

TERMODYNAMISKE PROCESSER

Proces	Realisering i princippet	W	Q	ΔU
Isochor	Fasthold rumfanget under processen	0	$Q = nC_V(T_2 - T_1)$ (*)	$\Delta U = Q$ $\Delta U = nC_V(T_2 - T_1)$ (*)
Isoterm	Lad systemet være i forbindelse med et stort varmebad under processen	$W = Q - \Delta U$ $W = nRT \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) = nRT \ln\left(\frac{p_1}{p_2}\right)$ (*)	$Q = W + \Delta U$ $Q = W$ (*)	$\Delta U = Q - W$ $\Delta U = 0$ (*)
Adiabatisk	Lad processen foregå "hurtigt"	$W = -\Delta U$ $W = \frac{C_V}{R}(p_1V_1 - p_2V_2)$ (*) $= \frac{1}{\gamma - 1}(p_1V_1 - p_2V_2)$ (*) $W = nC_V(T_1 - T_2)$ (*)	0	$\Delta U = -W$ $\Delta U = nC_V(T_2 - T_1)$ (*)
Isobar	Lad systemet være i trykligevægt med omgivelserne under processen	$W = p(V_2 - V_1)$ $W = nR(T_2 - T_1)$ (*)	$Q = nC_p(T_2 - T_1)$ (*)	$\Delta U = Q - W$ $\Delta U = nC_V(T_2 - T_1)$ (*)
Generel proces		$W = \int_{V_1}^{V_2} p(V)dV$	$Q = W + \Delta U$	$\Delta U = Q - W$ $\Delta U = nC_V(T_2 - T_1)$ (*)

Formlerne med (*) gælder, hvis gassen kan betragtes som ideal.

For en ideal gas gælder idealgasligningen: $pV = nRT$ (eller $pV = NkT$). Hvis antallet af mol, n , ikke ændrer sig under processen er følgende udgave af idealgasligningen da særlig nyttig:

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$$

For adiabatisk processer med en ideal gas gælder tillige adiabatligningerne: $p_1V_1^\gamma = p_2V_2^\gamma$ og $T_1V_1^{\gamma-1} = T_2V_2^{\gamma-1}$.

Hvis n er konstant og kendt og temperaturforskellen mellem to tilstande ved processen er kendt, kan man altid beregne ændringen i indre energi af en ideal gas ved at benytte, at $\Delta U = nC_V(T_2 - T_1)$, også selv om den betragtede proces ikke er isochor (U er en jo en tilstandsfunktion).

For en enatomig gas er $C_V = \frac{3}{2}R$, $C_p = \frac{5}{2}R$, $\gamma = 5/3 = 1.67$

For en toatomig gas er $C_V = \frac{5}{2}R$, $C_p = \frac{7}{2}R$, $\gamma = 7/5 = 1.40$