

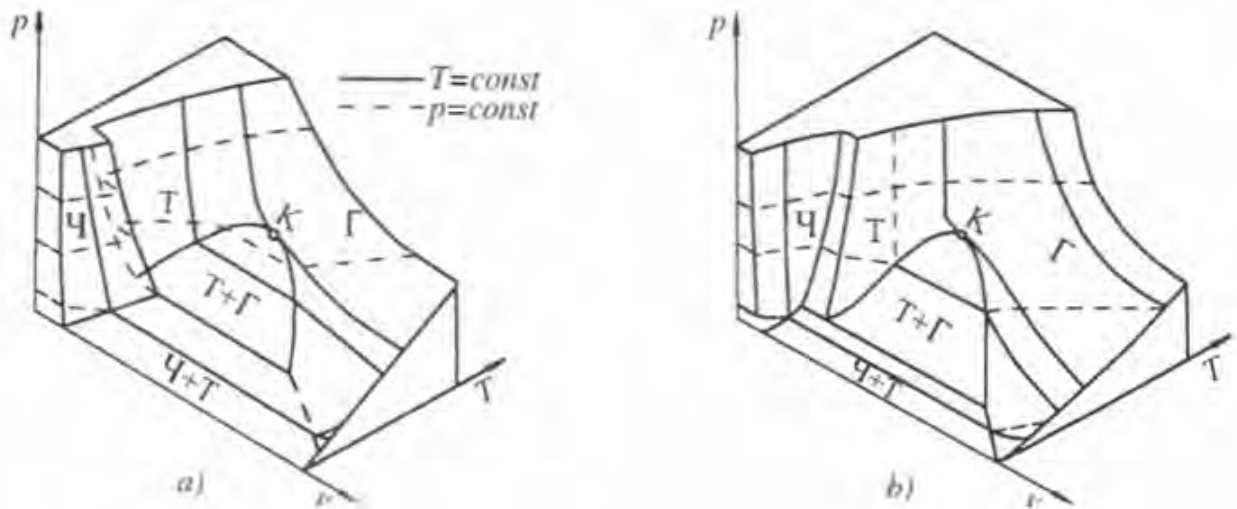
Термодинамика Б

“Handout” 5 - предавања

пролећни семестар шк. 2014/2015. године

5.1 РЕАЛНЕ СУПСТАНЦИЈЕ (ВОДЕНА ПАРА)

Досадашња разматрања односе се на супстанцију која поседује својства идеалног гаса. Једначина стања идеалног гаса има једноставан облик и у широком интервалу промена спољашњих услова описује понашање многих реалних гасова, са тачношћу довољном за инжењерске прорачуне. Међутим, супстанција у термодинамичком систему може да буде још и у течном и чврстом стању. Очигледно је да у овим стањима не важи једначина стања идеалног гаса. Не постоји ни чврсто тело, ни течност, чија ће се запремина смањити на половину када притисак при $T = \text{idem}$ порасте двоструко. Такође, и код гасовитих тела, приликом већих компресија, или у близини преласка у течно стање, уочавају се знатна одступања од понашања према једначини стања идеалног гаса. Постоји дакле, потреба да се у оквиру термодинамике, проучи понашање реалних супстанција у ширем распону могућих стања.

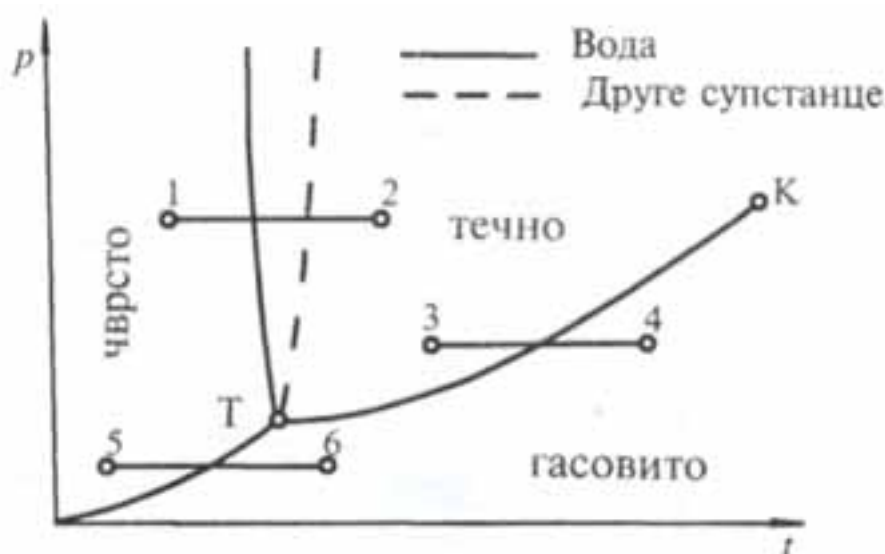


Слика 1. – Термичка једначина стања реалне супстанције, као површина у p - v - T - координ. систему:
а) за супстанције које се при очвршћавању (смрзавању) шире,
б) за супстанције које се при очвршћавању (смрзавању) скупљају.

Термичка једначина стања (емпиријски добијена веза између основних термодинамичких величина стања – притиска, температуре и специфичне запремине) може да се прикаже као површина у тродимензионалном простору, сл.1. Различитим радним телима одговарају различите површине, али све оне имају сличан облик. Постоји разлика између супстанција које се при смрзавању шире (а) и супстанција којима се при смрзавању смањује запремина (б). Првој групи припада врло мали број супстанци, од којих је најважнија вода. У зависности од услова (одређених вредностима основних величина стања), радно тело је у чврстом, течном или гасовитом агрегатном стању. Као што је то већ наглашено појам фазе нешто је ужи од појма агрегатног стања (алотропске модификације нпр леда).

Може да се уочи да подручје одређених фаза и „прекидни“ прелазак из једне фазе у другу не могу да буду описани неком релативно једноставном једначином. Зато се, уместо математичких једначина стања неке супстанце, у пракси обично користе дијаграми (у ствари једначине стања у графичком облику), или таблично сложени подаци (топлотне табеле). Као што је напред поменуто, за реалне гасове предложен је већи број једначина стања у аналитичком облику, али су оне углавном врло сложеног облика. Неке од њих одликују се високом тачношћу само у ограниченој области промена величина стања, док друге покривају шире опсеге, са мањом тачношћу. Међутим, развој рачунарске технике омогућио је да се користе и сложенији математички облици једначине стања.

Различите фазе и могући услови преласка из једне у другу фазу знатно су прегледнији у тзв. *фазном дијаграму* (сл.2) који представља пројекције приказаних p - v - T -површина са сл.1 на p - T -раван.



