitiny v procentech .

**Eutektikum** je směs dvou látek, které při ochlazování tuhnou jako celek, ne postupně při různých teplotách (viz [křivky chladnutí](#)).

Srovnajte s [ternární soustavou](#).

## Ternární soustava

**Ternární soustava** je soustava složená se tří složek.

V ternární soustavě je počet stupňů volnosti  $\nu$  pro rovnovážný stav určen vztahem  $\nu = 5 - f$ , kde  $f$  je počet fází (viz Gibbsovo pravidlo fází).

Je-li v ternární soustavě přítomna pouze jedna fáze, je  $\nu = 4$ , tzn. že ke grafickému znázornění chování ternární soustavy by bylo třeba čtyřrozměrných diagramů. Prakticky se však používají plošné rovnovážné diagramy, které jsou sestrojeny obvykle pro konstantní teplotu a tlak v pravoúhlém nebo rovnostranném trojúhelníku. Využívá se skutečnosti, že jen dvě ze tří koncentrací jsou nezávisle proměnné.

Uvedené diagramy se nazývají **ternární diagramy**. Koncentrace ternární soustavy se znázorňují v rovnostranném trojúhelníku, kde každý vrchol odpovídá jedné ze složek A, B, C. Je to v podstatě znázorňování v soustavě souřadnic, jejichž osy X a Y svírají spolu úhel  $60^\circ$ , viz obrázek „Koncentrační trojúhelník“. Každý bod ležící na jedné ze stran tohoto trojúhelníka AB, BC, CA odpovídá určitému hmotnostnímu zlomku nebo koncentraci příslušných dvou složek (lze zde odečíst složení binárních soustav A-B, B-C, C-A). Každý bod ležící uvnitř trojúhelníka odpovídá ternární soustavě složené ze všech tří složek A, B, C. Složení libovolné ternární soustavy dané bodem ležícím v koncentračním trojúhelníku se určuje z vlastností rovnostranného trojúhelníka na základě věty: Součet délek kolmic spuštěných z libovolného bodu uvnitř rovnostranného trojúhelníka na jeho strany se rovná výšce trojúhelníka. Potom délka každé kolmice je mírou látkového množství (koncentrace) příslušné složky, např. ve slitině. Když výšce trojúhelníka přiřadíme hodnotu 100 %, potom délky kolmic určují přímo v procentech složení ternární soustavy. Například délky kolmic bodu X vyjadřují procenta složek, které leží na protilehlých vrcholech trojúhelníka, přičemž platí  $h = h_1 + h_2 + h_3$  (viz obrázek). Konkrétně v uvedeném případě složce A odpovídá  $h_1$  %, složce B odpovídá  $h_2$  % a složce C odpovídá  $h_3$  %.

Obr. (F\_5\_8\_5\_4\_b)  
Koncentrační trojúhelník  
+  
;obr. 5.17 ve Slovníku

Srovnej s binární soustavou.

**Kritický stav**

**Kritický stav** je stav látky, ve které mizí rozdíl mezi kapalným skupenstvím a plynným skupenstvím. Kritický stav je charakterizován **kritickou teplotou**  $T_k$ , **kritickým tlakem**  $p_k$  a **kritickým molárním objemem**  $V_{mk}$  nebo **kritickou hustotou**  $\rho_k$ . Pojem kritického stavu se často zobecňuje i na případy, kdy roli různých skupenství představují různé modifikace látek.

Bod K znázorňující kritický stav, viz obrázek „Fázový diagram vody“, se nazývá **kritický bod**. Tímto bodem končí křivka vypařování, tj. křivka znázorňující rovnováhu mezi kapalným a plynným skupenstvím. Kritický bod pro vodu má tyto hodnoty:

- kritická teplota  $T_k = 647,3 \text{ K}$ ,
- kritický tlak  $p_k = 22,13 \text{ MPa}$ ,
- kritická hustota  $\rho_k = 328 \text{ kg/m}^3$ .

Viz též van der Waalsova stavová rovnice, izotermy reálných plynů.

## Izotermy reálných plynů

**Izotermy reálných plynů** jsou křivky závislosti tlaku reálného plynu na jeho molárním objemu při izotermickém ději.

Rozlišujeme

- **experimentální izotermy reálného plynu**, jejichž jednotlivé body vycházejí z měření molárního objemu a tlaku daného plynu při dané teplotě,
- **teoretické izotermy reálného plynu**, též van der Waalsovy izotermy, které jsou zkonstruovány podle van der Waalsovy stavové rovnice pro 1 mol reálného plynu pro různé teploty.

### Experimentální izotermy reálného plynu

Na obrázku *Experimentální izotermy oxidu uhličitého* jsou izotermy pro teploty  $T_1 < T < T_2 < T_k < T_3 < T_4$ . Pro teploty  $T < T_k$ , kde  $T_k$  je kritická teplota, obsahuje každá izoterma plynulý přechod látky z plynného skupenství do kapalného. Pro  $T > T_k$  je látka v plynném skupenství. Na izotermě odpovídající teplotě  $T$  představuje bod A přehřátou páru (plyn). Stlačením této přehřáté páry při  $T = konst.$  se pára stane sytou párou (bod B), která je v termodynamické rovnováze se svou kapalinou. Tlak  $p_B$  syté páry závisí pouze na teplotě a na chemickém složení páry, přičemž tlak syté páry roste s rostoucí teplotou. Teplota přehřáté páry je vždy vyšší než teplota syté páry za téhož tlaku. Dalším stlačením se sytá pára stane mokrou párou, tedy látkou o dvou fázích kapaliny a její syté páry. Dalším stlačením postupně sytá pára kapalní, bod C představuje pouze kapalinu.

Obr. (F\_5\_8\_7\_b1\_1.tif)  
Experimentální izotermy oxidu uhličitého  
{#5\_8\_7\_a;}  
+  
; obr. 5.18 ve Slovníku  
základní