

# TOEGEPASTE THERMODYNAMICA

## Chapter 1: INTRODUCTION AND BASIC CONCEPTS

### 1. Thermodynamics and energy

= wetenschap van de E

Belangrijke te onthouden begrippen/wetten:

- **Behoud van energie:** totale hoeveel E verandert niet, E kan niet bijgemaakt of vernietigd worden

→ Overdracht tussen kinetische energie en potentiële energie

-  $\Delta E = E_{in} - E_{out}$  = E-balans

- Eerste en tweede wet van thermodynamica

- In deze cursus: klassieke thermodynamica = macroscopisch

=> thermodynamica = mogelijkheid om veranderingen te induceren (overal toegepast)

### 2. Importance of dimensions and units

**Dimensies en eenheden** = heel belangrijk → formules vergeten: kijk dan naar de eenheden want alle vergelijkingen moeten dimensionaal homogeen zijn (juiste eenheden optellen en vermenigvuldigen)

**Verdeling dimensies:** Primaire of fundamentele dimensies <> Secundaire of afgeleide dimensies (opgesteld vanuit de primaire dimensies)

**Gebruik van SI-systeem :**

$10^{12}$ tera T	$10^3$ kilo k	$10^{-1}$ deci d	$10^{-6}$ micro $\mu$
$10^9$ giga G	$10^2$ hecto h	$10^{-2}$ centi c	$10^{-9}$ nano n
$10^6$ mega M	$10^1$ deca da	$10^{-3}$ milli m	$10^{-12}$ pico p

Belangrijk onderscheid: **massa (kg) ≠ gewicht (N)**

→ gewicht is een kracht

$W = m \cdot g$

! Specifiek gewicht =  $\gamma = p \cdot g$  = gewicht per volume-eenheid

**Arbeid W** = kracht x verplaatsing =  $F \cdot x$

[W] = 1J = 1N . m 1N = 1 kg . (m/s<sup>2</sup>)

1 calorie = 1 cal = 4.1868 J 1J/s = 1W

! 1 cal = E die nodig is om 1g H<sub>2</sub>O bij 14.5 °C tot 15.5 °C te laten stijgen

### 3. Systems and control volumes

- **Gesloten systeem** = controle massa, geen massatransport, wel arbeid en/of warmtetransport (E-transport)

- **Geïsoleerd systeem** = geen massa-, arbeid- en warmtetransport

- **Open systeem** = controle volume, zowel massa als energie kan getransporteerd worden tussen systeem en omgeving

Alles buiten het systeem = **omgeving**

→ scheiding tussen omgeving en systeem = **grens** (vast of beweegbaar, reëel of imaginair)

De grenzen van controle volume = **controle oppervlak**

! Systeem wordt voorgesteld dmv stippellijn

Goed geïsoleerd systeem wordt voorgesteld door een dikke lijn

#### 4. Properties of a system (= eigenschappen)

- **Intensieve eigenschappen**: onafhankelijk van massa van systeem ( $T, P, \rho, \dots$ ) = kleine letters

- **Extensieve eigenschappen**: afhankelijk van grootte systeem ( $m_{tot}, V_{tot}, \dots$ ) = hoofdletters

! Per massaeenheid = **specifieke eigenschappen** (meestal kleine letters)

**Continuum**: continue homogene materie zonder gaten (puntfuncties)

! Dimensie>>gem. vrije weglengte (afstand dat deeltje kan afleggen zonder te botsen)

=> enkel dan als continuum beschouwen

#### 5. Density and specific gravity

**Dichtheid**  $\rho = m/V$        $[\rho] = \text{kg/m}^3$

→ hangt af van T en druk

Differentiaalvorm:  $\rho = \delta m / \delta V$

**Specifiek volume**  $v = V/m = 1/\rho$  (reciproke van dichtheid)

Relatieve dichtheid = **specifieke gravitatie** =  $SG = \rho/\rho_{H2O}$  (dimensieloos)

→ dichtheid van stof vergelijken met deze van water (andere stof kan ook)

**Specifiek gewicht** =  $\gamma_s = \rho \cdot g$

#### 6. State and equilibrium

**Toestand van het systeem** = wanneer de eigenschappen niet veranderen

! **Evenwichtstoestand**: geen drijvende krachten, E-balans

=> verschillende evenwichten: thermisch/mechanisch (obv druk)/chemisch/fase

**Toestandspostulaat**: De toestand van een eenvoudig samendrukbaar systeem wordt volledig beschreven door twee onafhankelijke, intensieve eigenschappen

- Eenvoudig samendrukbaar: afwezigheid elektr/magn/grav/dynamisch/opp.spanning -

- Onafhankelijk: de 1 kan veranderd worden terwijl de ander constant blijft

#### 7. Processen and cycles

**Proces** = overgang van ene evenwichtstoestand naar een ander (definiëren door begin- en eindtoestand)

**Procespad** = serie toestanden die doorlopen worden tijdens een proces, 'path'

**Quasi-evenwicht** = infinitesimaal dicht bij het evenwicht in alle tijden

Proces: traag, eigenschappen passen zich aan

→ geïdealiseerde toestand, géén werkelijk proces

### **Non-quasi-evenwicht**

Proces: snel

**Iso-** = bepaalde eigenschap blijft cte Isotherm ( $T=cte$ ), isobaar ( $P=cte$ ), isochoor ( $V=cte$ )

**Cyclus**= systeem gaat na een verandering terug over naar zijn begintoestand op het einde van het proces

**Steady-flow proces** → steady: geen verandering in de tijd (tegenovergestelde van transient/unsteady)

⇒ Voor lange tijdsperiode in zelfde condities functioneren

Een proces waarbij een vloeistof 'steady' doorheen een controle volume stroomt

**Uniform proces:** geen verandering in locatie

## *8. Temperature and the zeroth law of thermodynamics*

**Warmte** = moeilijk te definiëren conditie

**De Nulde Wet:** Als 2 lichamen in thermisch evenwicht zijn met een derde, dan zijn deze twee lichamen ook in thermisch evenwicht met elkaar

→ Thermisch evenwicht = zelfde temperatuur!

### **Temperatuurschaal:**

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

smeltpunt  $0^{\circ}\text{C}$  kookpunt  $100^{\circ}\text{C}$

Fahrenheit schaal ( $^{\circ}\text{F}$ )  $T(^{\circ}\text{F}) = T(^{\circ}\text{C}) \cdot 1.8 + 32$

smeltpunt  $32^{\circ}\text{F}$  kookpunt  $212^{\circ}\text{F}$

Kelvinschaal (K)  $T(\text{R}) = T(\text{K}) \cdot 1.8$

Rankine schaal (R)  $T(\text{R}) = T(^{\circ}\text{F}) + 459.67$

$$! \Delta T(\text{K}) = \Delta T(^{\circ}\text{C}) \quad \Delta T(\text{R}) = \Delta T(^{\circ}\text{F})$$

Ideale gas temperatuurschaal: bij lage druk = T proportioneel aan P bij constante V

$$T = a + b.P \quad \text{extrapolatie!}$$

Absolute gas temperatuurschaal: a=0 dus T=b.P

=> Thermodynamisch gebruiken we steeds Kelvin!

Tripelpunt H<sub>2</sub>O = 273,16K ( $0,01^{\circ}\text{C}$ ) → T waarbij de drie fasen van water in evenwicht voorkomen

## *9. Pressure (druk)*

= Normale kracht uitgeoefend door fluïdum per opp.eenheid (bij gas/vloeistof, ! bij vaste stof: stress)

$$[P] = 1\text{N/m}^2 = 1\text{Pa} = 1\text{J/m}^3$$

$$1\text{bar} = 105\text{Pa} = 0.1\text{MPa} = 100\text{kPa}$$

$$1\text{atm} = 101.325\text{kPa} = 1.01325\text{bar}$$

**Absolute druk:** wordt gemeten tegenover vacuüm

- vacuum druk (=atm.druk – abs.druk) wanneer  $P_{atm} > P_{abs}$
- gage pressure (= abs.druk – atm.druk) wanneer  $P_{atm} < P_{abs}$

Druk in fluïdum is **hetzelfde in alle richtingen qua grootte** maar niet qua oriëntatie (scalair)

Water: verticaal: druk toename met de diepte / horizontaal: geen drukverandering

Beschouw element in water met afmetingen x en y, bovendruk  $P_1$  en onderdruk  $P_2$

$$F = m \cdot a$$

$$P_2 \cdot x - P_1 \cdot x = \rho \cdot x \cdot y \cdot g$$

$$P = \rho \cdot g \cdot h$$

Druk in fluïdum in rust onafhankelijk van vorm of doorsnede

**Wet van Pascal:** externe druk op fluïdum zorgt voor even grote stijging van druk fluïdum

$P_1 = P_2 \rightarrow F_1/A_1 = F_2/A_2 \rightarrow F_2/F_1 = A_2/A_1$  met  $A_2/A_1$  is het ideaal mechanisch voordeel

! door een goede verhouding te zoeken kunnen met behulp van kleine  $F$  een grote  $F$  leveren

## 10. Manometer

Druk bepalen voor niet mengbare vloeistoffen:  $P_2 = P_{atm} + \rho_1 g h_1 + \dots + \rho_x g h_x$

## 11. Barometer and atmospheric pressure

Atmosferische druk = barometer druk

Standaard atmosfeer: bij  $0^\circ\text{C}$     760 mm Hg = 760 torr met 1 torr=133.3Pa

## Chapter 2: Energy, energy transfer and general energy analysis

### 1. Introduction

Wanneer E overgaat van de ene in de andere vorm, gaat E van kwaliteit veranderen

**DOEL:** Energiebehoud doelt op kwaliteit en niet op kwantiteit

Elektrische energie (hoogste kwaliteit) → volledig thermische energie (warmte)

Warmte (laagste kwaliteit) → slecht kleine fractie elektrische energie

### 2. Forms of energy

Σ Thermisch, mechanisch, kinetisch, potentieel, elektrisch, magnetisch, chemisch, nucleair

= **Totale energie E**       $e = E/m$  = energie per massa-eenheid

- Macro: Ekin en Epot       $KE = mV^2/2$        $PE = mgz$        $ke = V^2/2$        $pe = gz$

- Micro: E intern (moleculafhankelijk)      U

$$E = U + KE + PE = U + mV^2/2 + mgz \text{ (kJ)} \quad e = u + ke + pe = u + V^2/2 + gz \text{ (kJ/kg)}$$

**Stationair systeem:** gesloten systeem dat niet beweegt, waarbij dus  $\Delta E = \Delta U$  omdat er geen  $\Delta KE / \Delta PE$  is

**Mass flow rate  $m^\circ$**  =  $\rho V^\circ = \rho A_c V_{avg}$  (kg/s) = hoeveelheid massa dat door een doorsnede stroomt per tijdseenheid  
 $A_c$  is doorsnede V is volume flow rate

**Energy flow rate** =  $E^\circ = em^\circ$  (kJ/s of kW)

**Interne energie** is alle mogelijke microscopische vormen van energie van een systeem daarbij hoort:

→ alle KE/PE van moleculen

Afhankelijk van moleculaire structuur en activiteit

- Voelbare energie = deel van interne energie geassocieerd met KE

- Latente energie = interne energie geassocieerd met fase van systeem (afhankelijk van bindings F)

- Chemische energie = interne energie geassocieerd met atomaire bindingen van molecule

- Nucleaire energie = interne energie geassocieerd met sterke kernkrachten

- Statische E: opgeslagen in het systeem

- Dynamische E: E-interacties door warmte of arbeid

**Mechanische energie:** fluidum transporteren

= energievorm die volledig omgezet kan worden tot mechanische arbeid door een ideaal mechanisch toestel zoals een turbine dus KE en PE niet thermische E

- Pomp → ME door P toename

- Turbine → ME door P afname

$$e_{mech} = P/\rho + V^2/2 + g.z \text{ (kJ/kg)} \quad \rightarrow \text{flowwork} + KE + PE$$

! Conventie: - → geleverd door fluidum

+ → opgenomen door fluidum

$$\Delta E^\circ_{mech} = m^\circ \left( \frac{P_2 - P_1}{\rho} + \frac{V_2^2 - V_1^2}{2} + g(z_2 - z_1) \right)$$

### *3. Energy transfer by heat*

**Warmte:** energievorm die tussen twee systemen getransfereerd wordt ten gevolge van een temperatuursverschil = **E- in overgang** die enkel herkend wordt als het het systeem verlaat

! Thermodynamisch: proces waarbij transfer van thermische energie plaats vindt

$$q = Q/m \quad Q = Q^\circ \Delta t$$

**Warmtetransfer** gebeurt op 3 manieren:

- Conductie: energietransfer t.g.v. interacties tussen de deeltjes
- Convectie: energietransfer tussen stilstaand opp. en bewegend fluidum
- Straling: energietransfer t.g.v. emissie van elektromagn. golven (fotonen)

**Conventie:**      + → energie naar een systeem toe  
                        - → energie van een systeem weg

### *4. Energy transfer by work (vector)*

**Arbeid: energietransfer** geassocieerd met een kracht over een afstand (geen E-vorm, maar E in overgang)

**Conventie:**      + → arbeid door systeem  
                        - → arbeid aan systeem

w = W/m       $\delta w$  en geen dw !! reden?

