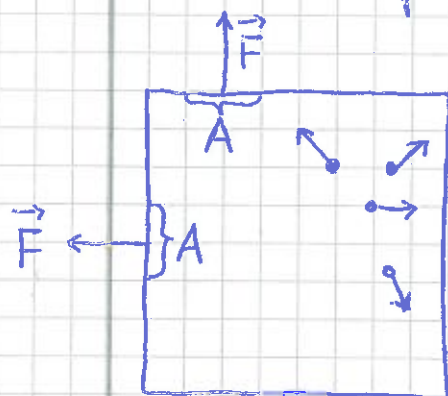


Termisk fysikk

9/11

Trykk, temperatur og ideell gass



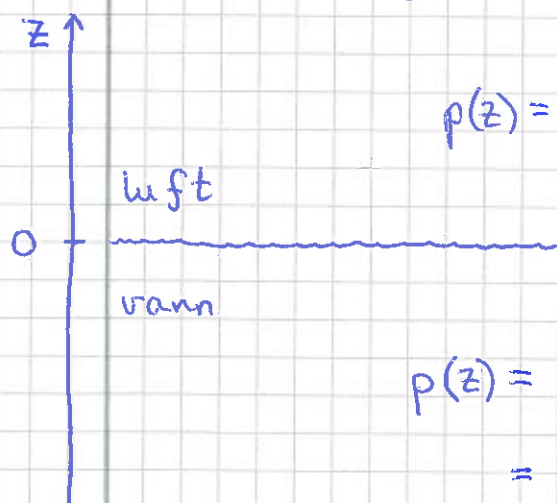
Beholder med gass. Molekyler kolliderer mot veggene, i alle mulige retninger

$\Rightarrow$ netto kraft $\vec{F}$ pr flateenhet A ;
 $\vec{F} \perp$ veggene

Trykket i gassen, $p = F/A$, er isotrop.

SI-enhet: $[p] = \text{N/m}^2 = \text{Pa}$ (pascal)

Fra 2. samling:



$$p(z) = p(0) - \rho_l g z \quad ; \quad \rho_l \approx 1.3 \text{ kg/m}^3$$

(hvis ρ_l er konstant)

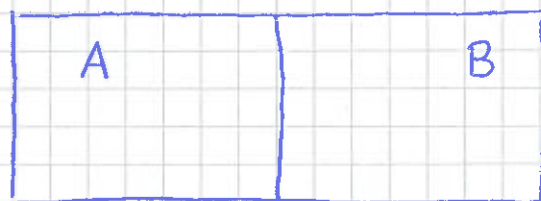
$$p(z) = p(0) - \rho_v g z$$

$$= p(0) + \rho_v g |z| \quad ; \quad \rho_v = 1000 \text{ kg/m}^3$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} \approx 1.013 \cdot 10^5 \text{ Pa} \approx 1 \text{ bar} \approx 760 \text{ mm Hg}$$

$$\approx 10.3 \text{ m H}_2\text{O}$$



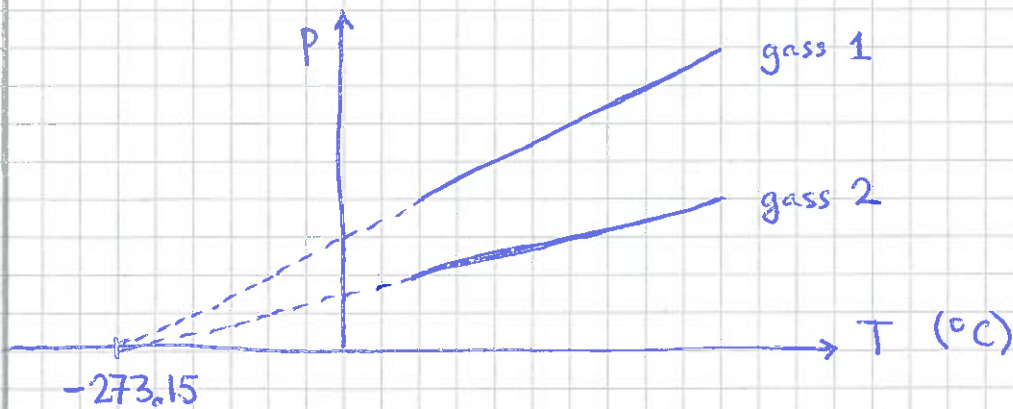
↑ "termisk" kontakt, dvs utveksling av varmeenergi er mulig

- Hvis netto energistrøm ~~er~~ (varmestøm) mellom A og B er lik null, sier vi at A og B er i termisk likevekt. A og B har da samme temperatur: $T_A = T_B$
- Hvis $T_A \neq T_B$, overføres varme fra systemet med høyest T til systemet med lavest T . Dette er en erfaringssak, og skjer alltid.
- Varme er pr def. energi som overføres pga temperaturforskjeller.
- Andre former for energioverføring er arbeid.
- Kalibrering av temperatur:
 - $T = 0^\circ\text{C}$ når H_2O fryser ved $p = 1\text{atm}$
 - $T = 100^\circ\text{C}$ når H_2O koker ved $p = 1\text{atm}$
- Temperatur måles med termometer.
 - Eks: Væsketilstand (økt $T \Rightarrow$ økt volum, som regel)
 - Gasstrykk (økt $T \Rightarrow$ økt trykk)

Absolutt temperatur:

(29)

Måler trykk p vs temp. T for ulike gasser (lav tetthet):



Dvs: p er prop. med T , og $p = 0$ for $T = -273.15^\circ\text{C}$
når kurvene ekstrapoleres (forlenges),
uavhengig av type gass

$\Rightarrow$ Vi kan skrive

$$p(T) = A \cdot T$$

med absolutt temperatur T , målt i
enheten K (kelvin), slik at

$$T(K) = T(^{\circ}\text{C}) + 273.15$$

Stoffmengde (kjent fra kjemi):

(30)

1 mol $\approx 6.02 \cdot 10^{23}$ partikler (molekyler)

($\stackrel{\text{def}}{=}$ antall atomer i 12g av isotopen ^{12}C)

$N_A \approx 6.02 \cdot 10^{23}$ = Avogadros tall (evt. Avogadros konstant)

$\Rightarrow$ n mol inneholder $n \cdot N_A$ molekyler

Molar masse = massen til 1 mol av stoffet

Eks: N_2 , 28 g/mol ; O_2 , 32 g/mol

$\Rightarrow$ Luft, ca 29 g/mol (ca 78% N_2 , 21% O_2)

Termodynamiske tilstandsvariable:

P	T
V	n

Et makroskopisk system (mange partikler)

i termisk likevekt beskrives med

tilstandsvariable p, T, V (volum), n (osv)

Tilstandsligninger uttrykker en sammenheng mellom tilstandsvariable, generelt på formen

$$f(p, V, T) = 0,$$

for en gitt stoffmengde n. Da er 2 variable nok til å fastlegge systemets termodynamiske tilstand, fordi vi kan løse $f(p, V, T) = 0$ mhp p, V eller T og finne $p(V, T)$, $V(p, T)$ og $T(p, V)$.