Слика 2 – Фазни дијаграм са карактеристичним кривама засићења

На сл.1 је видљиво да се преласци из једне фазе у другу одвијају кроз међуобласти у којима постоје истовремено 2 фазе. Ове међуобласти, као површине паралелне су V -оси, те се на фазном дијаграму виде се као линије. Када 2 фазе истовремено постоје, свака од њих је у равнотежи (засићена) са оном другом. Зато се ове криве линије у фазном дијаграму називају криве равнотеже или криве засићења.

У фазном дијаграму уочавају се услови преласка једне фазе у другу. При томе се разликују процеси:

- топљење (из чврсте у течну фазу, 1–2),
- очвршћавање (из течне у чврсту, 2–1, за воду – смрзавање),
- испаравање (из течне у гасовиту, 3–4),
- кондензација (из гасовите у течну, 4–3),
- сублимација (из чврсте у гасовиту, 5–6),
- десублимација (из гасовите у чврсту фазу, 6–5).

У фазном дијаграму уочавају се карактеристичне тачке К и Т. *Критична тачка* К представља тзв. критично стање (у даљем тексту је детаљније објашњено), а *Тројна тачка* Т је у ствари пројекција тројне дужи (паралелне V -оси) која одговара стањима супстанције у којима истовремено постоје све три фазе односно сва три агрегатна стања (лед, вода у течном стању и водена пара) .

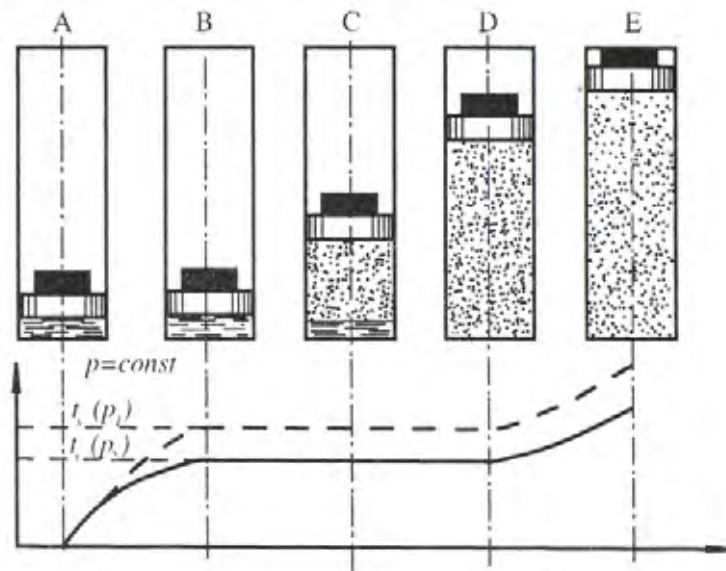
5.2 ВЕЛИЧИНЕ И ДИЈАГРАМИ СТАЊА ВОДЕНЕ ПАРЕ

Од значаја је да се објасни како се, у недостатку једноставног облика једначине стања, коришћењем одговарајућих табела и дијаграма, одређују величине стања реалних супстанција. Размотриће се како настају поједини дијаграми за водену пару (аналоган поступак је и за друге супстанције). На примеру вода - водена пара проучиће се процес изобарског претварања течне фазе у парну (гасовиту) фазу. Иста анализа принципијелно може да се примени и на друге изобарске фазне прелазе, одн. прелазе из неког агрегатног стања у неко друго агрегатно стање.

Размотриће се следећи експеримент. У вертикално постављеном цилиндру (сл.3), испод клипа који идеално приања уз зидове цилиндра и може да се креће без трења, налази се 1 kg воде на температури околине (A). При равнотежном изобарском довођењу топлоте температура воде расте, све до стања у којем настаје први мехурић паре. Вода у оваквом стању назива се *кључала течност* (B).

Настали мехурић паре има мању густину од течне фазе и тежи да исплива на површину течности. При даљем довођењу топлоте и стварању нових мехурова, изнад течности се образује слој водене паре – тзв. *сувозасићена пара*. Мешавина кључале течности и сувозасићене паре назива се *влажна пара* (C). Када сва течност испари, у цилиндру је само *сувозасићена пара* (D). Даљим загревањем настаје *прегрејана пара* (E). Даље квалитативне промене настају тек при температурама од неколико хиљада стпени, кад се јављају *дисоцијација* и *јонизација* и настаје *плазма* (четврто агрегатно стање).

На сл.3 приказана је и промена температуре у описаном процесу. Значајне су следеће две чињенице:



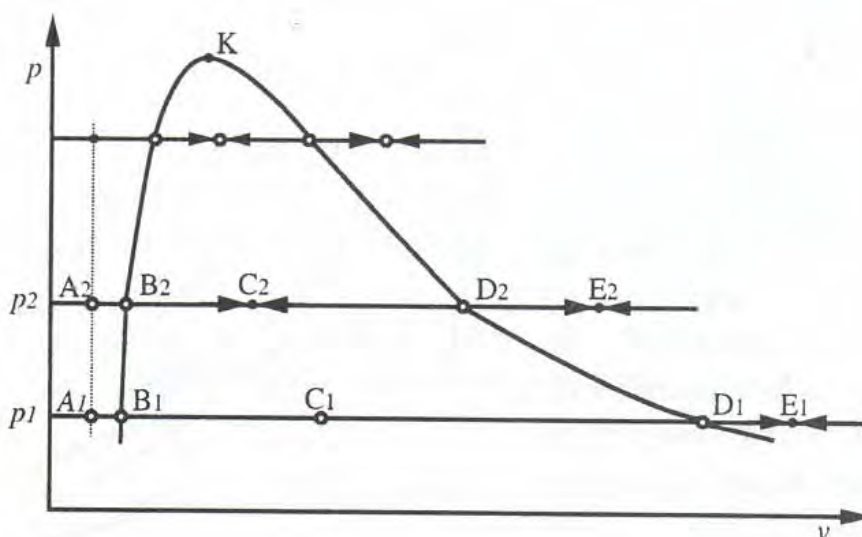
Слика 3. Промена температуре при испаравању

1. после повишења температуре од стања A до стања B, даље довођење топлоте не изазива пораст температуре, све до стања D. Ово се објашњава тиме да молекули воде у парној фази имају у том стању већу енергију него када се налазе у течной фази. Енергија доведена у облику топлоте не троши

се на повишење температуре, него само на промену фазе (специфични топлотни капацитет воде у процесу испаравања је бесконачно велики, тј. $C = \infty$);

2. на основу фазног дијаграма закључује се да температура кључања (тачније температура засићења) зависи само од притиска течности (p_s) тј за сваку температуру постоји јединствен притисак засићења (p_s) и истовремено за сваки притисак (p_s) одговарајућа температура засићења (t_s). Са повећањем притиска температура засићења расте (сл.3 - испрекидано), а са смањењем притиска она опада.