- Inexakte differentiaal: afhankelijk van afgelegd pad, padfuncties (vb:W, Q)
- Exacte differentiaal: onafhankelijk van afgelegde weg, puntfuncties (vb:V,P)

Arbeid en warmte zijn **energietransfer mechanismen** omdat:

- Grensfenomenen van een (gesloten) systeem
- Systemen bezitten energie maar geen arbeid of warmte
- Geassocieerd met proces, niet met een toestand
- Padintegralen: afhank. van de gevuldte route → inexakte differentiaal

**Elektrische arbeid:** Elektronen die voorbij de grens van het systeem vloeien voeren elektrische arbeid uit op het systeem

$W_e = \mathbf{V} \cdot \mathbf{N}$  (met  $\mathbf{V}$ =potentiaalverschil) → elektrische arbeid wanneer N coulomb elektrische lading over  $\mathbf{V}$  beweegt

$W_e = \mathbf{V} \cdot \mathbf{I}$  (met  $\mathbf{I}$ =hoeveelheid elektrische ladingen over  $\mathbf{V}$  bewegen per tijdseenheid, stroom)

### *5. Mechanical forms of work*

Kracht die werkzaam is over een afstand,  $W=F.s$  → integratie over afstand s wanneer F een cte is

Arbeid uitgevoerd door een externe kracht op systeem in de richting van de beweging is **negatief**

Arbeid tussen systeem en omgeving

- Kracht werkzaam op de grenszone
- Grenszone moet kunnen bewegen !

**Schacht arbeid:** (roterende schacht):  $T \text{ (Torque)} = F \cdot r$        $n$  is aantal draaiingen  
 $F = T/r$ ,  $s = (2 \cdot \pi \cdot r) \cdot n \rightarrow W_{sh} = F \cdot s = (T/r) \cdot (2 \cdot \pi \cdot r \cdot n) = 2 \cdot \pi \cdot n \cdot T$

Arbeid van een **veer**:  $\delta W_{veer} = F \cdot dx$  met  $F = k \cdot x$

Arbeid op **elastische vaste staven**: Vaste stof: model van lineaire veer, elastische gebied, zelfde vergelijkingen

!  $P$  wordt vervangen door de normale stress  $\sigma_n = F/A$   
 $\delta W_{el} = \sigma_n \cdot A \cdot dx$

Arbeid geassocieerd met **strekken van vloeistoffilm**:

Kracht om microscopische krachten tussen moleculen aan het opp te overwinnen:  
gedefinieerd met de opp.spanning:  $\sigma_s$  (N/m)  
Opgepast ! je hebt een factor 2 omdat je met de beiden kanten van de film rekening moet houden  
 $\delta W_{el} = \sigma_s \cdot 2x \cdot dx$

Arbeid om **lichaam op te heffen of te versnellen**: veranderingen in KE/PE

- Op heffen:  $\Delta W = \Delta PE$
- Versnellen:  $\Delta W = \Delta KE$

**Niet mechanische arbeid:** Algemene kracht:  $F \cdot dx = \delta W$   
vbn. elektrische, magnetische, elektrische polarisatie

## 6. The first law of thermodynamics

**Behoud van energie:** voor alle adiabatische processen tussen twee specifieke toestanden van een gesloten systeem kan  $E$  niet gecreëerd of vernietigd worden, enkel overgaan in andere vormen

=>  $\Delta E = \text{netto arbeid}$

! Adiabatische processen: netto arbeid is hetzelfde tussen twee toestanden van een gesloten systeem

**energiebalans:**  $E_{in} - E_{out} = \Delta E$

**Energieverandering:**  $\Delta E_{sys} = E_{finaal} - E_{initieel}$

- $\Delta E = \Delta U + \Delta KE + \Delta PE$
- $\Delta U = m(u_2 - u_1)$        $\Delta KE = 1/2 \cdot m(V_2^2 - V_1^2)$        $\Delta PE = mg(z_2 - z_1)$
- Stationair:  $\Delta E = \Delta U$  want snelheid blijft gelijk ( $KE = 0$ ) en hoogte blijft gelijk ( $PE = 0$ )

**Mechanismen van E-transfer:**

- Warmtetransfer: aan systeem, energie v/d moleculen dus interne energie stijgt
  - Arbeidtransfer: aan systeem, dan stijgt de energie
  - Massastroom: massa kan energie dragen,  $E$  stijgt
- $$E_{in} - E_{uit} = (Q_{in} - Q_{uit}) + (W_{in} - W_{uit}) + (E_{m,in} - E_{m,uit}) = \Delta E_{sys}$$
- !!  $Q=0$ : adiabatisch,  $W=0$ : geen arbeid,  $E_m=0$ : gesloten

## Energiebalans:

- $E_{in} - E_{uit} = \Delta E_{sys}$  OF  $E^{\circ}_{in} - E^{\circ}_{uit} = dE_{sys}/dt$
- Voor cte verhouding, zijn de waarden gelinkt aan de tijd:  $Q = Q^{\circ} \Delta t$   $W = W^{\circ} \Delta t$   
 $\Delta E = (dE/dt) \Delta t$
- Cyclus:  $\Delta E_{sys} = E_2 - E_1 = 0$

## 7. Energy conversion efficiencies

**Performantie** = gewenste output/benodigde input

→ efficiëntie: zo weinig mogelijk input, voor zo veel mogelijk output

Verbranding v/e brandstof: **calorische waarde (HV)**: hoeveelheid warmte afgegeven als een eenheid brandstof bij KT (=kamertemperatuur) volledig verbrand wordt en de verbrandingsproducten afgekoeld worden tot KT

**Verbrandingsefficiëntie**:  $\eta_{verbr} = Q/HV$  = hoeveelheid warmte afgegeven/calorische waarde van de brandstof

- LHV (lower heating value): H<sub>2</sub>O verlaat als damp
- HHV (higher heating value): H<sub>2</sub>O verlaat als vloeistof en de verdampingswarmte wordt gerecupereerd.

Bij energiecentrales: Mechanisch vermogen bij de turbine of elektrisch vermogen bij de generator

**Generator efficiëntie**: elektrische vermogen uit/mechanisch vermogen in

**Globale efficiëntie**:  $\eta_{globaal} = \eta_{verband} \cdot \eta_{thermisch} \cdot \eta_{generator} = W^{\circ}_{netto, elektr} / (HHV \cdot m^{\circ}_{net})$

**Verlichtingsefficiëntie** = hoeveelheid licht output/ elektrische E verbruikt

**Schachtarbeid** = mechanische arbeid:

$$\eta_{mech} = ME \text{ output} / ME \text{ input} = E_{mech,uit} / E_{mech,in} = 1 - (E_{mech,verlies} / E_{mech,in})$$

- P,V of positie v/e fluidum doen stijgen: pomp  
 $\eta_{pomp} = \Delta E^{\circ}_{mech,fluid} / W^{\circ}_{schacht,in} = W^{\circ}_{pomp,nuttig} / W^{\circ}_{pomp}$  **pompefficiëntie**
- Extractie van ME: turbine  
 $\eta_{turbine} = W^{\circ}_{schacht} / \Delta E^{\circ}_{mech,fluid} = W^{\circ}_{turbine} / W^{\circ}_{turbine, e}$  **turbine-efficiëntie**

**Efficiënties**:

- $\eta_{motor} = W^{\circ}_{schacht,uit} / W^{\circ}_{elektr,in}$  **motorefficiëntie**
- $\eta_{generator} = W^{\circ}_{elektr,uit} / W^{\circ}_{schacht,in}$  **generatorefficiëntie**
- $\eta_{pomp-motor} = \eta_{pomp} \cdot \eta_{motor} = W^{\circ}_{pomp,nut} / W^{\circ}_{elektr,in} = \Delta E^{\circ}_{mech,fluid} / W^{\circ}_{elektr,in}$  **gecombineerde efficiëntie**
- $\eta_{turbine-generator} = \eta_{turbine} \cdot \eta_{generator} = W^{\circ}_{elektr,uit} / W^{\circ}_{turbine,e} = W^{\circ}_{elektr,uit} / |\Delta E^{\circ}_{mech,fluid}|$  **gecombineerde efficiëntie**

## 9. Topic special interest: Mechanisms of Heat Transfer

**Conductie:** transfer van energie van de meest energetische deeltjes naar de naburige minst energetische deeltjes t.g.v. interactie tussen de deeltjes

$$Q^{\circ}_{\text{cond}} = k_t \cdot A \cdot \Delta T / \Delta x \text{ (Watt)} \quad \text{met } k_t \text{ is de thermische geleidbaarheid (cte)}$$

Wet van Fourier:  $Q^{\circ}_{\text{cond}} = -k_t \cdot A \cdot dT / dx$

→ - teken zodat conductie in +richting ook + is

**Convectie:** energietransfer tussen een vast opp. en een bewegend fluidum, combinatie van conductie en beweging (snellere beweging, stijgende E-transfer)

→ Geforceerde of vrije convectie

! Warmteproces die faseverandering teweegbrengt: ook convectie

Newton's law of cooling:  $Q^{\circ}_{\text{conv}} = h \cdot A \cdot (T_s - T_f) \text{ (Watt)}$

Met  $h$  is de warmtetransfercoëfficiënt: experimenteel bepaald!

**Straling:** energie in de vorm van EM golven (fotonen) t.g.v. de verandering in de elektrische configuraties v/d atomen of moleculen (geen medium)

→ Thermische straling: het is een volume of opp. fenomeen (uitgezonden door voorwerpen door  $T$ )

$$Q^{\circ}_{\text{emit,max}} = \sigma \cdot A \cdot T_s^4 \quad \text{zwart lichaam} \quad \text{met } \sigma \text{ is de Stefan Boltzmann constante (fractie geabsorbeerd wordt)}$$

$$Q^{\circ}_{\text{emit}} = \varepsilon \cdot \sigma \cdot A \cdot T_s^4 \quad \text{met } \varepsilon: \text{emissiviteit} \rightarrow \text{temperatuur veel invloed op hoeveelheid straling}$$

$\varepsilon$  is gelegen tussen 0 en 1 ! (1=zwarte lichamen)

**Wet van Kirchhoff:**  $\varepsilon = \sigma$  bij dezelfde  $T$  en  $\lambda$ !

$$Q^{\circ}_{\text{absorptie}} = \sigma \cdot Q^{\circ}_{\text{incident}}$$

Netto stralings warmte transfer: verschil in straling afgegeven door opp en opgenomen door het opp

$$Q^{\circ}_{\text{straling}} = \varepsilon \cdot \sigma \cdot A (T_s^4 - T_{\text{opp}}^4)$$

## Chapter 3: Properties of pure substances

### 1. Pure substance

**Zuivere stof** = Chemische verbinding of homogeen mengsel met uniforme chemische samenstelling  
→ kan bestaan uit 1 element of meerdere, zolang deze maar homogeen is  
Mengsel van meerdere fasen van een zuiver stof = zuiver stof ALS de chemische samenstelling van de verschillende fasen hetzelfde is

### 2. Phases of pure substance

De verschillende fasen:

- **Vaste stof**: vast rooster, oscillaties (grottere bindingsF + afstotingsF)
- **Vloeistof**: moleculaire afstanden zelfde grootteorde als vaste stof maar niet op vaste posities (bindingsF zijn iets kleiner)
- **Gas**: grote afstand, geen structuur, vrij door elkaar bewegen

! Een stof kan voor 1 fase meerdere soorten structuren hebben (vb: C: diamant of grafiet)

### 3. Phase-change processes of pure substances

Verschillende fasen kunnen tezamen voorkomen in evenwicht (vb: tripelpunt van water)

(1) **Compressed/subcooled liquid** = ver van verdamping (water in zuigersysteem bij  $P=1\text{ atm}$ ,  $T=20^\circ\text{C}$ )  
= samengedrukte/onderkoelde vloeistof

(2) **Saturated liquid** = op punt te verdampen (vb: water in zuigersysteem bij  $P=1\text{ atm}, T=100^\circ\text{C}$ )  
= verzadigde vloeistof

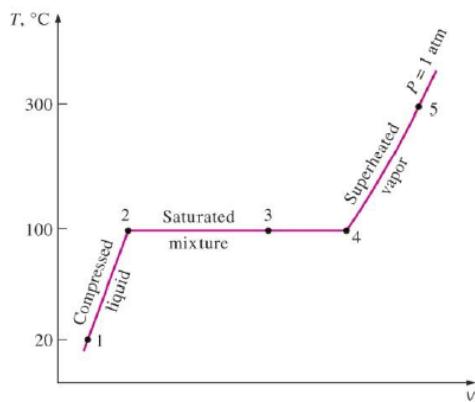
(3) **Saturated liquid-vapor mixture** = tijdens verdamping (vb: water in zuigersysteem bij  $P=1\text{ atm}, T=100^\circ\text{C}$   
wanneer deze al aan het verdampen is →  $T$  blijft  $100^\circ\text{C}$  zolang niet volledig verdamppt)  
= verzadigd mengsel (bevat zowel verzadigde vloeistof als damp)

(4) **Saturated vapor** = op punt te condenseren (=vb: water in zuigersysteem bij  $P=1\text{ atm}, T=100^\circ\text{C}$  op het punt dat de laatste druppel is verdampd)  
=verzadigde damp

