

Termodynamikens första huvudsats

Jun 23, 2026, 4 min read

#fysik

#termodynamik

#energi

Kapitel: 19.1–19.5 · Kurs: F0004T Förkunskaper: Ideala gaser, Integraler

1. Grundprincipen

1.1 Formulering

Första huvudsatsen (1:a HS)

Energi kan varken skapas eller förstöras — den kan bara omvandlas. För ett termodynamiskt system:

$$Q = \Delta U + W$$

- Q = värme som tillförs systemet [J]
- ΔU = ändring i inre energi [J]
- W = arbete utfört av systemet [J]

1.2 Teckenkonvention

Storhet	Positivt (> 0)	Negativt (< 0)
Q	Värme tillförs systemet	Värme bortförs
W	Systemet utför arbete (expansion)	Arbete utförs på systemet (kompression)

Storhet	Positivt (> 0)	Negativt (< 0)
ΔU	Inre energi ökar	Inre energi minskar

⚠ Teckenkonventionen varierar

I vissa böcker och ingenjersapplikationer skrivs 1:a HS som $Q = \Delta U + W$ (Freedman) och i andra som $\Delta U = Q - W$. Kontrollera vilken konvention som används. I kursen gäller: $W > 0$ när arbete utförs av systemet.

2. Volymändringsarbete

2.1 Arbete i en cylinder

När en gas expanderar eller komprimeras mot ett kolv:

$$dW = p dV$$

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

🔗 Grafisk tolkning: Arealen i pV-diagrammet

Arbetet som utförs av gasen är arean under kurvan i ett pV -diagram. En expansion ($V_2 > V_1$) ger positivt arbete; en kompression ger negativt arbete.

3. Inre energi för en ideal gas

3.1 Beroende enbart av temperatur

📄 Nyckelresultat

För en ideal gas beror den inre energin **enbart** på temperaturen:

$$U = U(T)$$

$$\Delta U = nC_V\Delta T$$

Motivering: I en ideal gas finns ingen potentiell energi mellan molekylerna (de interagerar inte). All inre energi är kinetisk energi i molekylernas translationer (och rotationer), och denna bestäms av temperaturen.

Konsekvens: $\Delta U = nC_V\Delta T$ gäller alltid för en ideal gas, oavsett vilken process som utförs – även isobar och adiabatisk.

4. Inre energi som tillståndsfunktion

Inre energin U är en *tillståndsfunktion* – den beror bara på systemets aktuella tillstånd (T, V, p), inte på hur systemet kom dit.

Däremot är Q och W *processberoende* – de beror på vilken väg man tar i pV -diagrammet.

☰ [Exempel: Isoterm expansion](#) >

☰ [Exempel: Isokor \(konstant volym\)](#) >

Läsning

- [Chapter 19 The First Law of Thermodynamics](#)



Se även

- [Ideala gaser](#) – ideala gaslagen, C_V , C_p , frihetsgrader

- **Termodynamiska processer** – isoterm, isobar, isokor, adiabatisk: formler för W , Q , ΔU
 - **Termodynamikens andra huvudsats** – vad 1:a HS inte berättar
 - **Arbete och energi** – energibevarande i mekaniken
-

Resurser

Wikipedia

- [First law of thermodynamics](#) 
- [Internal energy](#) 

Fördjupning

- University Physics with Modern Physics (Freedman & Young) kap 19
 - Fysika upplaga 5, kap 19 (Fa5: formelblad)
-

Föreläsningsanteckningar

Från föreläsning: 2025-12-09, F0004T Föreläsare: Erik Elfgren

2025-12-09 – TERM05

19.0 Första termodynamiska lagen

Teckentkonvention: $Q > 0$ (tillförs), $W > 0$ (när arbete utförs av systemet) $Q = \Delta U + W$

19.2 Volymändringsarbete

Tryck $= \frac{\text{Kraft}}{\text{Yta}}$ – om en yta rör sig utförs ett arbete av tryckkraften: $dW = F dx = pA dx = p dV$ ($dV = A dx$)

- $T = \text{konst}$ = isoterm
- $p = \text{konst}$ = isobar

- $V = \text{konst} = \text{isokor}$

19.3 Banor mellan olika tillstånd

Arbetet beror på banan i pV -diagrammet (arean under kurvan).

19.4 Inre energi

$$\Delta U = Q - W$$

Ändring i molekylernas kinetiska och potentiella energi. Den totala mekaniska potentiella energin (ex. tyngdenergi) ändras ej.

19.5 Olika typer av processer

Process	Villkor	Konsekvens
Adiabatisk	$Q = 0$	$\Delta U = -W$; expansion \rightarrow temp sjunker, kompression \rightarrow temp stiger
Isokor	$V = \text{konst},$ $W = 0$	$\Delta U = Q$
Isobar	$p = \text{konst}$	$W = p(V_2 - V_1)$
Isoterm	$T = \text{konst}$	$\Delta U = 0 \implies Q = W$ (för idealgas)