

Notater til forelesningene i BIT 390 Energifysikk 24.08 2011

Tillegg og kommentarer til læreboken *Fysikk og energiresurser* av Øyvind Holter, Finn Ingebretsen og Hugo Parr (3. utgave, 2010).

Kapittel 1

I tillegg til referansene i læreboken anbefales det å repetere de sentrale delene av pensum i emnet BIT 130, Termodynamikk ([A1], særlig kapitlene 5–8).

1.1.1

På differensiell form kan termodynamikkens første hovedsats for et lukket system skrives:

$$dU = \delta Q - \delta W. \quad (1.1a)$$

Vi minner om at notasjonen dU betyr at U er en *tilstandsfunksjon*, dvs. en funksjon som bare avhenger av systemets termodynamiske variable, mens δQ og δW også avhenger av *prosess-veien*, dvs. ytre parametere som karakteriserer *måten* en prosess foregår på. Dersom arbeidet utføres ved at systemet forandrer volum, V , mot et ytre trykk p , det vi kaller pV -arbeid, har vi $\delta W = pdV$.

Hvis et system går *kvasistatisk*, dvs. bare gjennom likevektstilstander, fra en tilstand 1 til en tilstand 2, får vi da:

$$\Delta U = U_{12} = \int_1^2 dU = U_2 - U_1 = \int_1^2 \delta Q - \int_1^2 \delta W = Q_{12} - W_{12} = \Delta Q - \Delta W. \quad (1.1)$$

Her er $\Delta U = U_2 - U_1$, fordi U er en tilstandsfunksjon, mens ΔQ og ΔW ($= W$ i læreboken) avhenger av prosessveien fra 1 til 2.

For en *syklisk* prosess er tilstand 2 den samme som tilstand 1, så $\Delta U = 0$, og vi har:

$$\Delta Q = \Delta W \quad (\text{syklisk prosess}). \quad (1.1.b)$$

1.1.2

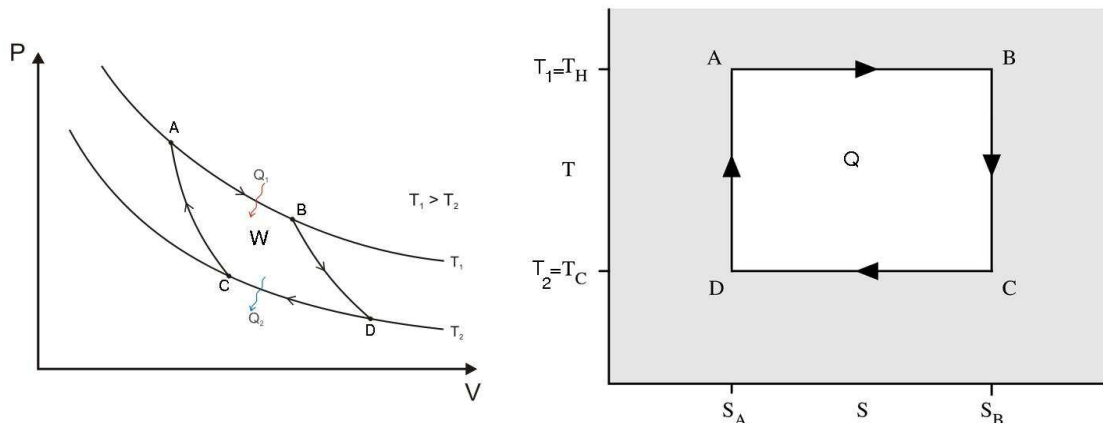
Vi minner om at i termodynamikken bruker vi den absolutte temperaturen, T , i alle formler. På differensiell form kan vi skrive lign. (1.2) som:

$$\delta Q = TdS. \quad (1.2a)$$

Dersom T er konstant, får vi lign. (1.2) i læreboken for endelig ΔQ . Kombinerer vi ligningene (1.2a) og (1.1.a) og bruker $\delta W = pdV$, får vi det velkjente uttrykket:

$$dU = TdS - pdV \quad (1.2.b)$$

For at (1.3) skal være gyldig må vi passe på å definere systemet slik at at *alle* entropiforandringer som en prosess medfører regnes med i ΔS_{total} .



Carnot-prosess: Til v.: pV -diagram. Arbeidet, $W = \Delta W$, er gitt av arealet innenfor sløyfen. Til h.: TS -diagram. Netto varme, $Q = \Delta Q$, er gitt av arealet innenfor sløyfen.

1.3.1

I forhold til notasjonen i denne boken har vi $T_1 = T_H > T_2 = T_L$ og $Q_1 = Q_H$, $Q_2 = Q_L$. Lign. (1.5), som gjelder for en vilkårlig *reversibel* prosess, leder til *Kelvins definisjon av absolutt temperatur*:

$$\frac{T_1}{T_2} = \frac{Q_1}{Q_2} \quad (\text{reversibel prosess.}) \quad (1.5a)$$

Virkningsgraden for *alle* reversible prosesser er altså den samme, $\eta_{\text{Rev}} = \eta_C$. For Carnot-prosessen i et pV -diagram og i et TS -diagram, se figuren. For repetisjon av Carnot-syklusen, se [A1], kapittel 7.

Dersom prosessen er *irreversibel*, har vi i stedet at $S_2 > S_1$, siden en slik prosess produserer entropi iflg. 2. hovedsats, Dvs.:

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \frac{Q_2}{T_2} - \frac{Q_1}{T_1} > 0, \quad (1.5b)$$

Dette gir:

$$\frac{Q_2}{Q_1} > \frac{T_2}{T_1} \Rightarrow \eta = 1 - \frac{Q_2}{Q_1} < 1 - \frac{T_2}{T_1} = \eta_{\text{Rev}} = \eta_C. \quad (1.7a)$$

Følgelig er virkningsgraden for alle sykliske irreversible prosesser *lavere* enn for reversible prosesser som arbeider syklisk mellom de samme to temperatuene.

Referanser:

A1: Richard E. Sonntag, Claus Borgnakke and Gordon J. van Wylen: *Fundamentals of Thermodynamics* (6. ed. 2003 eller 7. ed. 2009) Wiley.