

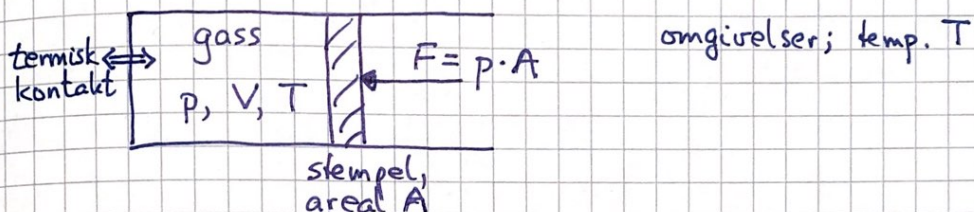
2. Termodynamikkens 1. lov

(11)

2.1 Reversible prosesser

Idealiserte prosesser som kan reverseres så både system og omgivelser returnerer til starttilstanden.

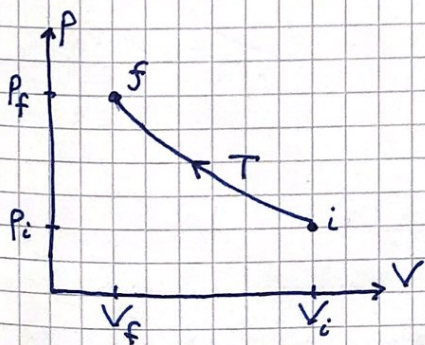
Eks: Langsom isoterm kompresjon



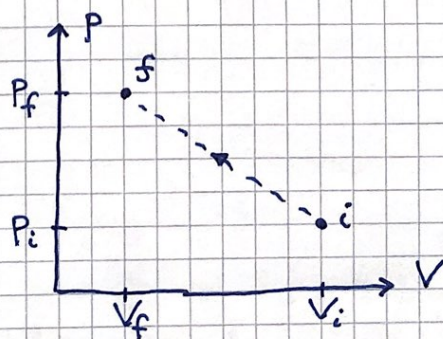
Kraften F økes svært langsomt, fra $F_i = p_i A$ til $F_f = p_f A$, slik at gassen (systemet) hele tiden er i termisk likevekt, med veldefinert T (konstant langs isoterm), V (avtagende ved kompresjon) og p (økende). Ingen dissipative effekter (som friksjon, turbulens).

Reelle prosesser er mer eller mindre irreversible, men kan ofte være tilnærmet reversible.

Vi angir reversible prosesser med heltrukne kurver og irreversible prosesser med stiplede kurver:



Reversibel prosess.
System i likevekt underveis.



Irreversibel prosess.
Ikke likevekt underveis.

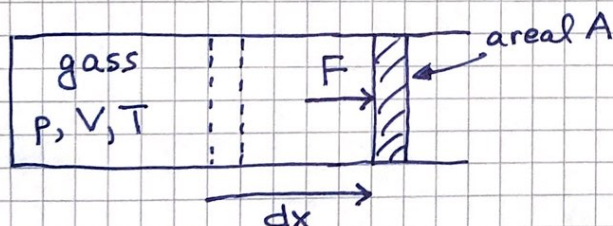
"Umulig" å gjøre termodynamiske beregninger langs irreversibler prosesser. Men: Mulig å beregne forskjeller i tilstandsfunksjoner mellom likevekts-tilstandene i (initial) og f (final) med en tenkt reversibel prosess mellom i og f . [Konkrete eksempler senere.]

I vårt eksempel gjør stempellet et arbeid på gassen, mens varme overføres fra gassen til omgivelsene. Har bare disse to typene energiutveksling.

2.2 Arbeid

er energi som overføres mellom system og omgivelser, og som ikke skyldes temperaturforskjeller.

