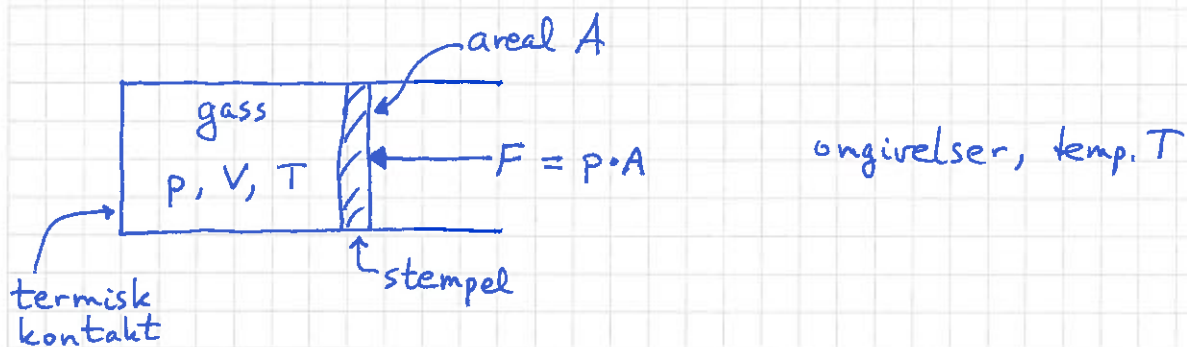


2.1 Reversible prosesser [LHL 13,3,13,7; YF 20.1]

= prosesser som kan reverseres / kjøres baklengs, slik at system og omgivelser returnerer til starttilstanden

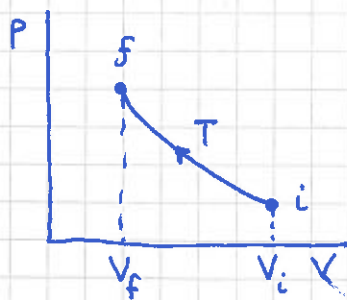
Eks: Langsom isoterm kompresjon



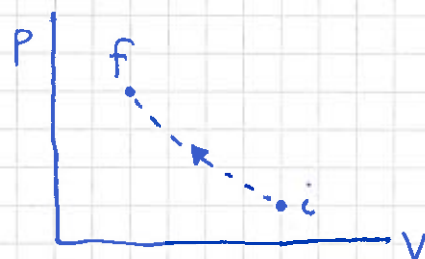
Reversibel dersom F økes "uendelig langsomt" fra $F_i = p_i A$ til $F_f = p_f A$, slik at gassen har veldefinert p, V og T hele tiden, samt at dissipative effekter kan neglisjeres (friksjon, turbulens).

Umulig i praksis ($\Rightarrow$ alle reelle prosesser er irreversible), men kan være god tilnærming!

Kurve i likerekttsdiagram $\hat{=}$ reversibel prosess:



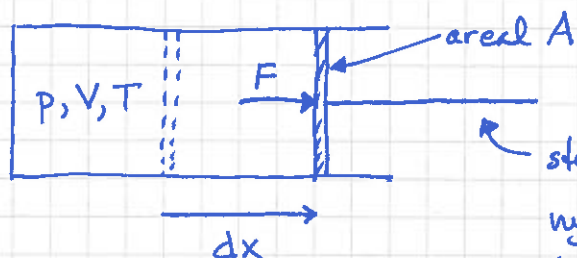
Stiplet kurve for irrev. prosess:



(ikke veldefinert p, T underveis)

Arbeid er energioverføring mellom system og omgivelser som ikke skyldes temperaturforskjeller.