Eksperimenter med gasser med lav tetthet gir

(31)

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Ideell gasslov

for n mol gass.

Gasskonstanten: $R \approx 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

Antall molekyler er $N = n \cdot N_A$, dvs $n = N/N_A$, slik at

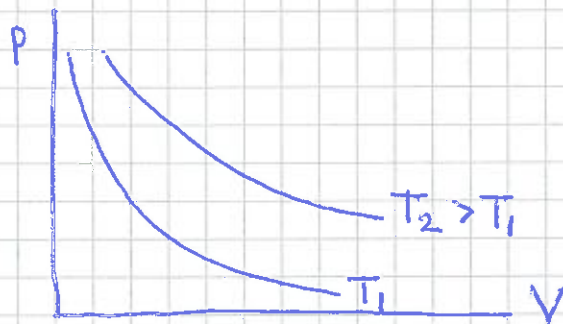
$$n \cdot R = N \cdot \frac{R}{N_A} = N \cdot k_B$$

der

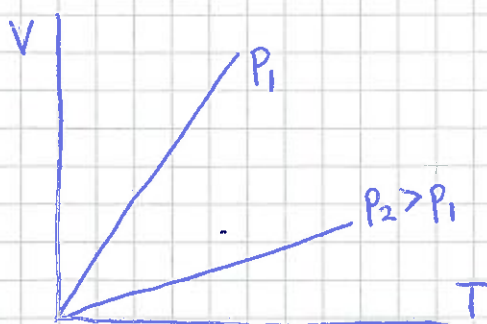
$$k_B = \frac{R}{N_A} \approx 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}} = \text{Boltzmanns konstant}$$

Ulike termodynamiske prosesser innebærer at systemets termodynamiske tilstand (p og/eller V og/eller T) endres.

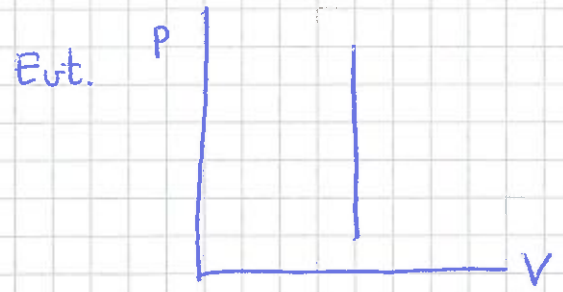
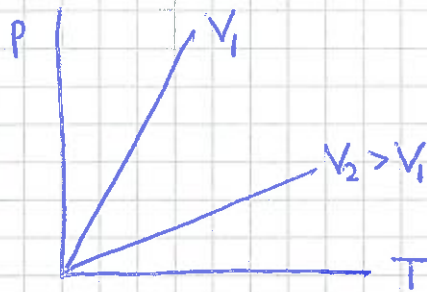
Isoterm prosess: $T = \text{konstant} \Rightarrow p(V) = \frac{\text{konst.}}{V}$



Isobar prosess: $p = \text{konstant} \Rightarrow V(T) = \text{konst.} \cdot T$



Isokor prosess: $V = \text{konstant} \Rightarrow p(T) = \text{konst.} \cdot T$ (32)



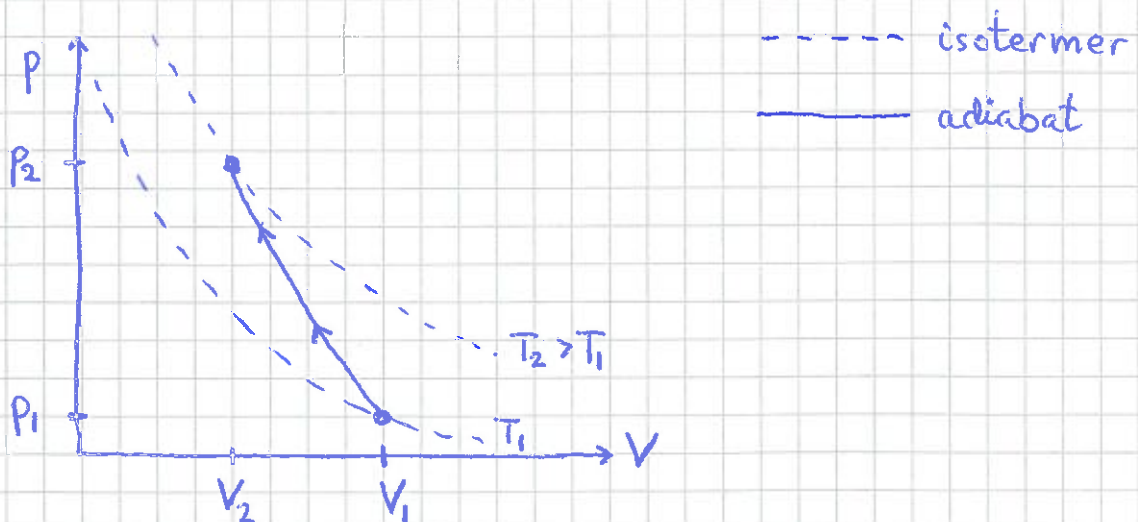
Adiabatisk prosess:

Varmeisoleret system; $\Delta Q = 0$.

(Da endres typisk både p , T og V .)