(5) **Superheated vapor** = niet van plan te condenseren, dus niet verzadigd (vb: water in zuigersysteem bij  $P=1\text{ atm}, T=300^\circ\text{C}$ )  
= oververhitte damp

! Water kookt niet bij  $100^\circ\text{C}$ : water kookt bij  $100^\circ\text{C}$  ALS de druk  $1\text{ atm}$  is  
→ kookT is afhankelijk van de druk

**Saturation temperature  $T_{\text{sat}}$**  = temperatuur waarop zuivere stof verandert van fase bij gegeven druk  
**Saturation pressure  $P_{\text{sat}}$**  = druk waarop zuivere stof verandert van fase bij gegeven temperatuur



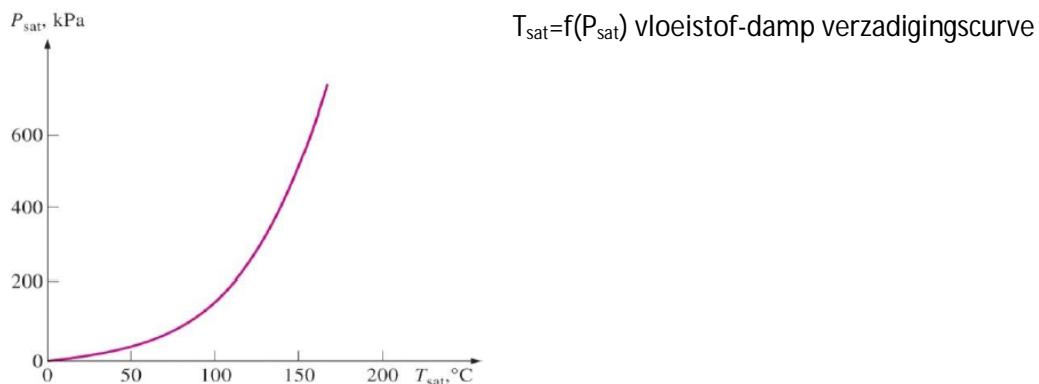
**T-V diagram** voor verwarmingsproces van water bij gegeven druk:

3 zones te onderscheiden

Punt 2 en 4: saturation temperatures

**Latente warmte** = energie geabsorbeerd of vrijgegeven tijdens een faseverandering

- Latente smeltwarmte: E nodig om te laten smelten
- Latente verdampingswarmte : E nodig om te laten verdampen



Atmosfeerdruk en  $T_{kook}$  van  $H_2O$  nemen af met de hoogte, dus duurt langer voor water kookt

→ hogere  $T_{kook}$  zorgt voor kortere kooktijd, en omgekeerd

$T_{sat}$  en  $P_{sat}$  zijn afhankelijk van elkaar: dus kookpunt meten door P te meten

**Vacuum koelen:** P verlagen tot  $P_{sat}$  bij gewenste T +  $H_2O$  verdampen

→ verdampingswarmte wordt geabsorbeerd van het product zodat T verlaagt

2 stages: 1) voorbeeld:  $P_{sat}=3,17 \text{ kPa}$  bij  $25^\circ\text{C}$  bereiken

2) principe toepassen van lagere T en lagere P tot  $P_{sat} H_2O=0,61 \text{ kPa}$  bij  $0^\circ\text{C}$  door verdampingswarmte op te nemen

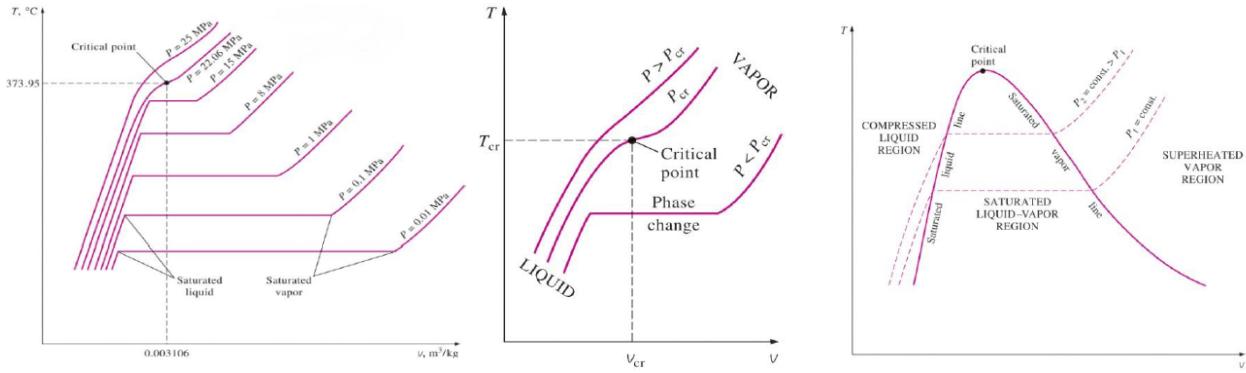
Vacuum vriezen:  $P < 0,61 \text{ kPa}$

Pakijs: vocht en koeling

#### 4. Property diagrams for phase-change processes

**T-v diagram:** v in functie van T → P=cte

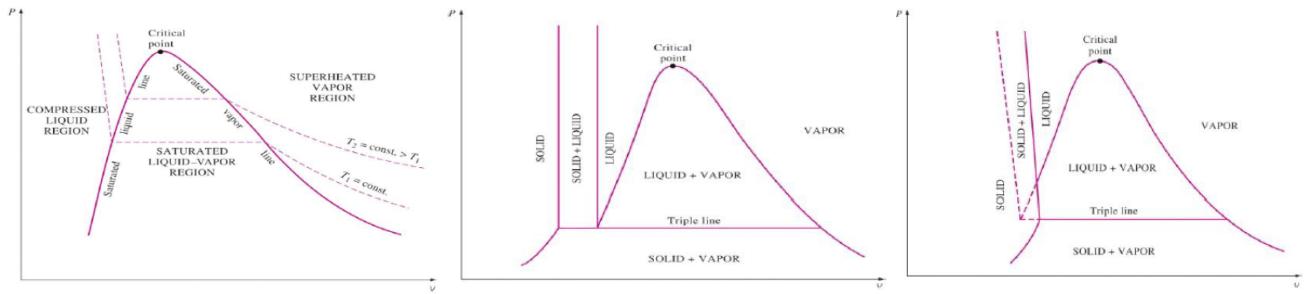
- alle  $T_{sat}$  verbinden
- kritiek punt: verzadigde vloeistof en verzadigde gas toestand in hetzelfde ( $T_{cr}$ ,  $v_{cr}$ ,  $P_{cr}$ )
- !  $P > P_{kritiek}$  : geen faseveranderingen meer → v blijft stijgen in één bepaalde fase



Verschillende grafieken voor T-v relatie

**P-v diagram:**  $P$  in functie van  $v \rightarrow T = \text{cte}$

→ omgekeerde relatie

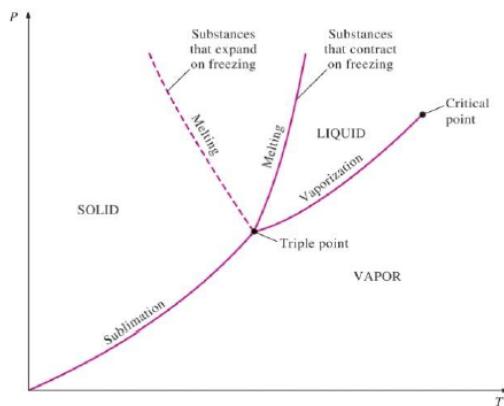


Vaste fase toevoegen aan diagram: vaste-vloeistof en vaste-dampfase die erbij komen

**Tripellijn:** alle fasen in evenwicht

$P < P_{\text{tripel}}$  : rechtstreeks van vast naar gas (=sublimatie)

Links: P-V voor zuivere stof dat krimpt bij bevriezen/ Rechts: P-V voor zuivere stof dat uitzet bij bevriezen



**Trielpunt:** tegenhanger tripellijn in P-T-diagram

3 zones gescheiden door :sublimatielijn, verdampingslijn en smeltlijn

**P-v-T oppervlak:** oppervlak met  $P$  de afhankelijke variabale,  $v$  en  $T$  als onafhankelijke

## 5. Property tables

**Enthalpie:**  $h = u + Pv$        $[h] = \text{kJ}/\text{kg}$   
 $H = U + PV$        $[H] = \text{kJ}$   
 => inwendige E van een systeem

Belangrijke eenhedenomzettingen:  $\text{kPa} \cdot \text{m}^3 = \text{kJ} \text{ MPa} \cdot \text{m}^3 = 1000 \text{ kJ} \text{ } 100 \text{ kJ} = \text{bar} \cdot \text{m}^3$

### 1) Verzadigde vloeistof en verzadigde damptoestanden:

$$V_f, V_g \quad V_{fg} = V_g - V_f \quad H_{fg} = \text{verdampingsenthalpie}$$

### 2) Verzadigd mengsel damp-vloeistof:

Kwaliteit  $x = m_{\text{damp}}/m_{\text{totaal}}$       met  $m_{\text{tot}} = m_{\text{vl}} + m_{\text{gas}} = m_f + m_g$   
 => enkel voor verzadigde mengsels: tussen 0 (verzadigde vloeistof) - 1 (verzadigd gas)  
 ! Eigenschappen verzadigde vloeistof dezelfde voor geïsoleerde vorm als voor mengsel met verzadigde damp (geldt ook voor damp)

als we massa van elke fase willen bepalen, het geheel zijn als een homogeen mengsel = gemiddelde van verzadigde vloeistof/damp mengsel

= horizontale stuk op P-V of P-T diagram

Formules:

$$V = V_f + V_g \text{ en } V = mv$$

$$m_t V_{\text{avg}} = m_f V_f + m_g V_g$$

$$m_f = m_t - m_g$$

$$m_t V_{\text{avg}} = (m_t - m_g) V_f + m_g V_g$$

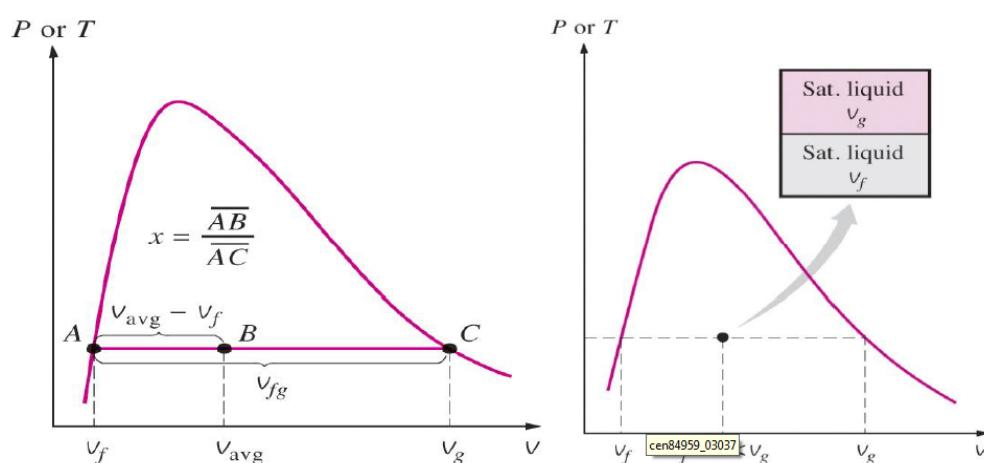
delen door  $m_t$

$$V_{\text{avg}} = (1-x)V_f + xV_g \text{ met } x = m_g/m_t$$

$$V_{\text{avg}} = V_f + xV_{fg} \text{ met } V_{fg} = V_g - V_f$$

$$\Rightarrow X = (V_{\text{avg}} - V_f)/V_{fg}$$

! geldt ook voor  $u$  en  $h$  (basievergelijking:  $y_{\text{avg}} = y_f + xy_{fg}$ )



3) **Oververhitte damp:** rechts v/d verzadigde damplijn en  $T > T_{cr}$

→ 1 fase dus  $T$  en  $P$  onafhankelijk (!)