Повишење температуре засићења са порастом притиска и њено снижавање са притиска је значајно за техничку праксу. Вода може да кључа и при релативно ниским температурама (нпр. при 20°C) ако је притисак изнад воде довољно низак, тако да ова температура (у том случају) представља температуру засићења за тај притисак. Са друге стране, и на температурама знатно вишим од 100°C , вода и даље остаје у течном стању под условом да је њен притисак довољно висок (виши од $0,1 \text{ MPa}$).



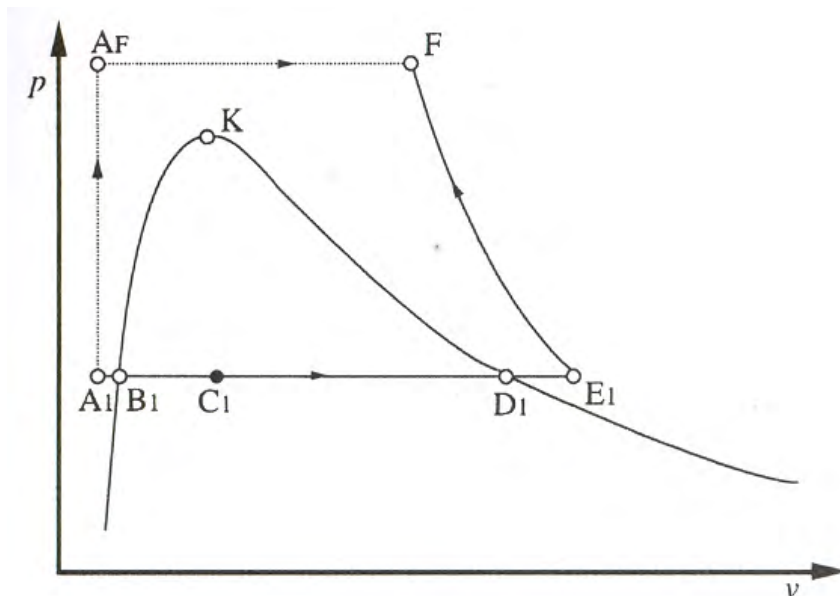
Слика 4. p - v дијаграм за водену пару

Корисно је да се размотрени процес промене агрегатног стања детаљније објасни и прикаже у p , v -координатном систему (сл. 4). При притиску p_1 поједина карактеристична стања са слике 3 означена су на овој слици са A_1 , B_1 , C_1 , D_1 , и E_1 . Осим почетног стања A_1 , такође су и стања B_1 и D_1 потпуно одређена, док стања C_1 и E_1 представљају по једно од могућих стања у одговарајућим интервалима.

Сада могу да се уцртају и одговарајућа стања при неком вишем притиску p_2 . С обзиром да је вода у течном стању практично нестишљива (велико повишење притиска изазива мало смањење запремине) запремина у стању $A_2 \approx$ је једнака запремини у стању A_1 . Због повишене температуре засићења при притиску p_2 , запремина у стању B_2 је мало већа него у стању B_1 (вода се незнатно раширила). Али, запремина која одговара стању D_2 уочљиво је мања од запремине стања D_1 (при повишењу притиска 1 запремина сувозасићене паре се смањује).

При даљем повишењу притиска повећава се запремина кључале воде, а смањује запремина суве паре, што у графичком смислу води ка спајању кривих које повезују скупове тачака **В** и **Д**. Ово спајање се дешава при тзв. *критичном стању*, које је означено тачком **К** (критична тачка). Криве које се састају у тачки **К** називају се *доња* и *горња гранична крива*. Доња гранична крива ДГК јесте геометријско место тачака које, у процесима при различитим притисцима, одговара стањима почетка испаравања; горња гранична крива ГГК представља у истим условима стања краја испаравања.

Параметри критичне тачке **К** (за воду $p_k = 22,1$ МПа и $t_k = 374^\circ\text{C}$) спадају у најзначајније бројчане податке за пројектовање термотехничких инсталација.

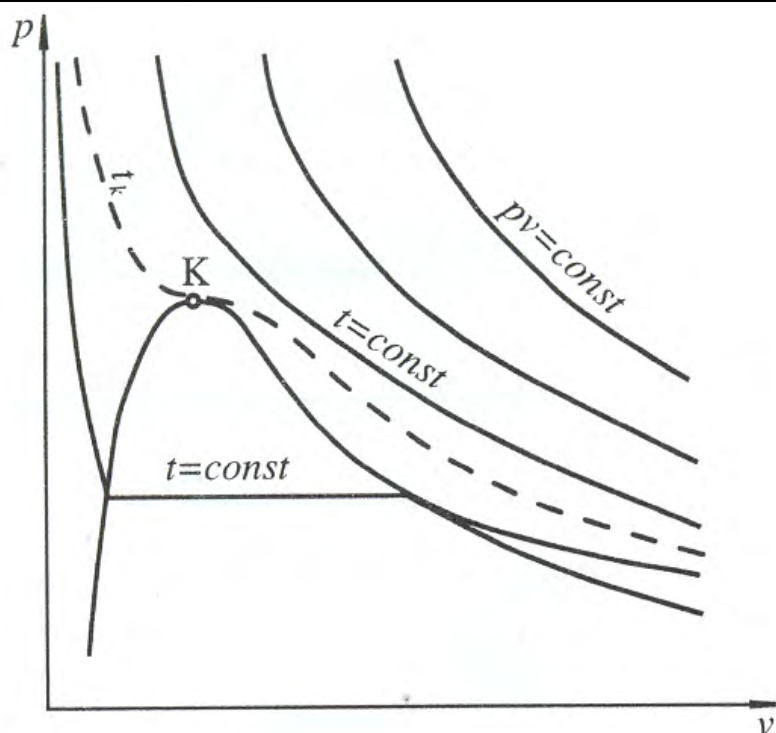


Слика 5. Варијанте преласка воде у прегрејану пару

Процеси изобарског испаравања, који се одвијају на притисцима вишим и нижим од критичног, имају сасвим различит карактер. У том смислу карактеристично је стање **F** (сл.5) до којег се, ако је полазно стање на пример **A₁**, у општем случају може доћи на 2 начина. Први начин је већ разматрани процес **A₁, B₁, D₁** до стања **E₁**; после чега следи нпр адијабатска компресија до стања **F** (које је очигледно у области прегрејане паре). Могућан је и други начин постизања стања **F**. Претпоставља се - најпре изохорска компресија од **A₁** до **A_F**, после чега следи изобарско довођење топлоте до стања **E**.