Eks:

- Rask sammenpressing av lufta i ei sykkelpumpe. Ikke varmeisoleret, men varmeoverføring tar tid, så derfor er $\Delta Q \approx 0$ når vi pumper raskt. Vi gjør arbeid på lufta, så luftas energi ("indre energi") øker. Da øker også luftas temperatur:



- ① Anta konstante tettheter ρ (og tyngdeakselerasjon g) og regn ut (a) trykkreduksjon pr 100 m høydeskning i luft, og (b) trykkøkning pr 10 m dybdeskning i vann. Bruk enheten atm i slottsvarene. $1 \text{ atm} \approx 10^5 \text{ Pa}$.
- ② Når sykkelpumpe viser 60 psi, betyr det at lufttrykket inne i dekket er 60 psi høyere enn det omgivende atmosfæretrykket. Hva er da det totale trykket i dekket, angitt i enheten atm?
 $1 \text{ pound} = 454 \text{ g}$, $1 \text{ in} = 25.4 \text{ mm}$,
psi = vekten av et pound, pr square inch
- ③ En bil har masse 1600 kg og 4 hjul med dekktrykk ("overtrykk") 3 bar. Anta (ikke helt realistisk) jevnt fordelt vekt på de 4 hjulene og beregn kontaktflaten pr hjul mellom dekket og asfalten.
- ④ Lag en tabell med temperaturer, i både K og $^{\circ}\text{C}$, og i stigende rekkefølge for følgende termodynamiske tilstander: vann koker ved 1 atm; vann smelter ved 1 atm; det absolutte nullpunkt; normal kroppstemperatur; norsk kulderekord; norsk varmerecord; solas overflatetemperatur; etanol koker ved 1 atm; jern smelter; propan koker ved 1 atm; propan koker ved 11 atm.

⑤ Omtrent hvor mange molekyler er det i lufta på soverommet ditt? Hvor mange mol er dette?

⑥ Vis at 40 cm^3 luft ved 1 atm og 300 K inneholder omtrent $1/600$ mol. Regn deretter ut koeffisienten A i isothermen $p(V) = A/V$ ved 300 K , i enheten J . Regn også ut koeffisienten B i isobaren $T(V) = B \cdot V$ ved 1 atm , i enheten K/cm^3 .

⑦ Hva er SI-enheten til produktet $p \cdot V$?
 Enn produktet $k_B \cdot T$?
 Hva er verdien av $k_B \cdot T$ ved romtemperatur?

⑧ Johannes Diderik van der Waals fikk nobelpreisen i fysikk i 1910 "for his work on the equation of state for gases and liquids" (nobelprize.org).

For å ta hensyn til at molekylerne har et visst volum (slik at et gitt molekyl ikke har hele beholderens volum V til rådighet), og at molekylerne tiltrekker hverandre med svake krefter (jfr Kjemi, 2. samling), modifiserte van der Waals tilstandsligningen for ideell gass, $p = Nk_B T/V$, til

$$p = \frac{Nk_B T}{V - Nb} - \frac{a N^2}{V^2}$$

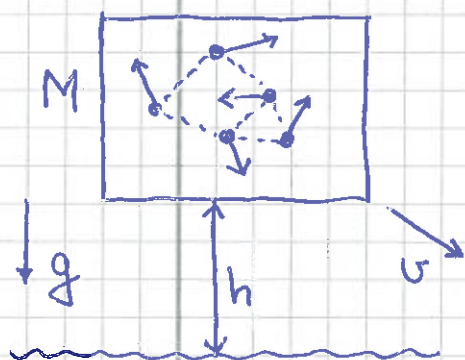
Hva er SI-enhetene til de to parametrene a og b ?

Ligningen kan skrives om til en 3. gradsligning i volumet V , på formen $V^3 + c_2 V^2 + c_1 V + c_0 = 0$.

Vis dette, og bestem på den måten størrelsene c_2 , c_1 og c_0 .

10/11 Indre energi

35

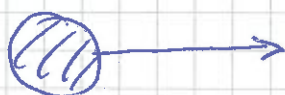


U = systemets indre energi
= sum av molekylene kinetiske og potensielle energi

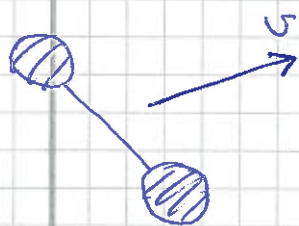
Den "ytre" mekaniske energien, $Mgh + \frac{1}{2}Mv^2$, regnes ikke som indre energi.

Indre kinetisk energi:

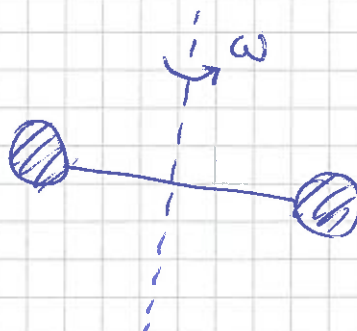
Atomær gass (edelgasser): $E_k = E_k^{\text{trans}}$ (kun translasjon)



Molekyler med to (eller flere) atomer: (gass eller væske)

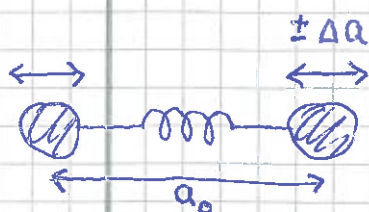


$$E_k^{\text{trans}} = \frac{1}{2}mv^2$$



$$E_k^{\text{rot}} = \frac{1}{2}I\omega^2$$

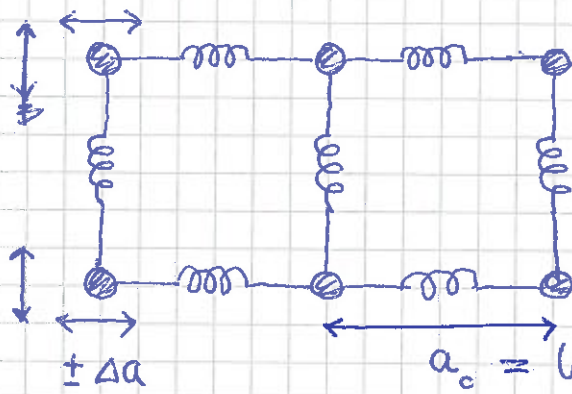
(rotasjon)



$$E_k^{\text{vib}}$$

(vibrasjon)