Standardeksempel i termodynamikk:



$$dV = A \cdot dx = \text{gassens volumendring}$$

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

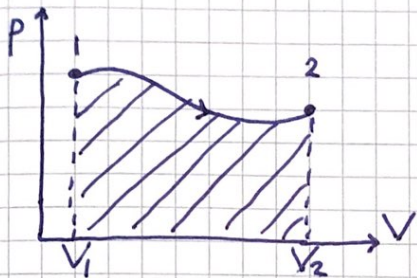
= arbeid utført av systemet på omgivelsene

Naturlig fortegnssvalg: $dW > 0$ tilsvarer nyttig mekanisk arbeid utført av ulike maskiner.

Reversibelt arbeid krever langsom volumendring, men trolig tilnærmet OK så lenge stempelfarten er liten sammenlignet med gassmolekylene hastighet, som typisk er noen hundre m/s.

Generelt, for reversibel prosess:

(13)



$$W = \int_1^2 dW = \int_{V_1}^{V_2} p(V) dV$$

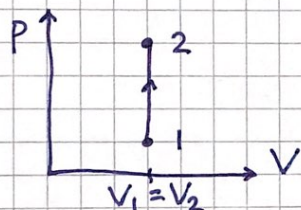
= arealet under kurven $p(V)$

$$W > 0 \text{ når } V_2 > V_1$$

Ulike prosesser fra 1 til 2 gir ulike mengder arbeid W .
 Dus, W er ikke en tilstandsfunksjon, men en prosessvariabel.
 Kan da f.eks. ikke derivere W ; dW er ikke et såkalt
 totalt differensial; skriver derfor gjerne δW .

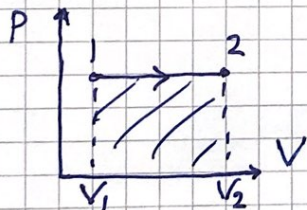
Arbeid i ulike reversible prosesser:

Isokor:



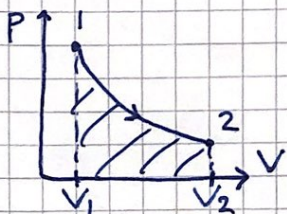
$$W = \int_{V_1}^{V_2} p dV = 0$$

Isobar:



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

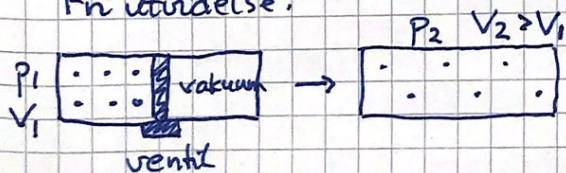
Isoterm ~ ideell gass:



$$p(V) = nRT/V$$

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

Fri utvidelse:

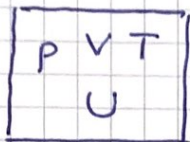


$\int_1^2 p dV > 0$, men irreversibel
 prosess, slik at $\delta W \neq p dV$!

Innses vel at her er $W=0$

2.3 Indre energi

14



U = indre energi = sum av alle molekylenes kinetiske og potensielle energi, E_k og E_p

E_k avhenger av molekylenes fart, og dermed temperaturen T

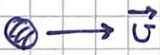
E_p ——— avstanden mellom molekylene, og dermed volumet V

⇒ Generelt er $U = U(T, V)$ [Mer om E_k og T senere]

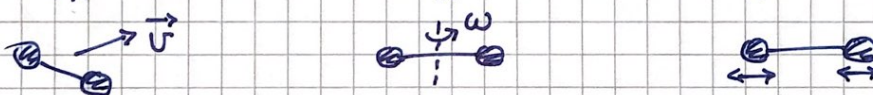
Ideell gass:

$E_p = 0$, dvs ingen vekselvirkning mellom partiklene

Da er U uavhengig av V , dvs $U = U(T)$

Atomær gass: $E_k = E_k^{\text{trans}}$ 

Molekyler med indre frihetsgrader:

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


U er ekstensiv, ~~proportjonal~~ øker med N

U er en tilstandsfunksjon; dU er et totalt differensial

$$\Rightarrow \oint dU = 0$$