Разумљиво је да у стању F радно тело мора да буде истог стања као по завршетку првог описаног процеса, дакле у стању прегрејане паре. Где се онда догодио процес испаравања? Објашњење овог феномена је у чињеници да се супстанција, на притисцима вишим од критичног понаша на веома необичан начин. У процесу довођења топлоте при непроменљивом притиску ($p > p_k$) молекули воде, са порастом температуре, почињу све више да се удаљавају једни од других, што у суштини јесте континуалан процес преласка из стања воде у стање прегрејане паре, без прекидних (граничних) појава које су својствене процесу испаравања када се он врши при притисцима нижим од критичног.

У савременим термоенергетским постројењима које као радну супстанцу имају водену пару присутна су оба подручја, иако је чешће подкритична област.



Слика 6. Изотерме за воду (H_2O) у p - v дијаграму

Потребно је да се објасни како у p - V -дијаграму за водену пару изгледају линије сталне температуре, односно изотерме. У области влажне паре ($B-C-D$), како је већ показано (слика 6), изотерме се поклапају са изобарама, а у области течности и прегрејане паре, оне имају облик који, грубо речено, подсећа на изотерме идеалног гаса које као да су се на једном делу трансформисале у дужи паралелне са V -осом. При порасту притиска (а истовремено и температуре) zasiћења, поменута дуж постаје све краћа и у критичној тачки прелази у тачку. Кроз критичну тачку пролази тзв. *критична изотерма* (t_4), која у самој тачки K има математички сингуларитет – промену кривине. Изнад критичне тачке, са порастом температуре, све више се приближавају облику који умногоме постаје сличан облику изотерми идеалног гаса (равностране хиперболе). У домену нижих притисака изотерме високих температура се практично поклапају са изотермама идеалног гаса.

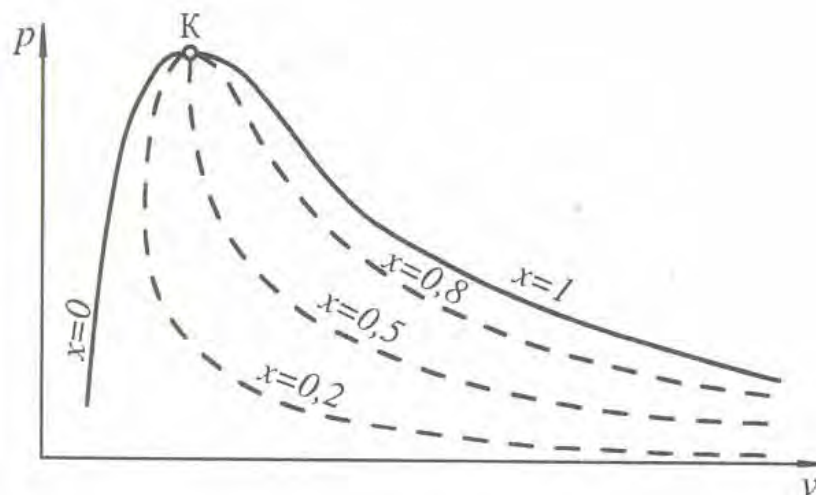
Ова последња чињеница разјашњава суштинско питање о томе када се реална супстанца понаша као идеалан гас. Из изложеног се види да то може да се очекује тек у областима које су знатно удаљене од двофазне области (тј. у области у којој пара и течност постоје истовремено), а ово је очигледно и са већ разматраних $p-v-T$ -површина на слици 1. Околност да многи гасови имају веома ниске критичне температуре (на пример, кисеоник – 118,82°C, азот – 147,13°C итд.) указује да за ове гасове температуре које су блиске температури околине (око 20°C) када истовремено притисак није превисок (на пример за вредности ниже од 1 МПа), представљају стања у којима се реална супстанца понаша као идеалан гас.

У почетку стварања науке о топлоти, када се о постојању критичне тачке и критичне изотерме није знало, постојао је термин „*перманентни гасови*“, као последица чињенице да неки гасови - чак и када су били изложени екстремно високим притисцима нису могли да буду преведени у течно стање. Сазнање да се сваки гас може да преведе у течно стање, ако се охлади до температуре ниже од критичне температуре и снажан развој криогене технике (тј технике постизања ниских температура), учинили су да коришћени назив "перманентни гасови" остане само историјски и да представља једно од сазнања која сведоче о развојном путу науке.

Приказаће се надаље начин одређивања величина стања воде и водене паре. Двофазно подручје (С), са притиском и температуром чије су вредности у равнотежним условима једнозначно зависне, има својство да у одређеном смислу формално не подлеже термичкој једначини стања. Другим речима, за задати притисак и температуру не може једнозначно да се одреди трећа основна величина стања – специфична запремина. Пошто дуж читавог процеса изобарског испаравања притисак и температура имају непроменљиве вредности, задавање притиска и температуре у бити не представља два податка већ само један. Показало се да је као други податак најпогодније да се изабере масени удео суве паре у мешавини суве паре и кључале течности, који се назива степен сувоће паре и изражава се као количина масе суве паре (m'') и збира масе суве паре и масе кључале течности ($m' + m''$):

$$x = \frac{m''}{m' + m''}$$

Степен сувоће паре дефинисан је само у области влажне паре и истовремено омогућава математичке исказе за доњу и горњу граничну криву. На доњој граничној кривој, у граничном случају, нема суве паре, што одговара вредности $x = 0$. Горњој граничној кривој одговара вредност $x = 1$, с обзиром на то да тада, у граничном случају, нема више кључале течности. Између $x = 0$ и $x = 1$ постоји скуп различитих могућих вредности степена сувоће паре, који омогућава да се једнозначно, према притиску или температури, дефинише стање радног тела (специфична запремина v , специфична енталпија h , специфична унутрашња енергија u).



Слика 7. Криве једнаког степена сувоће $x = \text{idem}$

Често се величина: $y = 1 - x$ назива степен влажности паре и представља појам комплементаран степену сувоће паре. На слици 7 испрекиданим линијама приказане су криве $x = \text{idem}$.