**Vergeleken met de verzadigde dampfase:**

- $P < P_{sat}$ : lagere druk
- $T > T_{sat}$ : hogere  $T$
- $v > v_{sat}$ : hogere  $v$  (specifiek volume)
- $U > U_g$ : hogere interne  $E$
- $H > H_g$ : hogere enthalpie

4) **Compressed liquid:** te weinig info over DUS beschouwen als verzadigde vloeistof bij gegeven  $T$

**Vergeleken met verzadigde vloeistoffase:**

- $P > P_{sat}$ : hogere druk
- $T < T_{sat}$ : lagere  $T$
- $v < v_f$ : lagere  $v$  (specifiek volume)
- $U < U_f$ : lagere interne  $E$
- $H < H_f$ : lagere enthalpie

## 6. The ideal-gas equation of state

**Toestandsvergelijking:**  $PV = RT$

$$\begin{cases} R=R_u/M \\ m=M.N \\ V=mv \end{cases} \quad \text{met } R_u=8,31447 \text{ kJ/kmol.K} \quad \text{universele gascste}$$

$$P \cdot V=m \cdot R \cdot T \quad P \cdot V=N \cdot R_u \cdot T$$

$$\Rightarrow P_1 \cdot v_1 / T_1 = P_2 \cdot v_2 / T_2$$

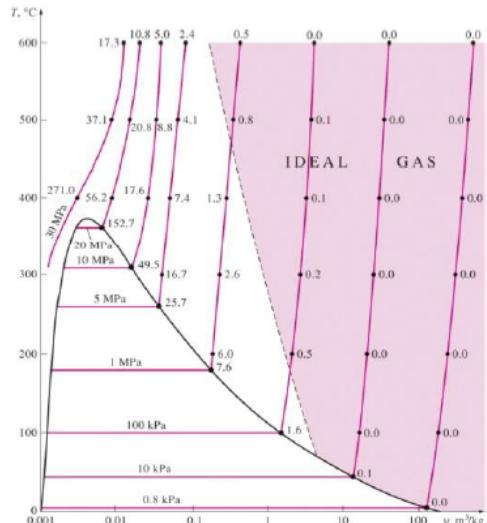
=> ideaal gas is een gas dat voldoet aan deze vergelijking (meeste gassen die we kennen voldoen hieraan: bij lage  $P$  en hoge  $T$ )

Vraag: **Is water een ideal gas?**

Antwoord:  $P < 10 \text{ kPa}$ : ja, bij elke  $T$  (vb: airco)

$P > 10 \text{ kPa}$ : nee, grote fouten, vooral in de buurt v/h kritisch punt en de verz. Damplijn (vb: stoom energiecentrale)

## 7. Compressibility factor



$$Z = PV/RT \quad \text{of} \quad Z = V_{\text{actueel}} / V_{\text{ideaal}}$$

→ maat voor de afwijking van het ideale gas

Gassen gedragen zich verschillend dus als we  $Z$  willen vergelijken maken we gebruik van  $P_r$  en  $T_r$

$$P_r = P/P_{cr} \quad (\text{gereduceerde } P)$$

$$T_r = T / T_{cr} \quad (\text{gereduceerde } T)$$

Op grafiek: gegeven percentages = % fout als je gas als ideaal beschouwt

- (1) Bij lage P  $\rightarrow P_r < 1$  handelt een gas als een ideaal gas onafhankelijk van T
- (2) Bij hoge T  $\rightarrow T_r > 2$ , ideaal gas met goede accuraatheid onafh. P
- (3) Afwijking van een gas van het ideale gas gedrag is het grootst in de buurt v/h kritisch punt (!!)

Pseudo-gereduceerd specifieke volume:  $v_R = v_{\text{actueel}} / R \cdot (T_{\text{cr}}/P_{\text{cr}})$

$\rightarrow$  wanneer T of P niet gegeven is maar v wel

### *8. Other equations of state*

**Vanderwaals:** constanten a en b bepaald uit gedrag bij kritisch punt

$$(P + a/v^2)(v - b) = RT$$

- a/v<sup>2</sup>: intermoleculaire aantrekkrachten
- b: volume ingenomen door de moleculen

## Chapter 4: Energy analysis of closed systems

### 1. Moving boundary work

- = Hoeveelheid energie getransfereerd uit het systeem tijdens expansie of naar het systeem tijdens compressie
- onderzoeken van moving boundary work bij quasi evenwichtsproces

**Bewegen van piston:**  $\delta W = F.ds = P.A.ds = P.dV \rightarrow$  integratie over volume V (in kJ)

Conventie: + : expansie  
- : compressie

Gedurende hele proces:  $W_b = \int PdV \quad (\text{kJ})$

→  $P = f(V)$ : **PV-diagram** nodig voor deze relatie uit te rekenen

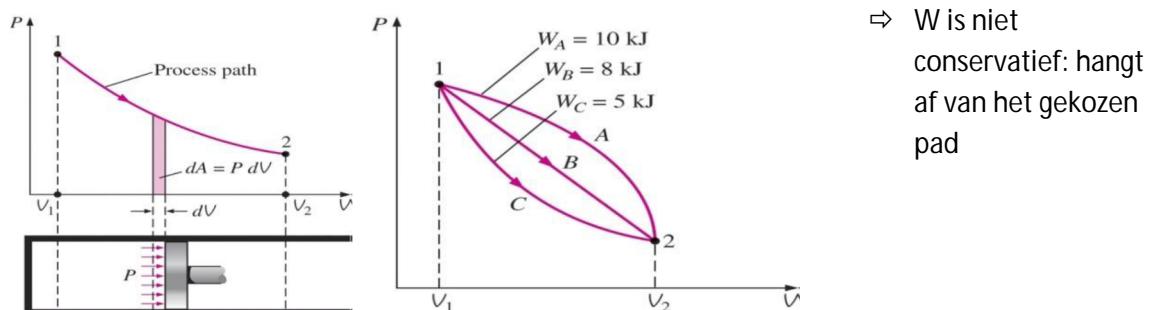
=> oppervlakte onder PV-diagram is gelijk aan het geleverde werk

! P in de formule = P op de piston MAAR bij quasi evenwicht P op de piston = P van het gas

! voor niet-quasi evenwicht: P van het gas ≠ P op de piston →  $P_i$  van de piston gebruiken

$$W_b = \int P_i dV \quad (\text{kJ})$$

=> geldt ook voor vloeistof/ vaste stof



### Polytropisch proces

= proces van expansie of compressie van gassen waarbij druk en volume vangassen voldoen aan de volgende uitdrukking:  $P = C.V^n$  met n,C zijn constanten

$$W_b = \int_1^2 PdV = \int_1^2 CV^{-n}dV = C \frac{V_2^{-n+1} - V_1^{-n+1}}{-n + 1} = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{1 - n}$$

$$\text{met } C = P_1 V_1^n = P_2 V_2^n$$

voor ideaal gas:  $PV = mRT$

$$W_b = \frac{mR(T_2 - T_1)}{1 - n} \quad \text{voor } n \neq 1$$

$$W_b = \int_1^2 PdV = \int_1^2 CV^{-n}dV = PV \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) \quad \text{voor } n = 1$$

## 2. Energy balance for closed systems

$$= E_{in} - E_{out} = \Delta E_{sys} \text{ (kJ)}$$

**Gesloten cyclussysteem:**  $\Delta E = 0$        $W_{net,out} = Q_{net,in}$

!Conventie:    + Q = warmte NAAR systeem

-W = arbeid geleverd DOOR systeem

Algemeen:  $Q - W = \Delta E$

Stationaire systemen:  $Q - W = \Delta U$

$Q = Q_{net,in} = Q_{in} - Q_{out}$       netto warmte input

$W = W_{net,out} = W_{out} - W_{in}$       netto arbeid output

## 3. Specific heats

Je hebt verschillende hoeveelheden energie nodig om temperatuur te laten stijgen met  $1^\circ\text{C}$  bij verschillende stoffen.

→ **Specifieke warmte c:** energie nodig om T van een eenheid massa met  $1^\circ\text{C}$  te laten stijgen

$C_p$  ( $P=cte$ ) en  $C_v$  ( $V=cte$ )

$!C_p > C_v$ : want als  $V=cte$  moet de zuiger niet bewegen en bij  $P=cte$  wel zodat er een extra hoeveelheid energie geleverd moet worden en de specifieke warmte groter wordt

**Andere thermodynamische grootheden:**

- Als we **constant-volume** proces beschouwen:  $\delta e_{in} - \delta e_{out} = du$

$$C_v dT = du$$

$$C_v = (du/dT)_v = \text{verandering in interne E}$$

- Als we **constante-druk** proces beschouwen:  $C_p dT = dh$

$$C_p = (dh/dT)_p = \text{verandering in enthalpie}$$

! Deze specifieke warmtes zijn eigenschapsfuncties, dus onafhankelijk van gekozen procespad

**Specifieke E** = betere benaming dan specifieke warmte: E-transfer gebeurt niet enkel in de vorm van warmte

## 4. Internal energy, enthalpy and specific heats of ideal gases

**Specifieke warmte-relaties van ideale gassen:**

$$PV = RT$$

$$u = u(T)$$

→ Experiment van Joule: Hij had 2 tanks met elkaar in verbinding gesteld met pijp en klep: 1 was gevuld met lucht onder hoge druk, andere was leeg. Wanneer thermisch evenwicht bereikt was, opende hij de klep en liet de lucht doorstromen. Hij merkte op dat er GEEN temperatuurstijging was van het bad en er dus geen warmtestroom was van en naar de lucht. Aangezien er geen arbeid geleverd is: interne energie onafhankelijk P en V, enkel afhankelijk van T.

$$\Rightarrow h = u + RT \text{ en dus } h = h(T)$$

=> voor een bepaalde T: h, u,  $c_v$ ,  $c_p$  hebben vaste waarden

$$du = C_v(T) dT \text{ en } dh = C_p(T) dT: \text{door integratie } \Delta u \text{ en } \Delta h \text{ vinden}$$

Voor **kleine temperatuurintervallen**: vereenvoudiging 3egraadspolynoom tot lineair verband

$$\rightarrow \Delta u = C_{V,\text{avg}} \Delta T \quad \Delta h = C_{P,\text{avg}} \Delta T$$

Op **molaire basis**:

$$C_p = C_v + R$$

=> specifieke warmten gegeven zijn op molaire basis: R wordt  $R_u$

$$\rightarrow k = C_p/C_v \quad \text{specifieke warmte ratio}$$

Je kan interne energie- / enthalpieverandering op **3 manieren** berekenen:

- Via tabellen
- Via integratie uitdrukking
- Door gebruik te maken van de gemiddelde specifieke warmte

### *5. Internal energy, enthalpy and specific heats of solids and liquids*

Vloeistoffen en vaste stoffen zijn **NIET samendrukbaar** (!)

=> Specifieke volumes blijven constant gedurende processen

=>  $C_p = C_v = C = \text{cte}$  want E bij volumeverandering: verwaarloosbaar

$\rightarrow$  Enkel temperatuursafhankelijk (zoals bij ideale gassen)

**Interne E verandering:**

$$du = C_v dT = C(T) dT$$

$$\rightarrow \Delta u = u_2 - u_1 = C_{\text{avg}}(T_2 - T_1) \quad (\text{kJ/kg})$$

**Enthalpie verandering:**

$$dh = du + VdP + PdV = du + VdP \quad \text{met } V = \text{cte} \text{ dus } PdV = 0$$

$$\rightarrow \Delta h = \Delta u + v \Delta P = C_{\text{avg}} \Delta T + v \Delta P \quad (\text{kJ/kg})$$

$$! \text{ Vaste stoffen: } \Delta h = \Delta u = C_{\text{avg}} \Delta T$$

$$! \text{ Vloeistoffen: } - \text{ Constante druk processen, heaters: } \Delta h = \Delta u = C_{\text{avg}} \Delta T \quad (P=0)$$

$$- \text{ Constante temperatuur processen, pompen: } \Delta h = V \Delta P \quad (T=0)$$

$\rightarrow$  Enthalpie van samengedrukte vloeistof kan genomen worden als enthalpie van de verzadigde vloeistof

## Chapter 5: Mass and energy analysis of control volumes

### 1. Conservation of mass

**Massa is geconserveerde eigenschap:** kan niet gecreëerd of vernietigd worden tijdens een proces

$$\rightarrow E=mc^2$$

- Gesloten systeem: massa blijft constant gedurende proces

- Open systeem : massauitwisseling over de grenzen van system → rekening houden met massa-input en massa-output

**Mass flow rate** =  $m^\circ$  = massa dat doorheen sectie passeert gedurende eenheid tijd

$$\delta m = \rho V_n dA_c \quad (\text{kg/s})$$

- Padfuncties: inexakte diff  $\delta$

- Puntfuncties: exacte diff  $d$

**Gemiddelde over dwarsdoorsnede v/e buis :**

=> we gebruiken gemiddelde  $V$  en  $\rho$  voor het gemakkelijk te maken ipv ingewikkelde integraal

!  $V$  is niet uniform over gehele doorsnede

$$V_{\text{avg}} = \frac{1}{A_c} \int_{A_c} V_n dA_c$$

$$m^\circ = \rho V_{\text{avg}} A_c$$

**Volume flow rate** =  $V^\circ$  = volume dat doorheen sectie passeert gedurende eenheid tijd

$$V^\circ = VA_c \quad (\text{m}^3/\text{s})$$

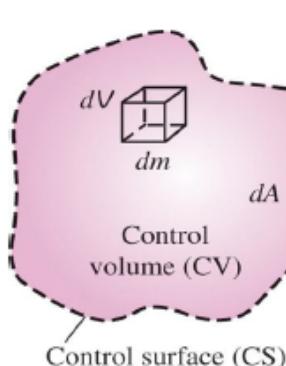
=> verbande volume en mass flow rate:  $m^\circ = \rho V^\circ = V^\circ / v$

**Behoud van massa:** netto massa transfer van en naar een controle volume gedurende  $\Delta t$  is gelijk aan netto verandering in totale massa van controle volume gedurende  $\Delta t$

$$m_{\text{in}} - m_{\text{uit}} = \Delta m_{\text{cv}} \quad \text{massabalans}$$