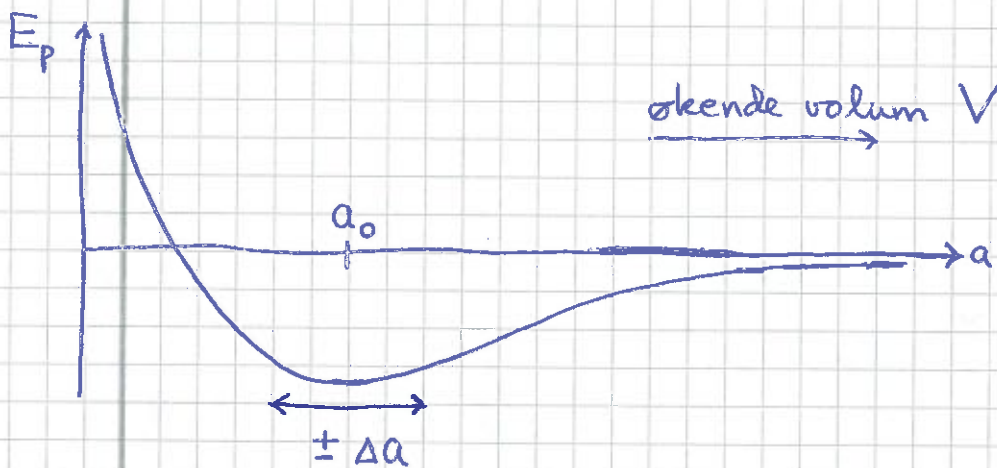
Fast stoff (krystall) :



$$E_k = E_k^{vib}$$

$a_0 = \text{likevektsavstand ("gitterkonstant")}$

Indre potensiell energi :



- Minimal E_p når $a = a_0$
- Smelting av fast stoff, evt. fordamping av væske, innebærer at bindinger mellom atomer, evt. molekyler, brytes; a blir mye større enn a_0 . Ser at dette krever tilførsel av energi, siden E_p da øker.
- Generelt avhenger E_p av volumet; $E_p(V)$
- For en ideell gass er $E_p = 0$, slik at $U = E_k$

Indre kinetisk energi og temperatur:

Ekvipartisjonsprinsippet ("lik fordeling") sier at ved absolutt temperatur T bidrar hvert kvadratiske ledd i energien med $\frac{1}{2}k_B T$ pr partikkel, i gjennomsnitt.

Dermed, siden $E_k^{\text{trans}} = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}mv_x^2 + \frac{1}{2}mv_y^2 + \frac{1}{2}mv_z^2$, dvs tre kvadratiske ledd ("frihetsgrader"):

$$\langle E_k^{\text{trans}} \rangle = \frac{3}{2} N k_B T \quad \text{for gass med } N \text{ molekyler}$$

Evt: Absolutt temperatur T er et direkte mål på molekylenees midlere kinetiske translasjonsenergi!

På lignende vis har molekyler kvadratiske rotasjons- og vibrasjonsfrihetsgrader, som hver bidrar med $\frac{1}{2}k_B T$ pr molekyl til hhv $\langle E_k^{\text{rot}} \rangle$ og (ved høy nok temperatur!) $\langle E_k^{\text{vib}} \rangle$, og dermed til gassens totale indre energi

$$U = \langle E_k^{\text{trans}} \rangle + \langle E_k^{\text{rot}} \rangle \quad \left(+ \langle E_k^{\text{vib}} \rangle \right)$$

Lineære molekyler ($O_2, N_2, CO_2, \dots$):

$\langle E_k^{\text{rot}} \rangle = \frac{2}{2} N k_B T$; pga rotasjon om to uavhengige akser (rot. om molekylets akse gir ikke bidrag!)

Ikke-lineære molekyler ($H_2O, CH_4, \dots$):

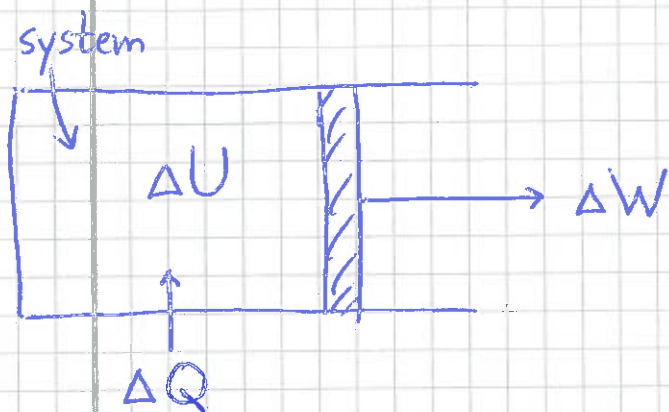
$\langle E_k^{\text{rot}} \rangle = \frac{3}{2} N k_B T$; pga rot. om tre uavh. akser

Varme, arbeid og termodynamikkens 1. lov

(38)

Varme = overført energi pga temperaturforskjeller; via varmeledning, stråling eller konveksjon; symbol Q , evt. ΔQ

Arbeid = andre former for energioverføring; symbol W , ΔW



ΔQ = varme tilført systemet fra omgivelsene

ΔW = arbeid utført av systemet på omgivelsene

ΔU = endring i systemets indre energi

Energibevarelse (eksperimentelt faktum):

Den totale energien i et isolert system er konstant.

Her innebærer "isolert system" systemet + omgivelsene.

Dermed følger:

$$\Delta Q = \Delta U + \Delta W$$

Termodynamikkens 1. lov
("1. hovedsetning")

Merk fortegnskonvensjonen:

$\Delta Q > 0$ betyr varme inn i systemet

$\Delta W > 0$ — arbeid utført av systemet

$\Delta U > 0$ — økning i systemets indre energi

Varmekapasitet. Kalorimetri



$C = \frac{\Delta Q}{\Delta T}$ = legemets (systemets) varmekapasitet. Enhet: $[C] = \frac{J}{K}$

Siden C selvsagt er proporsjonal med stoffmengden, er det mer hensiktsmessig med spesifikk varmekapasitet:

$c = C/m$ = varmekap. pr masseenhet ($J/kg \cdot K$)

$C_m = C/n$ = varmekap. pr mol ($J/mol \cdot K$)
(evt. molar varmekap.)

⇒ For å øke temp. med ΔT i masse m , evt. stoffmengde n , trengs varmetilførselen

$$\Delta Q = C \Delta T = c m \Delta T = C_m n \Delta T$$

Ekspenimentene kan utføres ved ulike betingelser:

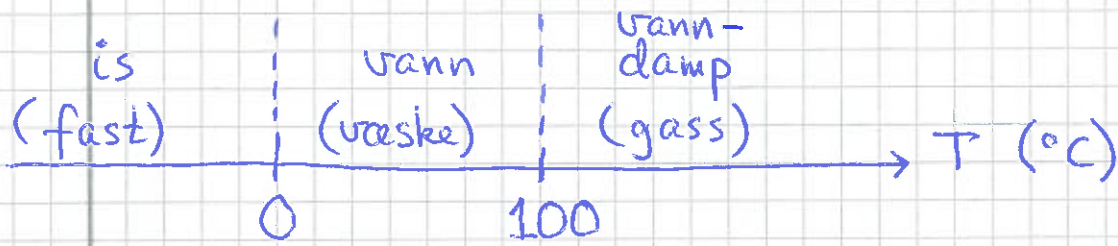
$C_p = (\Delta Q/\Delta T)_p$ = varmekap. målt med konstant trykk p

$C_v = (\Delta Q/\Delta T)_v$ = ————— || ————— volum V

[Har alltid $C_p > C_v$, spesielt for gasser. Hvorfor?]