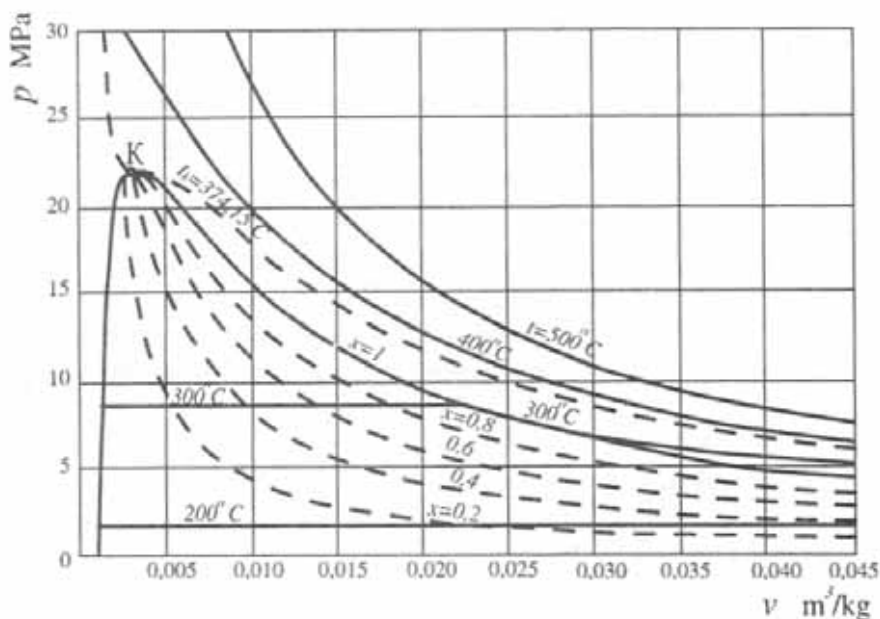
За обележавање величина стања воде и водене паре у појединим подручјима користе се посебне ознаке. За величине стања на доњој граничној кривој користи се ознака ('), а на горњој ознака ("). Доњи индекс (X) користи се за величине стања влажне паре. Када је величина стања без индекса, такво стање се односи на прегрејану пару или течност (једнофазно подручје ван граничних линија).

На основу закона који важе за мешавине, и на основу дефиниције степена сувоће паре следи да величине стања влажне паре могу да се одреде према следећим изразима:

$$v_x = v' + x(v'' - v'), \quad x_x = h' + x(h'' - h'), \quad s_x = s' + x(s'' - s'), \quad u_x = u' + x(u'' - u').$$

Ако се искористи израз за енталпију $h = u + pv$, специфична унутрашња енергија може да се одреди још на један начин, као $u_x = h_x + pv_x$ у којој се под ознаком p подразумева притисак засићења.

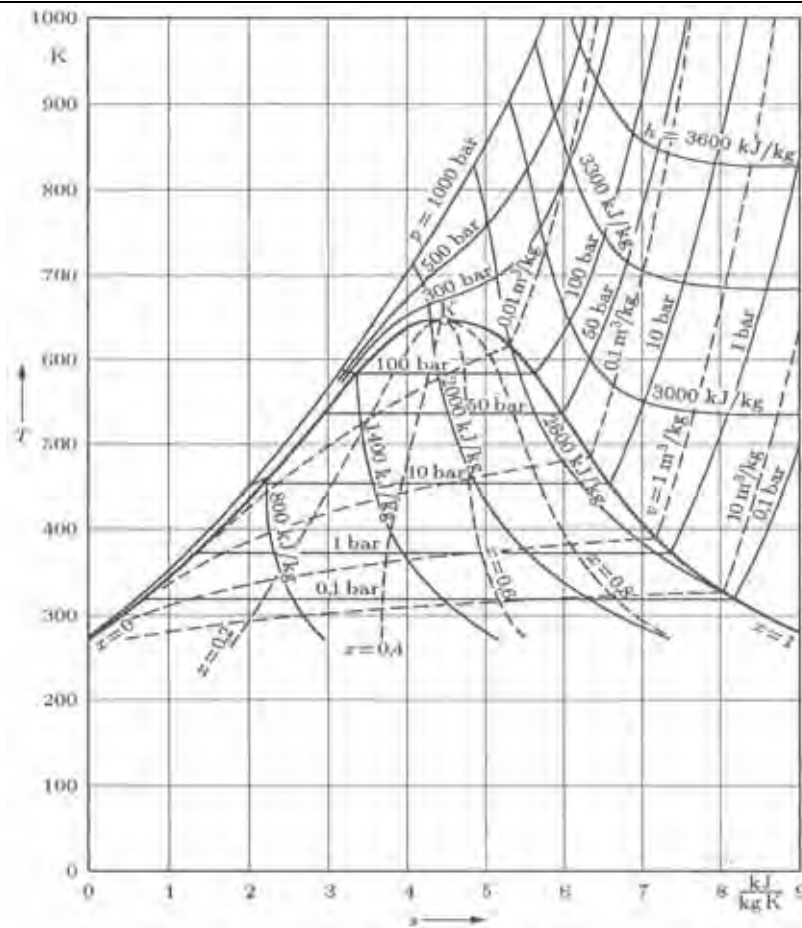
Постоје 2 врсте табела које се користе при одређивању величина стања воде и водене паре. Посебно се даје табела која се користи за одређивање величина стања двофазног подручја, тј. области влажне паре. Ова табела садржи податке о величинама стања кључале течности и суве паре за различите притиске, и омогућава да се на основу наведеног система једначина одреде тражене величине стања.



Слика 8. p , v -дијаграм за водену пару

На слици 8 је p , v -дијаграм за водену пару, који показује како изгледају прави односи међу величинама стања, а може да послужи и за директно читавање вредности појединих величина стања.

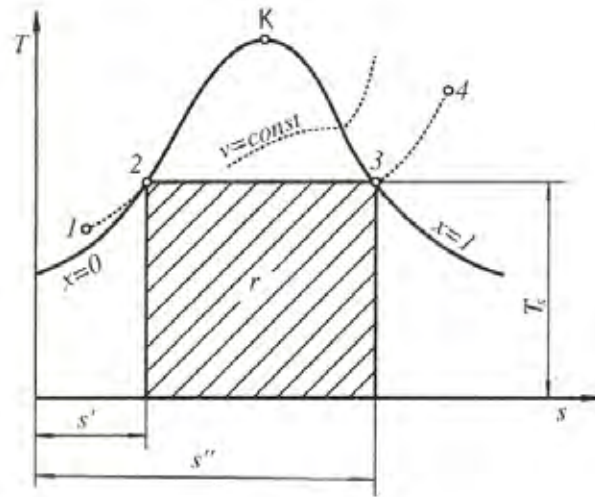
У многим случајевима p - v -дијаграм не пружа довољно могућности за анализу процеса са реалним супстанцијама. За изучавање различитих аспеката неповратности процеса, као и за графичко приказивање размењене количине топлоте, погоднији је T – s -дијаграм. На слици 9 приказан је у правој размери T – s -дијаграм за водену пару. Уочавају се карактеристичне линије $x = 0$ и $x = 1$, које раздвајају двофазно од једнофазног подручја. Усвојено је да је ентропија воде у тројној тачки ($0,01^\circ\text{C}$) једнака нули. Због тога доња гранична крива сече T -осу на нивоу $T = 273,16\text{ K}$. У двофазној области изотерме се (као и у p – v -дијаграму) поклапају са изобарама, а у једнофазној области изобаре у области течности и области прегрејане паре својим обликом подсећају на изобаре идеалног гаса. У области течности изобаре су тако густе да су, на пример, све – од нулте до критичне – смештене у узан појас непосредно поред доње граничне криве $x = 0$.