! wanneer vorm van het controle volume afwijkt:  $dm = \rho dV$

→ integratie voor totale massa (uitleg afleiding p 217)



$$\begin{aligned} m_{\text{cv}} &= \int \rho dV \\ V_n &= V \cos \theta \equiv \vec{V} \cdot \vec{n} \\ \delta m &= \rho V_n dA = \rho (V \cos \theta) dA = \rho (\vec{V} \cdot \vec{n}) dA \\ \dot{m}_{\text{net}} &= \int_{\text{CS}} \delta m = \int_{\text{CS}} \rho V_n dA = \int_{\text{CS}} \rho (\vec{V} \cdot \vec{n}) dA \\ \frac{d}{dt} \int_{\text{cv}} \rho dV + \int_{\text{CS}} \rho (\vec{V} \cdot \vec{n}) dA &= 0 \\ \frac{d}{dt} \int_{\text{cv}} \rho dV &= \sum_{\text{in}} \dot{m} - \sum_{\text{out}} \dot{m} \end{aligned}$$

Gedurende een steady flow proces verandert de totale massa v/e controle volume niet met de tijd

$$m_{\text{cv}} = \text{constant} \quad \sum m_{\text{in}}^\circ = \sum m_{\text{out}}^\circ$$

! Single stream steady-flow systems:  $m_{\text{in}}^\circ = m_{\text{out}}^\circ \rightarrow \rho_1 V_1 A_1 = \rho_2 V_2 A_2$

o.a. naalden, verspreiders, turbines, compressoren, pompen

**Niet-samendrukbare flow:** dichtheid valt weg

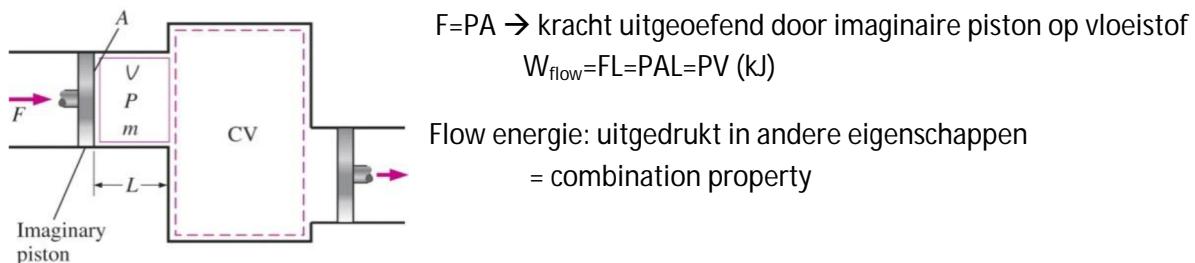
$$\sum V^{\circ}_{in} = \sum V^{\circ}_{out}$$

$$V^{\circ}_{in} = V^{\circ}_{out} \rightarrow V_1 A_1 = V_2 A_2$$

Volume flow snelheid in en uit compressor verschillen, massa flow snelheid blijft constant

## 2. Flow work and the energy of a flowing fluid

**Controle volume:** wel massa transport  $\rightarrow$  arbeid hiervoor nodig = flow arbeid/flow energie



**Stilstaande vloeistof:**  $e=u+ke+pe=u+V^2/2+gz \text{ (kJ/kg)}$

=> Totale energie **vloeidend fluidum** per massaeenheid:  $\theta = Pv + e = Pv + (u+ke+pe)$

$$!Pv + u = h$$

$$\theta = h+ke+pe = h+V^2/2 + gz$$

! energie om de vloeistof in of uit CV te duwen is enthalpie, geen rekening houden met flow energie in deze formule

Energie transport van vloeidend fluidum:  $E_{massa}=m\theta=m(h+V^2/2+gz) \text{ (kJ)}$

$! E_{massa}=mh$  als ke en pe verwaarloosbaar zijn

## 3. Energy analysis of steady-flow systems

Turbines, compressoren, nozzles: **steady flow devices**  $\rightarrow$  constante flow, geen verandering in intensieve of extensieve eigenschappen in controle volume met de tijd ( $V,E,m = cte$ )

=> Massa balans in = massa balans uit ( $\Delta E_{cv}=0$ )

=> Hoeveelheid binnenkomende energie in alle vormen is gelijk aan de hoeveelheid energie die het volume verlaat

### E-balans

$$\dot{E}_{in} = \dot{E}_{uit}$$

$$\dot{Q}_m + \dot{W}_m + \sum_m \dot{m} \theta = \dot{Q}_{uit} + \dot{W}_{uit} + \sum_{uit} \dot{m} \theta$$

$$\dot{Q}_m + \dot{W}_m + \sum_m \dot{m} \left( h + \frac{V^2}{2} + gz \right) = \dot{Q}_{uit} + \dot{W}_{uit} + \sum_{uit} \dot{m} \left( h + \frac{V^2}{2} + gz \right)$$

- $Q^{\circ}$ : snelheid van warmtetransfer

-  $W^{\circ}$ : vermogen

-  $\Delta h = h_2 - h_1$ : enthalpieverandering

-  $\Delta ke = (V^2_2 - V^2_1)/2$

-  $\Delta pe = g(z_2 - z_1)$

=> Eenheden:  $J/kg = N.m/kg = (kg.m/s^2).(m/kg) = m^2/s^2$

## 4. Some steady-flow engineering devices

### 4.1. Nozzles and diffusers

- **Nozzle**: verhoogt snelheid vloeistof waardoor de druk verlaagt
- **Diffuser**: verhoogt de druk van een vloeistof door ze te vertragen

- (1) Rate heat transfer meestal zeer klein (= ca. 0): hoge snelheid → niet genoeg tijd voor heat transfer
- (2) Geen arbeid, PE is verwaarloosbaar  
**MAAR KE** is wel belangrijk door grote veranderingen in snelheid

### 4.2. Turbines and compressors

**Turbine**: produceert arbeid, veel energie vrijgeven door lucht samen te persen =OUTPUT

**Ventilator**: geleidelijk aan druk verhogen v/e gas (meestal gebruikt om gas te mobiliseren)

**Compressor**: gas samenpersen tot hoge druk bekomen is

**Pomp**: zelfde principe als compressor, enkel hier gebruiken van vloeistoffen ipv gassen

=> alle drie INPUT nodig

### 4.3. Throttling valves (kleppen)

= veroorzaken significante drukval → flow beperken + grote Tval

! Grote temperatuursval: Joule-Thomson coefficient (zie H12)

- Meestal adiabatisch ( $q=0$ ): te weinig tijd/ oppervlakte voor heat transfer

- Geen arbeid, geen  $\Delta p_e$  en  $\Delta k_e$

=>  $h_2=h_1$ : **isenthalpisch** (interne E + flow energie = constant )

$$\rightarrow u_1 + P_1 v_1 = u_2 + P_2 v_2$$

= veranderingen in flow E/interne E, beïnvloeden op zijn beurt interne E, flow E

! ideaal gas:  $T=cte$  want  $h=h(T)$

### 4.4. Mixing chambers ans heat exchangers

**Mengkamers**: twee stromen fluidum samenbrengen

= som van de inkomende massa flow snelheden moet gelijk zijn aan de massa flow snelheid van het uitgaande mengsel

=> meestal:  $q=0$ ,  $w=0$ ,  $k_e=0$  en  $p_e=0$

Vb: douche: koud+warm water mengen

**Warmtewisselaar**: twee bewegende fluidum stromen wisselen warmte uit zonder te mengen

! direct contact warmtewisselaars =mengkamer

→ Bij stabiele werking blijft de massa flow snelheid van elke fluidum stroom doorheen de warmtewisselaar constant

=> $W=0$ ,  $\Delta k_e=0$ ,  $\Delta p_e=0$

! Belangrijk is keuze controlevolume voor  $Q^{\circ}=0$

#### 4.5. Pipe and duct flow

= steady-flow proces met aanzienlijke warmteuitwisseling

! Als er verwarming gebeurt, ook W meenemen in de berekeningen

Lage snelheid dus  $\Delta ke$  klein

! Bij veranderlijke doorsnede wel aanzienlijke  $\Delta ke$

$\Delta pe$  kan ook significant zijn als er een aanzienlijk hoogteverschil optreedt bij het doorstromen

#### *5. Energy analysis of unsteady-flow processes*

Veranderingen in controle volume = **unsteady/transient flow**

→ start en stop, bewegende grenzen

$$m_{in} - m_{uit} = \Delta m_{sys} \quad E_{in} - E_{uit} = \Delta E_{sys}$$

**Uniforme flow proces:** fluidum bij elke inlaat en uitgang is uniform en stabiel en dus veranderen de fluidum eigenschappen niet met de tijd of de positie over de dwarsdoorsnede v/e inlaat of uitgang

=> cte gedurende het hele proces

$$Q_{in} + W_{in} + \sum_{in} m\vartheta - \left( Q_{uit} + W_{uit} + \sum_{uit} m\vartheta \right) = m_2 e_2 - m_1 e_1$$

$$Q - W = \sum_{uit} mh - \sum_{in} mh + (m_2 u_2 - m_1 u_1)$$

## Chapter 6: The second law of thermodynamics

### 1. Introduction to the second law

Een proces moet niet enkel alleen voldoen aan de eerste wet om te kunnen plaatsvinden

→ een proces heeft een welbepaalde richting

= **Tweede thermodynamische wet** (o.b.v. entropie)

→ bepaalt de kwaliteit EN degradatie van E

! ook gebruikt om de theoretische grenzen alsook de vorderingsgraad van reacties te bepalen

### 2. Thermal energy reservoirs

Hypothetisch lichaam, grote thermische energiecapaciteit tegenover E (massa x specifieke warmte)

= **thermisch energiereservoir** (vb: oceanen en rivieren)

= warmte reservoirs

- **Bron** = reservoir dat energie i/d vorm van warmte levert

- **Sink** = reservoir dat energie i/d vorm van warmte absorbeert

**Thermische pollutie** : industrieel wanbeleid met energieverlissing zorgt voor lokale opwarming van de omgeving → zorgt voor deregulatie van de omgeving

### 3. Heat engines

Arbeid omzetten tot warmte kan direct en compleet gebeuren <>> Warmte omzetten tot arbeid

! warmte-motoren nodig (!)

#### Principe:

- (1) Ze ontvangen warmte van een hoge T bron
- (2) Ze converteren een gedeelte van deze warmte tot arbeid
- (3) Ze verwerpen de resulterende warmte naar een lage T sink
- (4) Ze opereren cyclisch

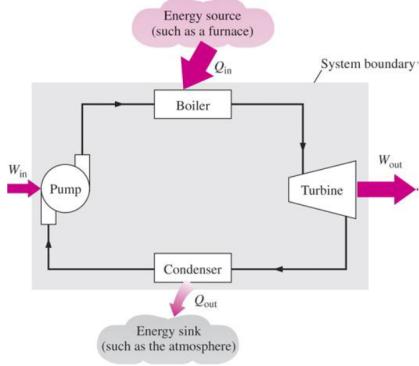
! Meestal bevatten ze een **werkingsvloeistof** waarvan/waar naartoe warmte wordt getransfereerd

Er zijn ook arbeidproducerende toestellen die **niet cyclisch** opereren

Vb: interne verbrandingsmotoren: gas turbine, automotor

→ wel mechanische cyclus, geen thermodynamische cyclus

Verbrandingsgassen ondergaan geen volledige cyclus: op het einde vervangen door vers lucht-brandstofmengsel om thermodynamisch correct te zijn



### Stoom energie centrale: externe verbranding

$Q_{in}$  : geleverd aan stoom in boiler door hoge T bron  
 $Q_{out}$ : onttrokken aan stoom in condensor naar lage T sink  
 $W_{in}$ : geleverd door stoom door expansie in turbine  
 $W_{uit}$  : nodig om water te compressorren tot boilerdruk  
 $\rightarrow W_{net,uit} = W_{uit} - W_{in}$  (kJ)  
!Kan als gesloten systeem geschouwd worden (want geen massa-uitwisseling)  
 $\rightarrow \Delta U = 0$   
 $\rightarrow W_{net,uit} = Q_{in} - Q_{out}$  (kJ)

Netto arbeid output is altijd minder dan de hoeveelheid warmte input + hangt af van de motor (!)

=> **Thermische efficiëntie**: fractie v/d warmteinput die omgezet wordt tot netto arbeid output

$$\rightarrow \eta_{th} = W_{net,out}/Q_{in} = 1 - Q_{out}/Q_{in}$$

tussen 0 en 1

Vb. warmte motor

$T_H$ : temperatuur van hoge T reservoir

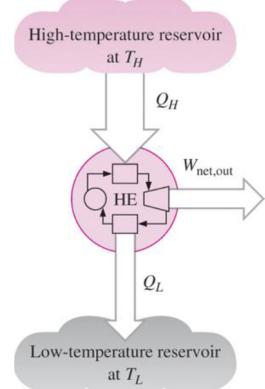
$T_L$ : temperatuur van lage T reservoir

=>  $Q_H$ : magnitude warmtetransfer tussen cyclisch toestel en hoge T reservoir

$Q_L$  : magnitude warmtetransfer tussen cyclisch toestel en lage T reservoir

! Beide  $Q$ 's zijn steeds positief (want zijn magnitudes) !

$$\Rightarrow \eta_{th} = 1 - Q_L/Q_H$$



! Kan nooit gelijk aan 1 zijn (volgens Kelvin-Planck Statement)

Automotor: 25%

Diesel, gas turbine plant: 40%,

Gecombineerde gas/stoom power plants: 60%

=> Ongeveer de helft v/d warmte gaat naar de omgeving

### $Q_{uit}$ besparen?

Condensator: warmte gaat naar water of lucht: kan niet weg!