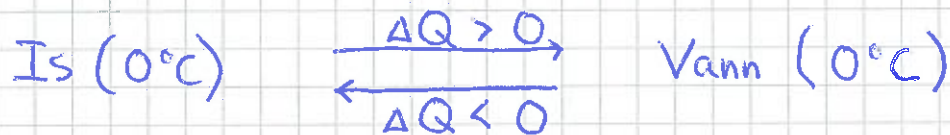
Faseoverganger og latent varme

H₂O ved normalt trykk:

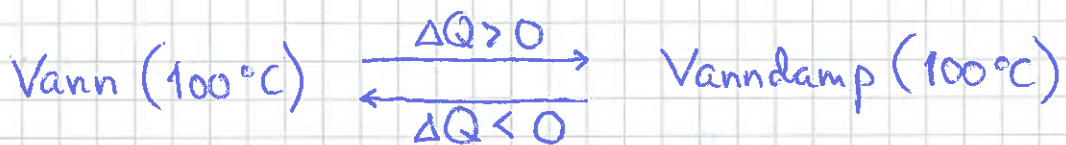


Overgang / Likevekt mellom ulike faser ved 0°C og 100°C :

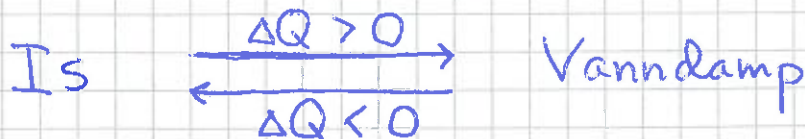
Smelting / Frysing (størkning):



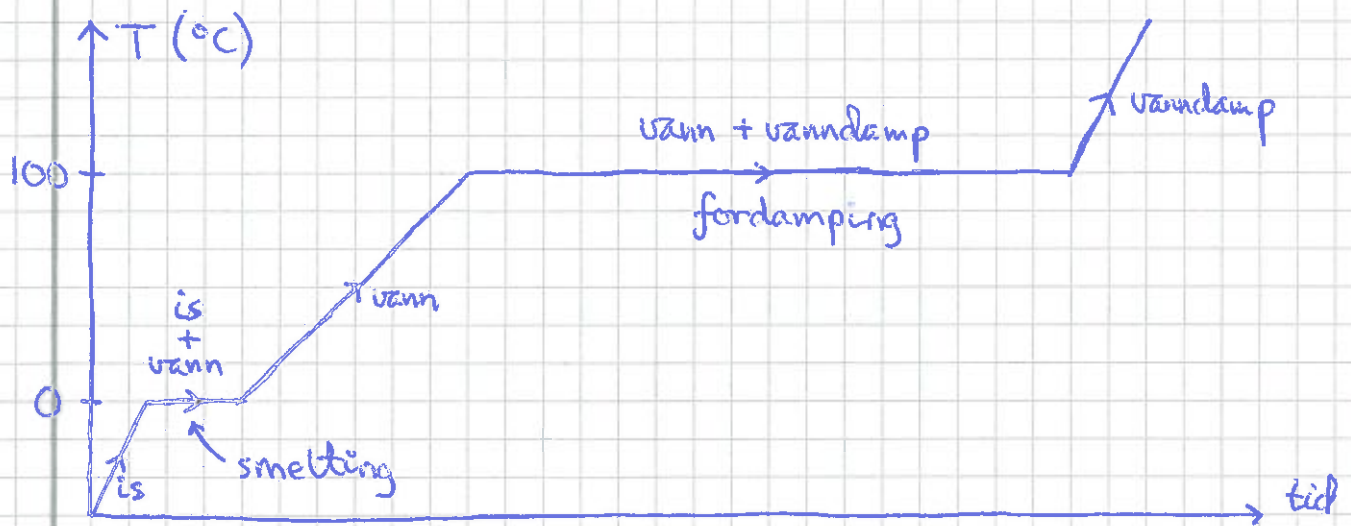
Fordamping (koking) / Kondensasjon:



Sublimasjon / Deposisjon:



Med jevn tilførsel av varme, dvs konstant varmeeffekt $P = \Delta Q / \Delta t$:



Ved faseovergangene tilføres varme uten at temperaturen øker

$$\Rightarrow E_k = E_k(T) = \text{konstant ved faseovergangene}$$

Tilført varme går med til å bryte bindinger mellom H_2O -molekylene i is (smelting) og vann (fordamping), samt å øke volumet mot det ytre lufttrykket ved fordamping ("dytte luftmolekylene unna")

$$\Rightarrow E_p \text{ øker ved faseovergangene}$$

Spesifikk latent varme:

l_{sm} = smeltevarme = påkrevd varme pr masseenheter for å smelte stoffet

l_f = fordampingsvarme = _____ " _____ fordampe stoffet

l_{sub} = sublimasjonsvarme = _____ " _____ sublimerer stoffet

$$(l_{sub} \approx l_{sm} + l_f)$$

Tallverdier for H_2O :

(42)

$$l_{sm} = 334 \text{ kJ/kg}, \quad l_f = 2257 \text{ kJ/kg}, \quad l_{sub} \approx 2600 \text{ kJ/kg}$$