Слика 9. $T-s$ -дијаграм за водену пару

Како ово отежава приказивање промена стања у области течности, обично се, у шематском приказу, размак између ових изобара карикатурно представља као знатно увећан (као на слици 10, линија 1-2). У области прегрејане паре изохоре су стрмије од изобара, а у двофазној области имају супротну кривину од кривине у области прегрејане паре, при чему до промене кривине долази управо на горњој граничној кривој. На слици 10 приказани су процес изобарског испаравања и површина испод линије процеса, која представља тзв. *топлоту испаравања* (*топлоту промене фазе*, *латентну топлоту*). Реч је о топлоти коју треба доводити кључалој течности како би се на крају изобарског процеса добила сува пара. У процесима кондензације, при сталном притиску, исту количину топлоте треба одвојити од суве паре. Као што је већ напоменуто, ови изобарски процеси довођења, односно одвођења топлоте одвијају се при непроменљивој температури (па отуда и назив "латентна топлота"). С обзиром на то да је реч о изобарском процесу испаравања, на основу израза (1.46), топлота испаравања се израчунава из израза

$$r = h'' - h'$$



Слика 10. Латентна топлота (испаривања)

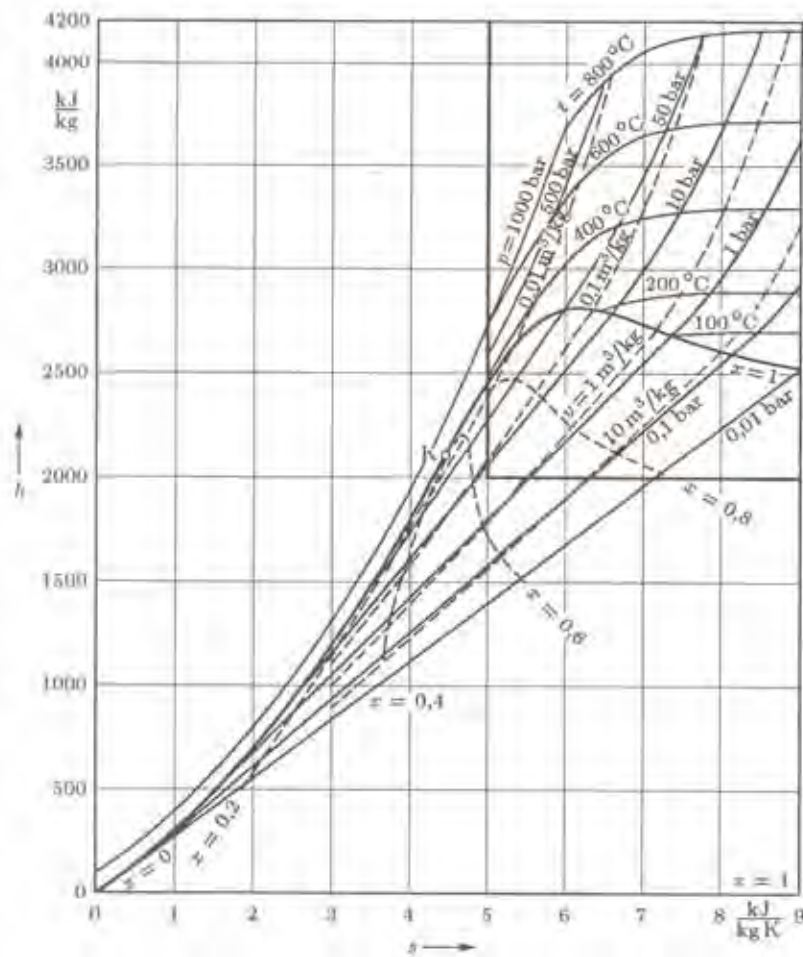
Неопходно је да се напомене да топлота испаравања зависи од притиска и да је при истом притиску различита за различите течности. За многе термодинамичке прорачуне величина топлоте испаравања представља значајан податак, па се њене вредности за водену пару такође наводе у табели (слика ...).

Други начин одређивања топлоте испаравања је помоћу израза

$$r = T_s(s'' - s')$$

Откриће се, такође, и дијаграм који се у практичним прорачунима најчешће користи за анализу промена стања водене паре. Ово произилази отуда што је, на основу првог закона термодинамике, размењена топлота у изобарским процесима једнака разлици енталпија на крају и на почетку процеса.

На сличан начин, технички рад у адијабатским процесима (у случајевима када промене кинетичке и потенцијалне енергије могу да се занемаре) = је разлици енталпија на почетку и на крају процеса. Ово је за техничку праксу од великог значаја. С обзиром на то да се у многим важним процесима топлота се најчешће размењује у изобарским условима или условима који могу да се сматрају изобарским. Исто тако, технички рад се доводи или одводи при проточним процесима у којима, поред тога што се занемарују промене кинетичке и потенцијалне енергије, са довољном тачношћу могу да се разматрају и као адијабатски (по правилу су радне и погонске топлотне машине добро изоловане, а протицање радног флуида одвија се у врло кратком времену). Због свега што је речено, у дијаграму који за једну координатну осу има енталпију, размењена топлота (при $p = \text{const.}$) и технички рад (при $q_2 = 0$) се једноставно одређују, јер су ове величине графички приказане као дужи, не као одговарајуће површи (као што је случај у T, s , односно p, v дијаграму).