Vb. Warmte gaat altijd van hoge naar lage T medium = afvalenergie

!We kunnen geen uitstroom van warmte vermijden

$\rightarrow$  Altijd energie naar lage T medium om cyclus te vervolledigen !

De tweede wet van thermodynamica: **Kelvin-Planck Statement**

= "Het is onmogelijk voor eender welk toestel dat cyclisch opereert om warmte te ontvangen van een enkel reservoir en een netto hoeveelheid arbeid te produceren "

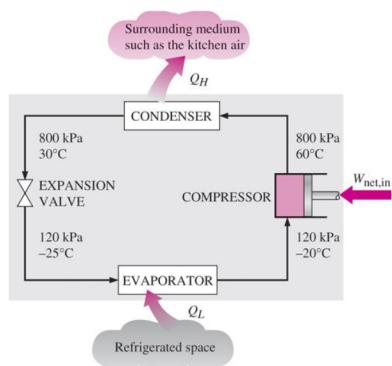
$\rightarrow$  geen enkele motor kan een efficiëntie van 100% hebben

## **4. Refrigerators and heat pumps**

4.1 Koelers

Normaal: warmte (spontaan) van hoge naar lage T → omgekeerd proces kan niet spontaan gebeuren

! Refrigerator (koeler) met koelmiddel (refrigerant) kunnen dit wel  
= cyclisch toestel



**damp-compressie koelcyclus**= meest gebruikt met vier onderdelen: compressor, condensor, expansievat, verdamper

Doelekoeler =  $Q_L$  te verwijderen van lage T ruimte (waarvoor  
 $W_{net,in}$  nodig is)

! Deze warmte overbrengen naar hoge T ruimte is "bijzaak"

**Werking:** koelvloeistof komt compressor binnen als gas → wordt samengedrukt → verlaat compressor met hoge T → in de condensator koelt het af en condenseert tot vloeistof (warmteafgifte aan omgeving) → expansievat: daling in druk en T → koelvloeistof verdampst opnieuw door warmte uit omgeving op te nemen en gaat terug als gas compressor in

**Performantiecoëfficiënt COP** = gewenste output/benodigde input

$$\rightarrow \text{Koeler: } \text{COPR} = Q_L / W_{\text{net,in}} \quad \text{met } W_{\text{net,in}} = Q_H - Q_L \text{ (kJ)}$$

$$\text{COPR} = Q_L / (Q_H - Q_L) = 1 / ((Q_H/Q_L) - 1)$$

! Kan groter zijn dan 1

## 4.2 Warmtepompen

= warmte van lage naar hoge T

**Doel v/e warmtepomp** =  $Q_H$  toe te voegen aan hoge T ruimte door warmte van lage T ruimte te absorberen

! Koeler = koelen >< Warmtepomp = verwarmen

$$\text{COP}_{\text{WP}} = Q_H / W_{\text{net,in}}$$

$$COP_{WP} = Q_H / (Q_H - Q_L) = 1 / (1 - Q_L/Q_H)$$

$$\text{COP}_{\text{WP}} = \text{COP}_R + 1$$

### Voorbeelden van warmtepompen:

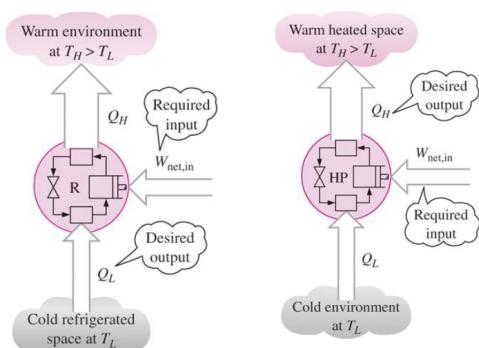
lucht-bron warmtepomp (COP=3.0)

#### Geothermale warmtepompen (COP=4.0)

### Airco's

-koeler

=warmtepomp



De tweede wet van thermodynamica: **Clausius Statement**

- = "Het is onmogelijk een toestel te bouwen dat cyclisch werkt en dat enkel warmte transfereert van een lage T naar een hoge T lichaam"
  - Dus externe krachtbron nodig om warmte van een koud naar warm medium te transporteren

Vergelijking: Kelvin-Planck: warmtemotoren

Clausius: koelers en warmtepompen

! Kelvin-Plankc en Clausius zijn **negatieve stellingen** en kunnen dus niet bewezen worden (obv observaties)

Ze vormen beide onderdeel van tweede wet van thermodynamica wat ervoor zorgt dat als er inbreuk gedaan wordt op de ene statement er inbreuk is op beide stellingen.

### 5. Perpetual-motion machines

**Perpetuum mobiel systeem** = systeem dat inbreuk doet op 1 v/d 2 thermodynamische wetten

- ! Deze kunnen niet werken
  - PMM1 = inbreuk op 1e wet
  - PMM2 = inbreuk op 2e wet
- zie HB p 289 voor vbn

### 6. Reversible and irreversible processes

**Reversiebel proces:** ideaal, omkeerbaar zonder een spoor na te laten, dus geen netto warmte en arbeidsuitwisseling met de omgeving (omgeving + systeem terug naar oorspronkelijke toestand)

<> **Irreversiebel** = niet-reversiebel proces: omgeving is veranderd of voert arbeid uit

! Natuur: irreversiebel , reversiebele processen doen zich niet voor

Reversiebel: gemakkelijk te analyseren (serie evenwichten doorlopen), geïdealiseerd model

Leveren meeste arbeid (automotoren), verbruiken minst (compressoren/pompen)

→ reversiebele processen beschouwen als theoretische limieten voor de corresponderende irreversiebele processen

=> **2e Wet efficiëntie voor actuele processen**

=> Hoe beter ontwerp, hoe lager irreversibiliteit, hoe hoger 2e wet efficiëntie

**Irreversibiliteiten** = factoren die irreversiebel proces veroorzaken

vb. wrijving, expansie, menging, warmtetransfer, elektrische weerstand, inlastische deformatie, chemische reacties

- Wrijving: energie nodig om te overbruggen: netto warmteoverdracht !
- Expansie v/e gas in vacuum: netto arbeid-input = netto warmte-output !  
(100% efficiëntie)

→ Dit kan niet volgens 2e wet dus irreversiebel

- Warmtetransfer over eindig temperatuursverschil: enkel systeem en niet de grenzen kunnen terug naar initiële toestand = irreversiebel (anders 2e wet tegenspreken) ! Meer reversiebel als  $\Delta T$  kleiner wordt

**Intern reversibel:** geen irreversibiliteiten binnen de grenzen v/h systeem, zelfde pad van evenwichtstoestanden voor heen- en terugwaarts proces (vb.: quasi evenwichtsproces)

**Extern reversibel:** geen irreversibiliteiten in omgeving v/h system (vb.: warmtetransfer tss reservoir/systeem als buitenomgeving systeem zelfde T als reservoir heeft)

**Totaal reversibel (=reversibel):** geen irreversibiliteiten binnen systeem en omgeving

## 7. The Carnot Cyclus

= reversieble cyclus

vb. Warmte motor: werkvloeistof op einde cyclus terug in begintoestand

=> Cyclus-efficiëntie maximaliseert: netto arbeid ( $W_{out} - W_{in}$ ) hoogst( bij reversieble processen)

=> Reversiebel proces = bovengrens van performantie

**Carnot warmte motor:** 4 reversieble processen: 2 isotherm en 2 adiabatisch

**Principe:** (1)  $T_H = \text{constant}$  (Reversiebel isotherm. expansie)

Initiële T v/h gas is  $T_H$  en dit staat in nauw contact met energiebron (ook  $T_H$ )

Lichtjes expansie dus  $T_{gas}$  daalt met  $dT$

!Arbeid op grenzen → warmtetransfer van bron naar gas

=> $T_{gas}$  terug op  $T_H$

→ gaat door totdat piston op positie 2 is

$Q_H$  = totale warmtetransfer

(2)  $T_H \rightarrow T_L$  (Reversiebel adiabatische expansie)

Energiebron vervangen door isolatie

Lichtjes expansie: arbeid op grenzen → totdat  $T_L$  is bereikt

(3)  $T_L = \text{constant}$  (Reversiebel isotherm. Compressie)

Isolatie vervangen door  $T_L$ -sink: piston wordt naar binnen gedrukt door  $F_{extern}$

Lichtjes compressie dus  $T_{gas}$  stijgt met  $dT$

! Arbeid op grenzen → warmtetransfer van gas naar sink

=> $T_{gas}$  terug op  $T_L$

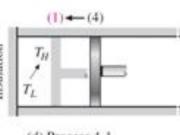
→ gaat door totdat piston op positie 4 is

$Q_L$  = totale warmtetransfer

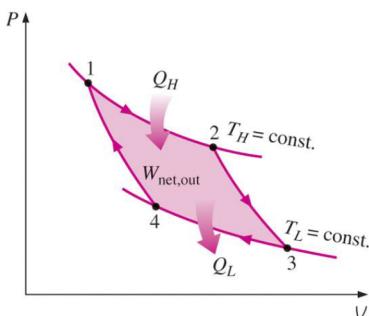
(4)  $T_L \rightarrow T_H$  (Reversiebel adiabatische compressie)

Sink vervangen door isolatie

Lichtjes compressie, arbeid op grenzen → totdat  $T_H$  bereikt is



(d) Process 4-1

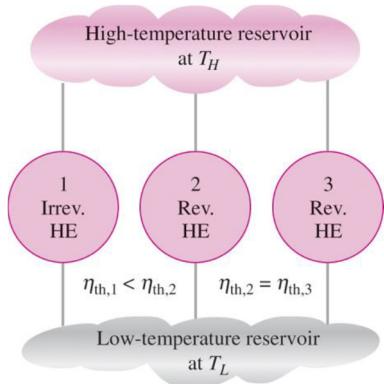


Oppervlakte onder curve in P-V diagram: netto arbeid

! Meest efficient tussen twee T limieten

Omgekeerd: **Carnot koelcyclus:**  $Q_L$  wordt geabsorbeerd,  $Q_H$  afgegeven

## 8. The Carnot principles



Warmtemotor kan niet werken met 1 T reservoir en een koeler kan niet werken zonder energie input van een externe bron (Kevin-Planck en Clausius)

### Carnot principles :

- Efficiëntie v/e irreversibele warmtemotor is altijd minder dan die v/e reversibele tussen twee dezelfde reservoors
- Efficiëntie van alle reversibele warmtemotoren tussen 2 dezelfde T-reservoirs is dezelfde

## 9. The thermodynamic temperature scale

= T-schaal dat onafh. is van kenmerken substanties die nodig zijn om T te berekenen (o.a. aard v/d stof)

Volgens tweede Carnot principe: efficiëntie reversibele warmte motor is onafh.v/d werkvlloiestof, de cyclus, type → enkel afhankelijk van T

$\eta_{th,rev}=g(T_H, T_L)$  of  $Q_H/Q_L=f(T_H, T_L) \rightarrow$  functie f bepalen met 3 reversibele warmtemotoren

$$\frac{Q_1}{Q_3} = \frac{Q_1}{Q_2} \frac{Q_2}{Q_3}$$

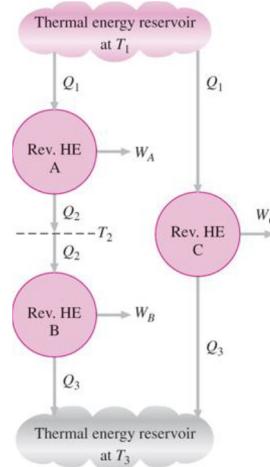
$$f(T_1, T_3) = f(T_1, T_2) f(T_2, T_3)$$

$$f(T_1, T_2) = \frac{\phi(T_1)}{\phi(T_2)} \text{en} f(T_2, T_3) = \frac{\phi(T_2)}{\phi(T_3)}$$

$$\frac{Q_1}{Q_2} = f(T_1, T_3) = \frac{\phi(T_1)}{\phi(T_3)}$$

$$\frac{Q_H}{Q_L} = \frac{\phi(T_H)}{\phi(T_L)}$$

$$\left( \frac{Q_H}{Q_L} \right)_{rev} = \frac{T_H}{T_L}$$



$$\Phi(T) = T \text{ (volgens Kelvin)}$$

→ Absolute T schaal = Kelvin-schaal

## 10. The Carnot heat engine

= heat engine volgens Carnot cyclus

$$\eta_{th} = 1 - (Q_L/Q_H) = \text{thermal efficiency voor (ir)reversibele warmtemotor}$$

→ Bij reversibele/carnot cyclus: warmtertransfer vervangen door T

$$\eta_{th,rev} = 1 - (T_L/T_H) = \text{Carnot efficiëntie}$$

= hoogste efficiëntie van een warmtemotor tussen twee thermische energiereservoors bij  $T_H$  en  $T_L$

!OPGELET: Gebruik absolute temperaturen, °C gebruiken geeft fouten!

$$\eta_{th} < \eta_{th,rev}: \text{irreversibel}$$

$$\eta_{th} = \eta_{th,rev}: \text{reversibel} \quad \eta_{th} > \eta_{th,rev}: \text{onmogelijk}$$

! Efficientie van warmtemotor kan geoptimaliseerd worden door warmte toe te dienen bij hoogst mogelijke T en warmte af te voeren bij laagst mogelijke T

Hoogst mogelijke T: gelimiteerd door materiaalsterkte

Laagst mogelijke T: gelimiteerd door koelingsmedium (vijver, rivier, atmosfeer,...)