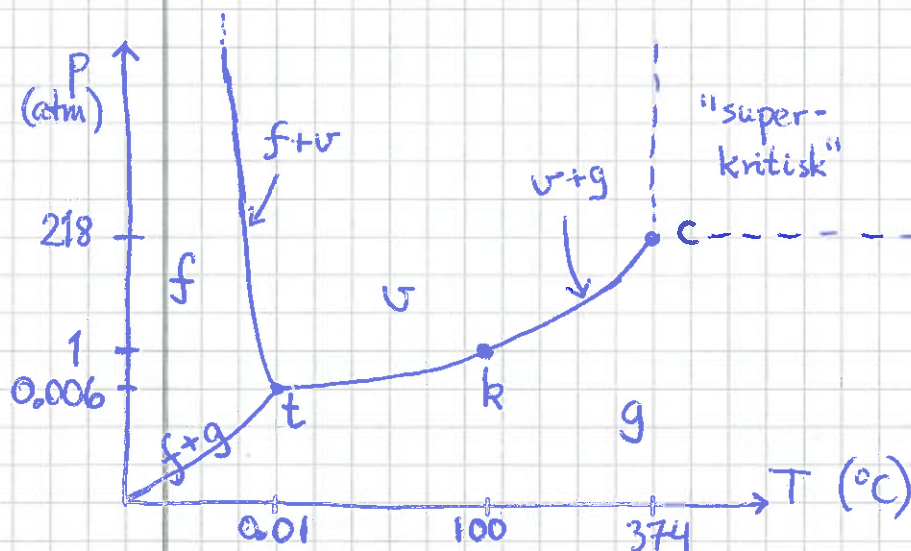
$$\text{Is: } c_p \approx 2.1 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K}$$

$$\text{Vann: } c_p \approx 4.2 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K}$$

$$\text{Vanndamp: } c_p \approx 2.0 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K}$$

1 cal (kalori) øker T fra 14.5 til 15.5°C i 1 gram vann ved $p = 1 \text{ atm} \Rightarrow 1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$

Fasediagram for H_2O :



f: fast stoff (is)
v: væske (vann)
g: gass (damp)

Koeksistenskurver: To faser i likevekt ($f+v$, $v+g$ eller $f+g$)

Trippelpunkt (t): Alle tre faser ($f+v+g$) i likevekt

Kritisk punkt (c): Her ender $v+g$ koeksistenskurven. Hvis $T > T_c = 374^\circ\text{C}$ og $p > p_c \approx 218 \text{ atm}$, forsvinner forskjellen på gass og væske.

Kokepunkt (k): Når damptrykket blir like stort som trykket i lufta omkring vannet, koker vannet. Inne i vannet dannes gass-bobler når T blir større enn T_k ($= 100^\circ\text{C}$ ved $p = 1 \text{ atm}$).

Høyt til fjells er lufttrykket litt lavere; da blir T_k litt mindre enn 100°C .

- ① RMS-verdien av hastigheten,

$$U_{\text{RMS}} = \sqrt{\langle u^2 \rangle},$$

Root Mean Square

sier mye om "typiske hastigheter" til molekylene i en gass. Bestem U_{RMS} for molekylene i luft ved $T=300\text{ K}$. (Molar masse er 29 g)

- ② I en gass med toatomige molekyler (mer generelt, lineære molekyler) bidrar fem uavhengige kvadratiske energiledd til gassens indre (kinetiske) energi U ved normale betingelser. Hva er da indre energi i en kubikmeter luft ved $T=300\text{ K}$?

- ③ Hvis varme, ΔQ , tilføres luft som er inneslengt i en beholder med konstant volum V , øker luftas indre energi med like mye som tilført varme, dvs $\Delta U = \Delta Q$. Hva er da C_V for luft?

$$(C_V = (\Delta Q / \Delta T)_V = \Delta U / \Delta T)$$

- ④ Vis at for en toatomig ideell gass gjelder sammenhengen

$$p = \frac{2U}{5V}$$

mellem trykk p , volum V og indre energi U .

⑤ For vann er $c_p = 4.2 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K}$.
Hva er da molar varmekapasitet c_{pm} for vann? (44)

⑥ Når 5g våndamp kondenserer ved 100°C ,
hva blir endringen ΔU i våndampens indre energi?

⑦ I fasediagrammet for H_2O beskrives koeksistenskurvene
av den såkalte damptrykk-kurven,

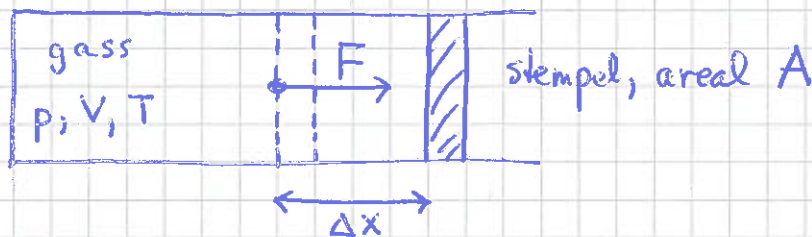
$$p_d(T) = p_d(T_t) \cdot \exp\left\{\frac{l}{R}\left(\frac{1}{T_t} - \frac{1}{T}\right)\right\},$$

når en av de to fasene er gass, og for temperaturer
ikke alt for langt unna trippelpunktet, $T_t = 273.16 \text{ K}$.
Videre er R gasskonstanten, og l er den aktuelle
molare latente varmen, hvor $l_f \approx 45 \text{ kJ/mol}$ for
fordamping og $l_{\text{sub}} \approx 51 \text{ kJ/mol}$ for sublimasjon.
Trykket p_d er her H_2O -molekylene bidrag til det
totale trykket når lufta er mettet med våndamp.

Sett inn tallverdier og bestem damptrykket p_d ved
romtemperatur, dvs $T = 300 \text{ K}$.

Hvor mange gram H_2O tilsvarer dette pr kubikkmeter
luft?

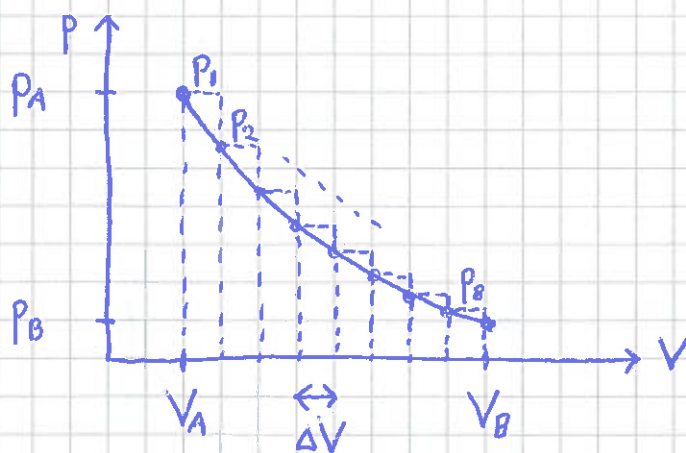
⑧ Regn ut damptrykket p_d i luft med $T = -10^\circ\text{C}$.
Sammenlign med p_d ved romtemperatur.