Слика 11. h - s - дијаграм за водену пару

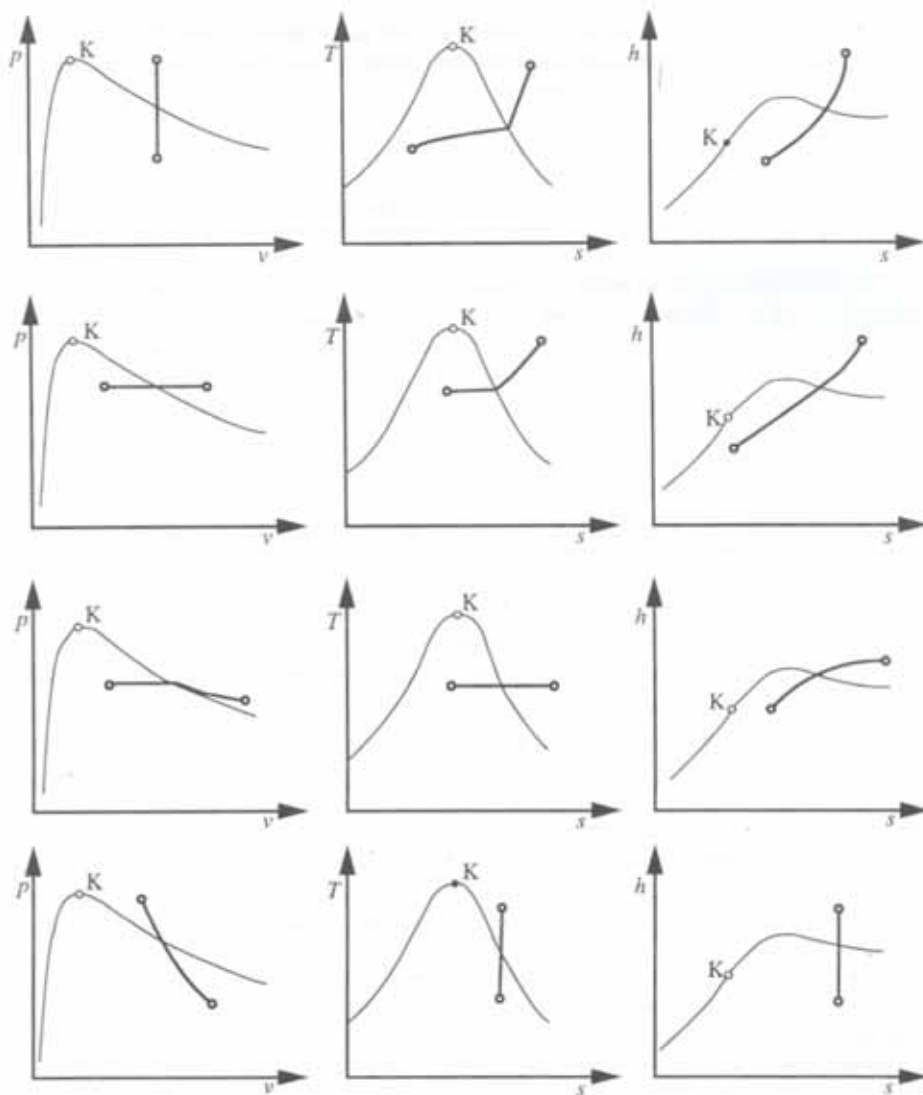
На слици 11 је h - s -дијаграм за водену пару. Уочавамо низ разлика у односу на дијаграм p - v и T - s . Тачка К није на врху контуре која раздваја двофазну од једнофазне области, већ је померена улево. А праве линије у двофазној области, које истовремено представљају изобаре и изотерме, нису међусобно паралелне већ зракасто полазе од доње граничне криве. У подручју прегрејане паре изобаре постају знатно стрмије, а изотерме се на линији $x=1$ одвајају од изобара и, са удаљавањем од двофазног подручја, асимптотски се приближавају линијама $h = \text{idem}$.

Ово поново указује на чињеницу да се, са удаљавањем од двофазне области, понашање реалног гаса приближава понашању идеалног гаса (за идеалан гас, а према формули $\Delta h = c_p \Delta t$, линије сталне енталпије, *изенталпе*, истовремено су и изотерме). С обзиром на различит практични значај појединих домена дијаграма обично се у литератури приказује само део подручја прегрејане паре и део подручја влажне паре (горње десно подручје дијаграма, које је означено на сл. 8).

5.3 ПРОМЕНЕ СТАЊА ВОДЕНЕ ПАРЕ

При прорачунима у вези са променама стања водене паре јављају се слични проблеми и задаци као и при променама стања идеалних гасова, тј. одређивање почетног и крајњег стања паре, промене њене унутрашње енергије и енталпије, размењене топлоте и размењених радова. Међутим, при променама стања водене паре постоји једна важна особеност која не постоји при променама стања гасова. Она се састоји у томе да, када пара прелази из једног стања у друго, на пример из области влажне у област прегрејане паре, постоји и квалитативна разлика у начину одвијања процеса у појединим од ових области. Због тога је значајно да се утврди у каквом је стању пара на почетку и на крају процеса.

Поједине величине стања и карактеристике процеса могу да се одреде помоћу табела за водену пару и одговарајућих израза који следе на основу првог и другог закона термодинамике. Као практичнији и бржи, примењују се графички поступци, нарочито коришћењем h, s -дијаграма за водену пару. При описивању овог дијаграма већ су детаљно наведене предности његове употребе. Често се при прорачунима примена табела и графички поступци комбинују. Према задатим почетним величинама стања и условима одвијања процеса, на пример, на h, s -дијаграму, налазе се тачке по којима се одређују непознате величине стања на почетку и на крају процеса (на пример v, h, s).



Слика 12. Промене стања водене паре на релацији влажна пара - прегрејана пара

Као и у свим другим термодинамичким анализама, и при променама стања водене паре потребно је да се обрати пажња на то да ли је реч о затвореном или отвореном (односно проточном) систему с обзиром на различит начин одређивања појединих карактеристика процеса. Потребно је такође да се уочи да поједини изрази који важе за идеалне гасове не могу да се примене када је у питању водена пара. У овом смислу посебно је карактеристична изотермска промена стања; када је реч о затвореном систему са идеалним гасом размењена топлота једнака је размењеном апсолутном раду (с обзиром на то да је разлика унутрашњих енергија једнака нули). С друге стране, при изотермској промени стања водене паре, разлика унутрашњих енергија није једнака нули. То је на пример, присутно при адијабатском пригушивању водене паре, при чему се, за разлику од адијабатског пригушивања идеалног гаса, температура радног тела пре и после процеса разликује.

На основу описа појединих дијаграма за водену пару, основне промене стања водене паре при $v = \text{const}$, $p = \text{const}$, $T = \text{const}$. и $q_2 = 0$, могу да се уцртавају и анализирају. На слици 12 приказане су основне промене стања водене паре на релацији влажна пара - прегрејана пара.