Standardeksempel i termodynamikk:



stempel koblet til omgivelsene slik at nyttig arbeid kan utføres av gassen (=systemet)

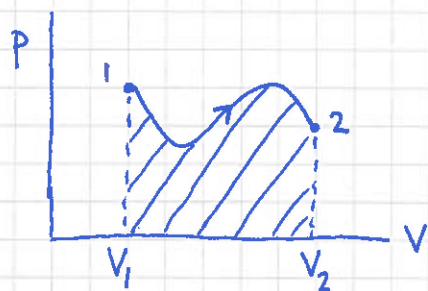
$$dW = F \cdot dx = p \cdot A \cdot \frac{dV}{A} = p \cdot dV$$

= arbeid utført av systemet på omgivelsene

Fortegnsvalg: $dW > 0 \Rightarrow$ systemet gjør arbeid på omgivr. ($dV > 0$)

Reversibelt arbeid fordrer langsom volumendring, og dermed ytre trykk som (nesten) balanserer p

For vilkårlig reversibel prosess:



$$W = \int_1^2 dW = \int_{V_1}^{V_2} p \, dV$$

= areal under kurven $p(V)$

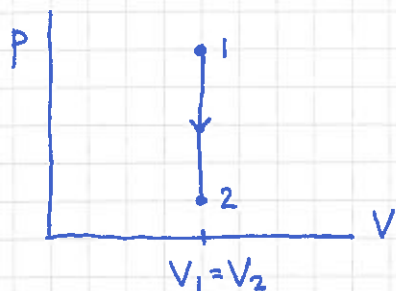
Ulike veier fra 1 til 2 $\Rightarrow$ ulike arbeid W

$\Rightarrow W$ kan ikke være en tilstandsfunksjon, og dW er ikke et totalt differensial $\Rightarrow$ skriver gjerne δW , og $\oint \delta W \neq 0$.

Arbeid i ulike reversible prosesser:

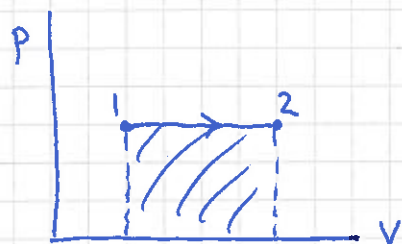
(16)

Isokor prosess:



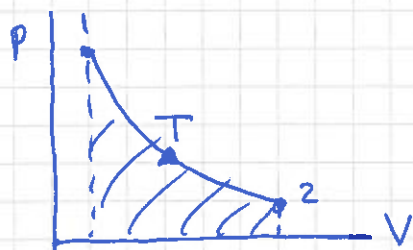
$$W = \int_{V_1}^{V_2} p dV = \underline{\underline{0}}$$

Isobar prosess:



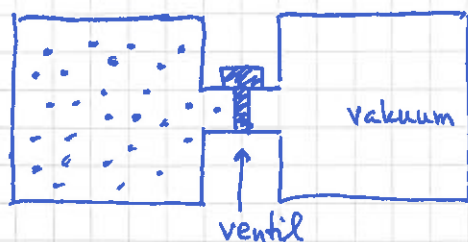
$$W = p \int_{V_1}^{V_2} dV = \underline{\underline{p \cdot (V_2 - V_1)}}$$

Isoterm prosess, med ideell gass:



$$p(V) = nRT/V$$
$$\Rightarrow W = nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = \underline{\underline{nRT \ln \frac{V_2}{V_1}}}$$

Hva med fri ekspansjon?



ventilen
åpnes



Her er $p > 0$ og $V_2 > V_1$ slik at $\int p dV > 0$, men irreversibel prosess, så $dW = p dV$ kan ikke brukes!
(Og $W = 0$.)

2.3 Indre energi [LHL 13.6; YF 19.4 + 19.6]

(17)



U = indre energi = summen av molekylene kinetiske og potensielle energi (pga innbyrdes vekselvirkning)

Indre kinetisk energi E_k avh. av molekylene hastigheter, og dermed temperaturen T (som vi snart skal se).

Indre potensiell energi E_p avh. av avstanden mellom molekylene, og dermed systemets volum V .

$\Rightarrow$ generelt er $U = U(T, V)$

Ideell gass: $E_p = 0 \Rightarrow U$ uavh. av $V \Rightarrow U = U(T)$

Punktpartikler: $E_k = E_k^{\text{trans}}$

Molekyler med indre frihetsgrader:

$$E_k = E_k^{\text{trans}} + E_k^{\text{rot}} + E_k^{\text{vib}}$$



translasjon



rotasjon



vibrasjon

Før gitt p og T er U prop. med N , dvs ekstensiv størrelse.
[$u = U/N$ = indre energi pr molekyl, er intensiv størrelse]

U er tilstandsfunksjon $\Rightarrow dU$ er totalt differensial, og $\oint dU = 0$.