Arbeid i termodynamikk

Arbeidet som systemet (gassen) utfører på omgivelsene (stampelet) når gassen utvider seg ($V \rightarrow V + \Delta V$):

$$\Delta W = F \cdot \Delta x = p \cdot A \cdot \Delta x = p \cdot \Delta V$$

hvis trykket endrer seg underveis:



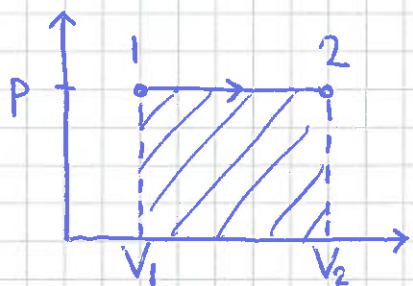
$$W \approx p_1 \Delta V + p_2 \Delta V + \dots + p_8 \Delta V = \sum_i p_i \cdot \Delta V$$

Når $\Delta V \rightarrow 0$: $W = \int_{V_A}^{V_B} p(V) dV = \text{arealet under kurven } p(V)$

$W > 0$ når gassen ekspanderer

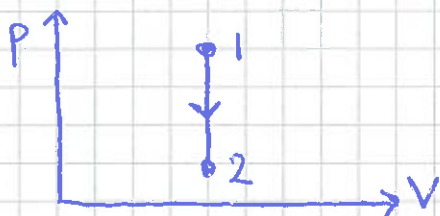
$W < 0$ —||— komprimeres

Isobar prosess:



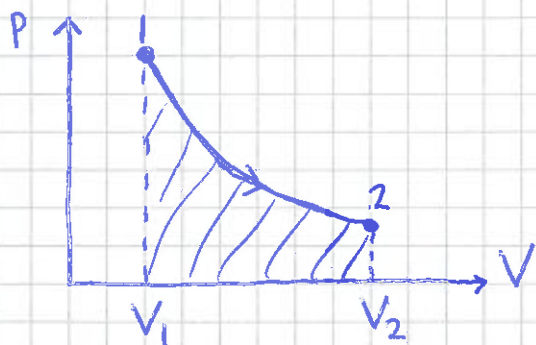
$$W = p \cdot (V_2 - V_1)$$

Isoker prosess:



$$\Delta V = 0 \Rightarrow W = 0$$

Isoterm prosess; ideell gass:



$$pV = nRT$$

$$\Rightarrow p(V) = nRT \cdot \frac{1}{V}$$

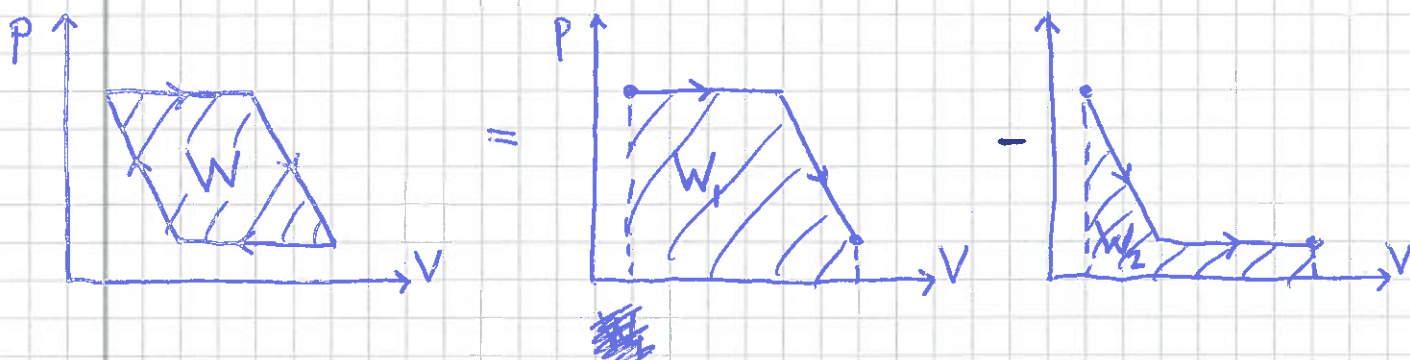
$$W = \int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT}{V} dV = nRT \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$

Naturlig logaritme: Hvis $y = e^x$, så er $x = \ln y$
($e \approx 2.72$)

Adiabatisk prosess; ideell gass: $\left(\gamma = \frac{C_{ip}}{C_{iv}} > 1; \text{ adiabat-konstanter} \right)$

$$W = \frac{nRT_1}{\gamma - 1} \left[1 - \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^{\gamma - 1} \right] ; T_1 = \text{starttemperaturer} \\ (T_2 < T_1)$$

Kretsprosess :



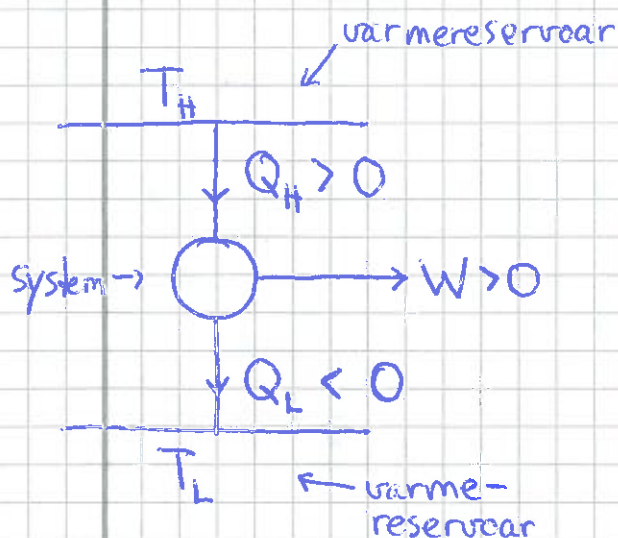
⇒ utført arbeid W pr syklus av kretsprosessen
 = omskiftet areal

Med klokka: $W > 0$ (netto arbeid på omgivelsene)

Mot "": $W < 0$ (—"—" på systemet)

Varmekraftmaskiner (f.eks. forbrenningsmotor)

Omdanner varme (evt. andre "kjemisk" energi) til arbeid:



- varme Q_H overføres fra varmeres. med (høy) temp. T_H til systemet
- nyttig arbeid W utføres av syst. på omgivelsene
- varme Q_L overføres til varmeres. med (lav) temp. T_L fra systemet