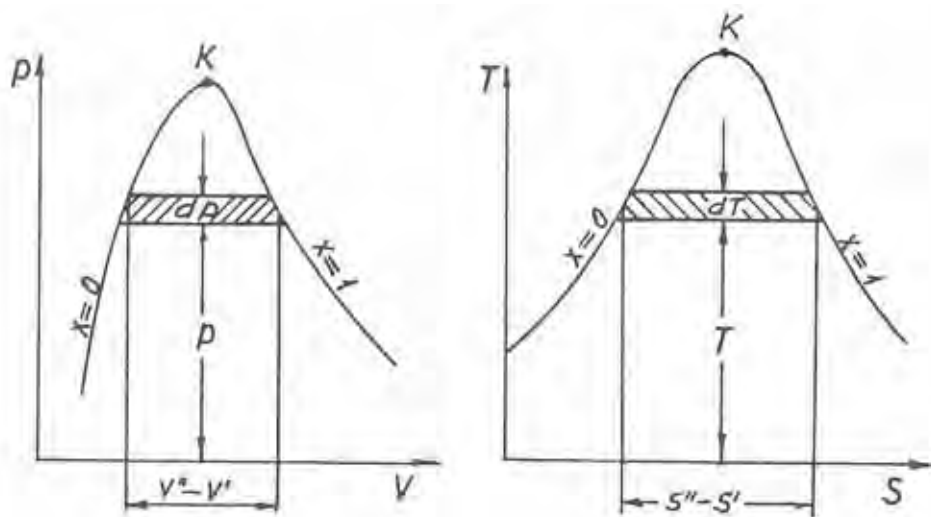
Водена пара има изузетно широку примену у термотехници и различитим гранама индустрије, углавном као грејни флуид или као радно тело у парнотурбинским постројењима. Ово може да се објасни читавим низом својстава воде, пре свега тиме што је распрострањена у природи, а затим и зато што је јефтина, неагресивна према металима и нешкодљива по здравље човека. Водена пара, осим тога, поседује и низ повољних термичких својстава. Основна одлика водене паре као носиоца топлоте је веома велика топлота кондензације. Сваки килограм водене паре који се кондензује, на пример при атмосферском притиску, одаје при томе 2 260 кЈ топлоте. Основни недостатак водене паре је нагли пораст притиска засићења са повишењем температуре, што због потребе за повећаном чврстоћом, знатно поскупљује апарате и уређаје. Из тог разлога температура засићене водене паре као грејног флуида обично није виша од 180 ... 190 °С, а што одговара притиску паре од 1 ... 1,5 МПа. У разним другим случајевима примене, када су за технолошке процесе неопходне више температуре паре, примењује се прегрејана водена пара, која тада може да буде и знатно нижег притиска.

Када се водена пара / вода примењује као радни медијум у парно-турбинским постројењима у термо-електранама за производњу електричне енергије, параметри паре имају знатно више вредности, које достижу и надкритичне параметре. С друге стране у систем. за вентилацију и климатизацију ваздуха, у састав влажног ваздуха, као основног радног медијума, улази прегрејана или засићена водена пара температуре ниже од 100°С. Због широке примене водене паре, њена термодинамичка својства су веома подробно изучена и подаци о томе налазе се у бројним делима стручне литературе.

У термотехничким постројењима, осим водене паре, користе се и паре различитих других течности (амонијака, угљен-диоксида, фреона, живе и др.). Паре ових других течности, у одговарајућим променама стања, понашају се у квалитативном смислу сасвим слично понашању водене паре; при томе се вредности и односи притиска и температуре засићења код појединих течности квантитативно разликују, у врло широким границама. Због већ поменутог непостојања једначина стања којима би се на погодан начин описивало понашање реалних радних тела, експериментално су добијене табеле и дијаграми за друге супстанције. То допушта да се, слично воденој пари, дефинишу стања различитих радних супстанција и израчунавају њихове карактеристичне величине при променама стања.

5.4 CLAUSIUS – CLAPEYRON-ова ЈЕДНАЧИНА

Ова једначина пружа теоријску основу за експеримен. одређивање r (латентне топлоте /испаривања/). Посматра се елементарни (диференцијални) Карно-ов циклус састављен од две јако блиске изобаре у p - v дијаграму (тј. изотерме у T - s дијаграму јер смо у области влажне паре) и елементарних делова горње и доње граничне криве, који се могу (довољно су мали) апроксимирати изохором (адијабатом).



Слика 13. Шематски приказ Клаузијус-Клапејронове једначине у радном и топлотном дијаграму

За тај фиктивни деснокретни циклус апсолутна вредност специфичне корисне топлоте је једнака апсолутној специфичној вредности корисног рада:

$$-q_{\text{kor}} = w_{\text{kor}} \quad \left(\oint du = 0 \right)$$

односно, пошто је циклус "диференцијално" танак:

$$-\delta q^* = \delta w$$

пошто су процеси равнотежни и изобаро-изотермни

$$dT(s'' - s') = dp(v'' - v')$$

пошто је испаравање изотермно

$$r = T(s'' - s') \quad s'' - s' = \frac{r}{T} \quad \text{и, коначно} \quad \frac{dT}{T} \cdot r = dp(v'' - v')$$

Јасно, у експерименту диференцијали се апроксимирају коначним разликама

$$r = \frac{dp}{dT} T(v'' - v') \approx \frac{\Delta p}{\Delta T} T(v'' - v')$$

ПРИМЕР ИЗ ПРАКСЕ:

Припремимо сами експеримент. Набавимо суд - шерпу која је добро заптивена, да не пропусти водену пару, а при томе има довољно лак поклопац.

$$\begin{array}{ll} p_1 = 990 \text{ mbar} = 0.990 \text{ bar} = 99000 \text{ Pa}, & \text{првог дана кључа на } T = 99.2^\circ\text{C} \\ p_2 = 1012 \text{ mbar} = 1.012 \text{ bar} = 101200 \text{ Pa}, & \text{другог дана кључа на } T = 99.8^\circ\text{C} \end{array}$$

$$v'' = 1.672 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}}; \quad v' = 0.001 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}};$$

$$\Delta p = 2.2 \text{ kPa}; \quad \Delta T = 0.6^\circ\text{C} [\text{K}];$$

$$T = \frac{99.2 + 99.8}{2} + 273 = 372.5 \text{ K};$$

Заменимо у једначину и добијемо тражену вредност за латентну топлоту $\rightarrow r = 2258 \text{ kJ/kg}$

Напомена: одељци 5.1, 5.2 и 5.3 су преузети из књиге *ТЕРМОДИНАМИКА – ИНЖЕЊЕРСКИ АСПЕКТИ* професора Ђорђа Г. Козића, са његовом сагласношћу.