### Kwaliteit van energie:

- Hogere T ( $T_H$ ), meer thermische energie kan worden omgezet in arbeid, hogere kwaliteit v/d energie
- Arbeid is waardevollere energie dan warmte want 100% arbeid kan omgezet worden tot warmte terwijl er maar een (kleine) fractie van warmte kan worden omgezet tot arbeid
- Arbeids potentieel v/d energie = kwaliteit v/d energie
- Kwaliteit beoordelen in plaats van kwantiteit

### 11. The Carnot refrigerator and heat pump

= omgekeerde Carnot cyclus

Koelkast:  $COP_R = 1/(Q_H/Q_L - 1)$        $\rightarrow COP_{R,rev} = 1/(T_H/T_L - 1)$

Warmtepomp:  $COP_{WP} = 1/(1-Q_L/Q_H)$        $\rightarrow COP_{WP,rev} = 1/(1-T_L/T_H)$

⇒ Hoogste performantiecoëfficiënt deze kunnen bekomen tussen de T-limieten

$COP_R < COP_{R,rev}$ : irreversibel

$COP_R = COP_{R,rev}$ : reversibel

$COP_R > COP_{R,rev}$ : onmogelijk

$COP_{WP} < COP_{WP,rev}$ : irreversibel

$COP_{WP} = COP_{WP,rev}$ : reversibel

$COP_{WP} > COP_{WP,rev}$ : onmogelijk

## Chapter 7: Entropy ( $S_{in} - S_{uit} + S_{gen} = \Delta S_{systeem}$ )

### 1. Entropy

- De tweede wet van thermodynamica leidt vaak tot **ongelijkheden**: verschil tussen irreversiebel en reversiebel

- **Clausius ongelijkheid**: voor alle cycli (voor zowel reversiebel als irreversiebel)

$$\oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0$$

We beschouwen een systeem verbonden met een thermisch E reservoir met cte  $T_R$ . We stellen hier de E-balans voor op en gebruiken de uitdrukkingen voor een reversiebel proces.

**BEWIJS:**  $\delta W_C = \delta Q_R - dE_C$

$$\frac{\delta Q_R}{T_R} = \frac{\delta Q}{T}$$

$$\delta W_C = T_R \frac{\delta Q}{T} - dE_C$$

$$W_C = T_R \oint \frac{\delta Q}{T}$$

$$\oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0$$

Geen irreversibiliteiten in systeem en in reversiebel cyclisch deel: intern reversiebel  $W_{c,int,rev}=0$

=> Clausius ongelijkheid: totaal of intern rev.cycli : “=”

irreversiebele cycli: “<”

! cyclische integraal = 0, niet cyclische integraal over Q en W (anders: motoren niet werken)

→ cyclische integraal over V kan wel 0 zijn

→ Clausius ongelijkheid hangt af van de fase van het systeem, niet van het procespad

° **nieuwe eigenschap: entropie S (kJ/K)**

$$dS = \left( \frac{\delta Q}{T} \right)_{int,rev}$$

→ extensieve eigenschap: **totale entropie (S)**

→ intensieve eigenschap: **entropie per massa-eenheid (s)**

→ Entropieveranderingen  $\Delta S = S_2 - S_1$  berekeningen met  $S_1=0$

! onafhankelijk van gevuld procespad

! enkel intern reversiebel processen: bij irreversiebel → imaginair reversiebel pad

Intern reversiebel isotherme warmtetransferprocessen:  $T=T_0$

$$\Delta S = \int_1^2 \left( \frac{\delta Q}{T} \right)_{int,rev} = \int_1^2 \left( \frac{\delta Q}{T_0} \right)_{int,rev} = \frac{1}{T_0} \int_1^2 \delta Q_{int,rev}$$

$$\Delta S = \frac{Q}{T_0}$$

=> Warmteafgave: entropieafname

## 2. The increase of entropy principle

**Stel:** een cyclus met intern reversibel en arbitrair (reversibel of irreversibel) proces

$$\int_1^2 \frac{\delta Q}{T} + \int_2^1 \left( \frac{\delta Q}{T} \right)_{\text{int rev}} \leq 0$$

In formule: T is de temperatuur aan de grenzen van het systeem waar  $\delta Q$  uitgewisseld wordt

$$\int_1^2 \frac{\delta Q}{T} + S_2 - S_1 \leq 0$$

→ Voor reversibel proces: gelijkheid  
→ Voor irreversibel proces: entropieverandering steeds groter dan integraal over  $\delta Q/T$

$$S_2 - S_1 \geq \int_1^2 \frac{\delta Q}{T}$$

$$dS \geq \frac{\delta Q}{T}$$

! Entropie wordt gegenereerd gedurende een irreversibel proces:

**entropie-generatie  $S_{gen}$**

$S_{gen} \neq$  eigenschap want procesafhankelijk! (steeds pos. of 0)

Voor geïsoleerd systeem: **warmtetransfer = 0 (!)**

→ Entropie zal tijdens dit proces stijgen of constant blijven, maar NOoit DALEN!

= **increase of entropy principle**

$$\Delta S_{sys} = S_2 - S_1 = \int_1^2 \frac{\delta Q}{T} + S_{gen}$$

$$\Delta S_{iso} \geq 0$$

$$S_{gen} = \Delta S_{tot} = \Delta S_{sys} + \Delta S_{omg} \geq 0$$

Total entropie van een systeem = som van entropie van delen van het systeem en omgeving

=> kan **NIET <0: onmogelijk proces**

**Opmerkingen ivm entropie:**

- Proces gaat op in de richting van entropietoename
- Entropie neemt toe bij alle actuele processen, blijft constant bij geïdealiseerde reversibele processen (want is nonconserved property dus geen behoudprincipe zoals energie!)
- Irreversibiliteiten zorgen voor entropietoename; entropiegeneratie is kwantitatieve maat voor irreversibiliteiten

## 3. Entropy change of pure substances

→ entropie is een eigenschap dus hangt samen met toestand van het systeem

Voor zuivere stoffen gebruiken we tabellen mbv referentietoestand omdat de relaties te ingewikkeld zijn

→ **Referentietoestand** = verzadigd mengsel

→  $S = S_f + x S_{fg}$  (kJ/kg.K)

met x=kwaliteit,  $S_f$  en  $S_{fg}$  entropie verzadigde vloeistoffen/gassen, staan in tabel)

→  $\Delta S = m \Delta s = m(s_2 - s_1)$  (kJ/K) voor een bepaalde massa m

## 4. Isentropic processes

Warmte transfer en irreversibiliteiten kunnen entropie veranderen bij vaste massa

MAAR intern reversibel en adiabatisch: isentropisch  $\Delta s=0$

= een ideaal geval, gebruikt als modellen voor reële processen

## 5. Property diagrams involving entropy

### 2 nieuwe diagrams: T-s en h-s (Mollier) diagram

- T-s:

$$Q_{int,rev} = \int_1^2 T dS \quad q_{int,rev} = \int_1^2 T ds$$

→ Opp. onder curve is warmtetransfer bij een intern reversibel proces

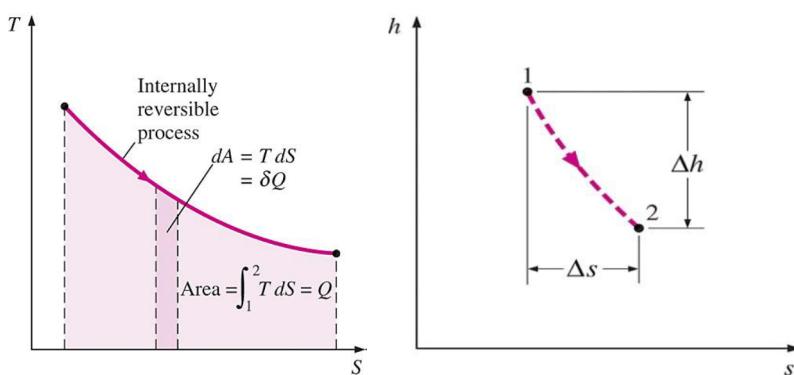
! bij isothermaal proces:  $Q_{int,rev} = T_0 \Delta S$  (hetzelfde geldt voor  $q_{int,rev}$ )

→ isentropische processen: T-s diagramma is een verticale lijn

### - Mollier diagram = H-S diagram

Belangrijk want  $h$  is primair property voor analyse 1e Wet van steady-flow toestellen en  $s$  is maat voor irreversibiliteiten tijdens adiabatische processen

! Adiabatisch steady-flow:  $\Delta h = \text{work}$   $\Delta s = \text{irreversibiliteiten}$



## 6. What is entropy?

### = moleculaire wanorde, chaos

Voor elke toestand van macroscopisch evenwicht zijn er veel mogelijke microscopische configuraties

→ entropie staat hiermee in verband via **Boltzmann Relatie**

$S=k \ln p$  ~ moleculaire onzekerheid

→  $k$  Boltzamnnconstante ( $1.3806 \times 10^{-23} \text{ J/K}$ ) /  $p$  thermodyn. probabiliteit

Bij een vaste stof: hoe hoger  $T$ , hoe meer onzekerheid over de positie van de moleculen

Zuivere stof/kristallijn bij 0K:  $S=0$  want geen enkele onzekerheid = **3e wet van de thermodynamica**

=> absolute entropie = entropie relatief t.o.v. referentiepunt volgens 3e wet

### Opmerkingen:

- Geen entropietransfer bij arbeid => geen netto entropie betekent reversibel
- Gedesorganiseerde vorm van energie, energiedegradeatie → mogelijkheid om arbeid te leveren neemt af, kwaliteit neemt af  
=> Toename in entropie

## 7. The T ds relations

$\delta Q/T$  correspondeert met differentiële verandering in entropie

Bij Isotherme interne reversibele processen: makkelijke integratie

MAAR als  $T$  verandert: **relatie tussen  $\delta Q$  en  $T$**

$$\begin{aligned}
 \delta Q_{\text{int,rev}} - \delta W_{\text{int,rev,uit}} &= dU \\
 \delta Q_{\text{int,rev}} &= TdS \\
 \delta W_{\text{int,rev,uit}} &= PdV \\
 TdS &= dU + PdV \\
 Tds &= du + Pdv \\
 &= \mathbf{GIBBS-VERGELIJKING} \\
 &\quad \mathbf{(T ds VERGELIJKING)}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 h &= u + Pv \\
 dh &= du + Pdv + vdp \\
 Tds &= du + Pdv \\
 Tds &= dh - vdp \\
 &= \mathbf{2e T ds Vergelijking}
 \end{aligned}$$

Voor ideale gassen:  $du=cvdT$ ,  $dh=cpdT$  en  $Pv=RT$

### 8. Entropy change of liquids and solids

Onsamendrukbaar ( $dV=0$ ) : zoals bv vloeistoffen en vaste stoffen

$$\begin{aligned}
 ds &= \frac{du}{T} = \frac{cdT}{T} \\
 s_2 - s_1 &= \int_1^2 c(T) \frac{dT}{T} \cong c_{avg} \ln \frac{T_2}{T_1}
 \end{aligned}$$

Temperatuur gedurende isentropisch proces voor onsamendrukbare stof is constant. (=isotherm)  
 → formule gelijkstellen aan 0

### 9. The entropy change of ideal gases

$$du=c_vdT \quad P=RT/v \quad dh=c_pdT \quad v=RT/P$$

$$\begin{aligned}
 ds &= c_v \frac{dT}{T} + R \frac{dv}{v} \\
 s_2 - s_1 &= \int_1^2 c_v(T) \frac{dT}{T} + R \ln \frac{v_2}{v_1} \\
 s_2 - s_1 &= \int_1^2 c_p(T) \frac{dT}{T} - R \ln \frac{p_2}{p_1}
 \end{aligned}$$

! Constante of variabele  $c_v$  en  $c_p$  : beiden kunnen maar variabelen maken uitrekenen moeilijker

**Isentropische processen van ideale gassen:** entropieverandering=0

$$\begin{aligned}
 \text{Constante specifieke warmte:} \quad \ln \frac{T_2}{T_1} &= -\frac{R}{c_v} \ln \frac{v_2}{v_1} \\
 \ln \frac{T_2}{T_1} &= \ln \left( \frac{v_1}{v_2} \right)^{R/cv} \\
 \left( \frac{T_2}{T_1} \right)_{s=cst} &= \left( \frac{v_1}{v_2} \right)^{k-1} \\
 \left( \frac{T_2}{T_1} \right)_{s=cst} &= \left( \frac{P_2}{P_1} \right)^{(k-1)/k} \\
 \left( \frac{P_2}{P_1} \right)_{s=cst} &= \left( \frac{v_1}{v_2} \right)^k
 \end{aligned}$$

## Chapter 8: Exergy: A measure of work potential

## **1. Exergy: work potential of energy**

- = de hoeveelheid E die we kunnen gebruiken voor arbeid
  - = **beschikbare E**
  - ≠ de hoeveelheid arbeid die geleverd is MAAR de maximale hoeveelheid arbeid die een toestel kan leveren zonder thermodynamische wetten te breken

**Om exergy te maximiseren:** reversibel proces waarbij begintoestand gegeven is en het systeem in dead state is op het einde van het proces

→ **dead state**: thermodynamisch evenwicht met de omgeving waarin het zich bevindt  
=> in de dead state: exergy=0

**Omgeving** = alles buiten de grenzen van het systeem

**Onmiddellijke omgeving** = het deel van de omgeving dat beïnvloed kan worden door een proces binnенin het systeem

**'Environment'** (milieu) = alles buiten de onmiddellijke omgeving

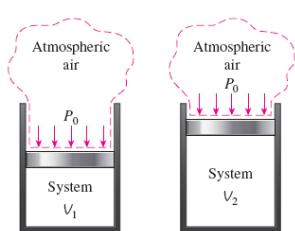
## Exergy, KE en PE:

- Exergy van kinetische E:  $x_{ke} = ke = V^2/2$
  - Exergy van potentiële E:  $x_{pe} = pe = gz$   
 $\Rightarrow$  exergy van KE/PE = KE/ PE zelf

## **2. Reversible work and irreversibility**

Exergy is geen goede grootheid om toestellen te vergelijken omdat de eindtoestand altijd als dead state wordt genomen, terwijl dit in de realiteit niet het geval is.