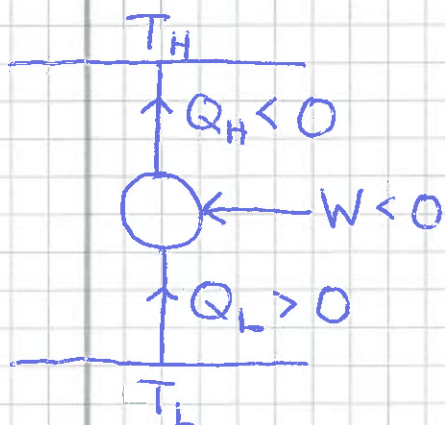
$$\text{Virkningsgrad} = \frac{\text{Nytte}}{\text{Kostnad}}$$

$$\text{Her: } \eta = W/Q_H$$

Kjøleskap, varmepumpe

(48)

Omdanner arbeid W til varme:



- varme Q_L overføres fra lavtemp.reservoaret til systemet
- arbeid W utføres på systemet
- varme Q_H overføres til høytamp.res. fra systemet

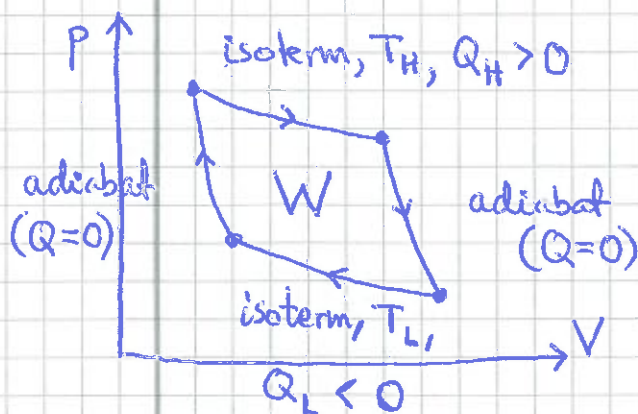
Effektfaktor (virkningsgrad):

Kjøleskap: Nytte = Q_L , Kostnad = $|W| \Rightarrow \epsilon_K = \left| \frac{Q_L}{W} \right|$

Varmepumpe: Nytte = $|Q_H|$, Kostnad = $|W| \Rightarrow \epsilon_V = \left| \frac{Q_H}{W} \right|$

Carnot-prosessen

Reversibel kretsprosess, to isotermer og to adiabater.



$$\Delta U = 0 \text{ for hele kretsprosessen} \Rightarrow W = Q_H + Q_L = Q_H - |Q_L|$$

$$\text{Virkningsgrad: } \eta_c = \frac{W}{Q_H} = 1 - \frac{|Q_L|}{Q_H} < 1$$

Det kan vises at $\frac{Q_H}{T_H} + \frac{Q_L}{T_L} = 0$, slik at $\frac{Q_L}{Q_H} = -\frac{T_L}{T_H}$

$\Rightarrow \eta_c = 1 - \frac{T_L}{T_H} =$ optimal teoretisk virkn.grad
for en varmekraftmaskin

Carnot-kjøleskap:

$$\varepsilon_K = \left| \frac{Q_L}{W} \right| = \left| \frac{Q_L}{Q_H + Q_L} \right| = \frac{T_L}{T_H - T_L}$$

Carnot-varmepumpe:

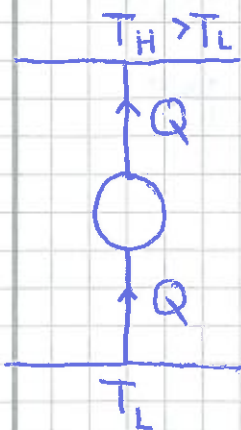
$$\varepsilon_V = \left| \frac{Q_H}{W} \right| = \left| \frac{Q_H}{Q_H + Q_L} \right| = \frac{T_H}{T_H - T_L}$$

Termodynamikkens 2. lov

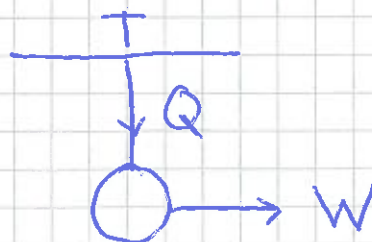
Clausius (1850): Varme går ikke av seg selv fra
lav til høyere temperatur.

Kelvin (1851): Varme kan ikke omformes fullstendig
til arbeid.

Skjematisk (og mer presist):



... er umulig.



... er umulig. Dvs:

$\eta = W/Q = 1$ er umulig;

i tråd med at $\eta_{\max} = \eta_c < 1$.

Altså: 2. lov er en erfaringssak, og setter begrensning på hva som er mulige prosesser, selv om 1. lov, energibevarelse, er oppfylt.

(50)

Entropi

$\Delta S \stackrel{\text{def}}{=} \frac{Q}{T}$ = endring i entropien S til et system som tilføres varme Q ved temperatur T

Enhet: $[S] = \text{J/K}$

Eks: ΔS i Carnot-prosessen

$$\Delta S_{\text{system}} = \frac{Q_H}{T_H} + \frac{Q_L}{T_L} = 0 \quad (\text{systemets } \Delta S)$$

$$\Delta S_H = -\frac{Q_H}{T_H} < 0 \quad (\text{høytemp. reservoars } \Delta S)$$

$$\Delta S_L = -\frac{Q_L}{T_L} > 0 \quad (\text{Lav } \text{---} \text{---} \text{---} \Delta S)$$

$$\Rightarrow \Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{system}} + \Delta S_H + \Delta S_L = 0$$

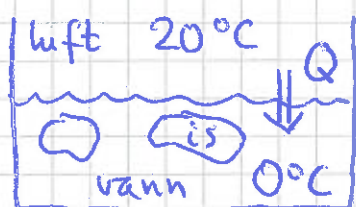
for denne idealiserke, reversible prosessen, med null temp. forskjell mellom system og reservoar når varme overføres. Uendelig langsom teoretisk idealisering!

Virkelige prosesser er irreversible, og varme overføres ved en viss temp. forskjell mellom system og reservoar. Da er

$$\underline{\Delta S_{\text{total}} > 0}$$

alltid!

①



50 g is smelter uten at temperaturen i luft eller is/vann endrer seg.

Bestem $\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{isvann}} + \Delta S_{\text{luft}}$
($l_{\text{sm}} = 334 \text{ kJ/kg}$)

②



Finn $\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{inne}} + \Delta S_{\text{ute}}$

③

Vís at termodynamikkens 1. lov kan skrives på formen

$$T \cdot \Delta S = \Delta U + p \cdot \Delta V$$

(Som er veldig kjekt, fordi ligningen nå inneholder bare tilstandsfunksjoner, og ikke prosessvariablene ΔQ og ΔW .)