=> gebruik maken van reversiebare arbeid en irreversibiliteit of exergie afbraak



Omgevingsarbeid  $W_{\text{surf}}$ : arbeid gedaan door of tegen de omgeving

→ nuttige arbeid  $W_{\text{u}} = W - W_{\text{surr}} = W - P_0(V_2 - V_1)$

! voor constant-volume systeem:  $W_{\text{ext}} = 0$

**Revesiebele arbeid**  $W_{rev}$  = maximale hoeveelheid nuttige arbeid die geproduceerd kan worden bij een systeem met een bepaalde begin- en eindtoestand

Het verschil tussen  $W_{rev}$  en  $W_u$  = **irreversibiliteit I** = hoeveelheid exergy die vernietigd wordt

→ altijd positief want	$W_{rev} \geq W_u$ bij arbeidproducerende toestellen $W_{rev} \leq W_u$ bij arbeidverbruikende toestellen	$I = W_{rev,out} - W_{u,out}$
------------------------	--	-------------------------------

### 3. Second-law efficiency, $\eta_{II}$

= ratio tussen  $\eta_{actual}$  en  $\eta_{maximal}$

=> beter om efficiënties te vergelijken, want houdt rekening met de condities

- Warmtemotor:

$$\eta_{II} = \frac{\eta_{th}}{\eta_{th,rev}}$$

- Arbeid-producerende toestellen :

$$\eta_{II} = \frac{W_u}{W_{rev}}$$

- Arbeid-verbruikende toestellen:

$$\eta_{II} = \frac{W_{rev}}{W_u}$$

- Koelinstallaties en warmtepomp:

$$\eta_{II} = \frac{COP}{COP_{rev}}$$

! Bovenstaande formules gelden niet voor toestellen die niet perse arbeid verbruiken/produceren

=> **algemene definitie van  $\eta_{II}$ :** exergy teruggewonnen/ exergy besteed  
1- (exergy vernietigd/ exergy besteed)

voorbeeld:

$$\eta_{II,electric\ heater} = \frac{\dot{X}_{recovered}}{\dot{X}_{expended}} = \frac{\dot{X}_{heat}}{\dot{W}_e} = \frac{\dot{Q}_e(1 - T_0/T_H)}{\dot{W}_e} = 1 - \frac{T_0}{T_H}$$

### 4. Exergy change of a system

#### 4.1 Exergy of a fixed mass: nonflow exergy

We beschouwen een gesloten systeem in een bepaalde toestand dat een reversibel process ondergaat

$$\underbrace{\delta E_{in} - \delta E_{out}}_{\text{Net energy transfer by heat, work, and mass}} = \underbrace{dE_{system}}_{\text{Change in internal, kinetic, potential, etc., energies}}$$

$$-\delta Q - \delta W = dU$$

$$\delta W = P dV = (P - P_0) dV + P_0 dV = \delta W_{b,useful} + P_0 dV$$

$$\delta W_{HE} = \left(1 - \frac{T_0}{T}\right) \delta Q = \delta Q - \frac{T_0}{T} \delta Q = \delta Q - (-T_0 dS) \rightarrow$$

$$\delta Q = \delta W_{HE} - T_0 dS$$

$$\delta W_{total\ useful} = \delta W_{HE} + \delta W_{b,useful} = -dU - P_0 dV + T_0 dS$$

$$X = (U - U_0) + P_0(V - V_0) - T_0(S - S_0) + m \frac{V^2}{2} + mgz$$

$$\phi = (u - u_0) + P_0(v - v_0) - T_0(s - s_0) + \frac{V^2}{2} + gz$$

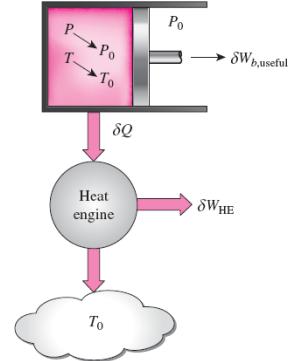
$$= (e - e_0) + P_0(v - v_0) - T_0(s - s_0)$$

= gesloten systeem exergy

! Wanneer we  $\Delta X$  en  $\Delta\phi$  berekenen: begin- en eindtoestand vergelijken

$$\begin{aligned} \Delta X &= X_2 - X_1 = m(\phi_2 - \phi_1) = (E_2 - E_1) + P_0(V_2 - V_1) - T_0(S_2 - S_1) \\ &= (U_2 - U_1) + P_0(V_2 - V_1) - T_0(S_2 - S_1) + m \frac{V_2^2 - V_1^2}{2} + mg(z_2 - z_1) \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta\phi &= \phi_2 - \phi_1 = (u_2 - u_1) + P_0(v_2 - v_1) - T_0(s_2 - s_1) + \frac{V_2^2 - V_1^2}{2} + g(z_2 - z_1) \\ &= (e_2 - e_1) + P_0(v_2 - v_1) - T_0(s_2 - s_1) \end{aligned}$$



Wanneer de eigenschappen niet uniform zijn, berekenen we de exergy aan de hand van integratie

$$X_{\text{system}} = \int \phi \delta m = \int_V \phi \rho dV$$

#### 4.2 Exergy of a flow stream: flow exergy

Exergy van de 'flow E':  $x_{\text{flow}} = (P - P_0)v$

$$x_{\text{flowing fluid}} = x_{\text{nonflowing fluid}} + x_{\text{flow}}$$

$$\begin{aligned} &= (u - u_0) + P_0(v - v_0) - T_0(s - s_0) + \frac{V^2}{2} + gz + (P - P_0)v \\ &= (u + Pv) - (u_0 + P_0v_0) - T_0(s - s_0) + \frac{V^2}{2} + gz \\ &= (h - h_0) - T_0(s - s_0) + \frac{V^2}{2} + gz \\ \psi &= (h - h_0) - T_0(s - s_0) + \frac{V^2}{2} + gz \end{aligned}$$

= **flow stream exergy**

! Wanneer we  $\Delta\psi$  berekenen: begin- en eindtoestand vergelijken

#### *5. Exergy transfer by heat, work and mass*

Exergy kan op drie manieren naar of buiten het systeem gebracht worden:

- **warmte**

$$X_{\text{heat}} = \left(1 - \frac{T_0}{T}\right)Q \quad X_{\text{heat}} = \int \left(1 - \frac{T_0}{T}\right) \delta Q$$

! als  $T$  niet constant is

- **arbeid**

$$X_{\text{work}} = \begin{cases} W - W_{\text{surr}} & \text{(for boundary work)} \\ W & \text{(for other forms of work)} \end{cases}$$

- **massatransport**

$$X_{\text{mass}} = m\psi$$

## 6. The decrease of exergy principle and exergy destruction

= de exergy van een geïsoleerd systeem zal tijdens een process altijd afnemen of, in het geval van een reversiebel process, constant blijven

We beschouwen een geïsoleerd systeem:

$$\text{Energy balance: } E_{\text{in}}^0 - E_{\text{out}}^0 = \Delta E_{\text{system}} \rightarrow 0 = E_2 - E_1$$

$$\text{Entropy balance: } S_{\text{in}}^0 - S_{\text{out}}^0 + S_{\text{gen}} = \Delta S_{\text{system}} \rightarrow S_{\text{gen}} = S_2 - S_1$$

Multiplying the second relation by  $T_0$  and subtracting it from the first one gives

$$-T_0 S_{\text{gen}} = E_2 - E_1 - T_0(S_2 - S_1) \quad (8-29)$$

From Eq. 8-17 we have

$$\begin{aligned} X_2 - X_1 &= (E_2 - E_1) + P_0(V_2 - V_1)^0 - T_0(S_2 - S_1) \\ &= (E_2 - E_1) - T_0(S_2 - S_1) \end{aligned} \quad (8-30)$$

since  $V_2 = V_1$  for an isolated system (it cannot involve any moving boundary and thus any boundary work). Combining Eqs. 8-29 and 8-30 gives

$$-T_0 S_{\text{gen}} = X_2 - X_1 \leq 0 \quad (8-31)$$

since  $T_0$  is the thermodynamic temperature of the environment and thus a positive quantity,  $S_{\text{gen}} \geq 0$ , and thus  $T_0 S_{\text{gen}} \geq 0$ . Then we conclude that

$$\Delta X_{\text{isolated}} = (X_2 - X_1)_{\text{isolated}} \leq 0 \quad (8-32)$$

Vernietigde exergy:  $X_{\text{destroyed}}$  of I

$$X_{\text{destroyed}} = T_0 S_{\text{gen}} \geq 0$$

! altijd positief (of gelijk aan 0)

## 7. Exergy balance: closed systems

= verandering in exergy van een systeem tijdens een process is gelijk aan het verschil tussen de netto exergy overdracht tussen systeem en omgeving en de vernietigde exergy door irreversibiliteiten

$$\left( \begin{array}{c} \text{Total} \\ \text{exergy} \\ \text{entering} \end{array} \right) - \left( \begin{array}{c} \text{Total} \\ \text{exergy} \\ \text{leaving} \end{array} \right) - \left( \begin{array}{c} \text{Total} \\ \text{exergy} \\ \text{destroyed} \end{array} \right) = \left( \begin{array}{c} \text{Change in the} \\ \text{total exergy} \\ \text{of the system} \end{array} \right)$$

$$\text{General: } \underbrace{X_{\text{in}} - X_{\text{out}}}_{\substack{\text{Net exergy transfer} \\ \text{by heat, work, and mass}}} - \underbrace{X_{\text{destroyed}}}_{\substack{\text{Exergy} \\ \text{destruction}}} = \underbrace{\Delta X_{\text{system}}}_{\substack{\text{Change} \\ \text{in exergy}}} \quad (\text{kJ})$$

$$\text{General, rate form: } \underbrace{\dot{X}_{\text{in}} - \dot{X}_{\text{out}}}_{\substack{\text{Rate of net exergy transfer} \\ \text{by heat, work, and mass}}} - \underbrace{\dot{X}_{\text{destroyed}}}_{\substack{\text{Rate of exergy} \\ \text{destruction}}} = \underbrace{dX_{\text{system}}/dt}_{\substack{\text{Rate of change} \\ \text{in exergy}}} \quad (\text{kW})$$

$$\dot{X}_{\text{heat}} = (1 - T_0/T)\dot{Q}, \dot{X}_{\text{work}} = \dot{W}_{\text{useful}}, \text{ and } \dot{X}_{\text{mass}} = \dot{m}\psi$$

$$\text{General, unit-mass basis: } (x_{\text{in}} - x_{\text{out}}) - x_{\text{destroyed}} = \Delta x_{\text{system}} \quad (\text{kJ/kg})$$

$$X_{\text{destroyed}} = T_0 S_{\text{gen}} \quad \text{or} \quad \dot{X}_{\text{destroyed}} = T_0 \dot{S}_{\text{gen}}$$

! Een gesloten systeem heeft geen exergyoverdracht door massatransport dus:

$$\text{Closed system: } X_{\text{heat}} - X_{\text{work}} - X_{\text{destroyed}} = \Delta X_{\text{system}}$$

$$\text{Closed system: } \sum \left( 1 - \frac{T_0}{T_k} \right) Q_k - [W - P_0(V_2 - V_1)] - T_0 S_{\text{gen}} = X_2 - X_1$$

$$\text{Rate form: } \sum \left( 1 - \frac{T_0}{T_k} \right) \dot{Q}_k - \left( \dot{W} - P_0 \frac{dV_{\text{system}}}{dt} \right) - T_0 \dot{S}_{\text{gen}} = \frac{dX_{\text{system}}}{dt}$$