

Ideala gaser

Jun 23, 2026, 5 min read

#fysik

#termodynamik

#idealgas

#kinetisk-teori

Kapitel: 18.1–18.6 · Kurs: F0004T Förkunskaper: Integraler

1. Ideala gaslagen

1.1 Definition

Definition: Ideala gaslagen

En *ideal gas* är en teoretisk modell där molekylerna är punktformiga och inte interagerar med varandra (utom vid perfekt elastiska kollisioner). Sambandet mellan tillståndsvariabler ges av:

$$pV = nRT$$

- p = tryck [Pa]
- V = volym [m^3]
- n = substansmängd [mol]
- $R = 8,314 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$ – allmänna gaskonstanten
- T = temperatur i **Kelvin** (aldrig Celsius!)

1.2 Alternativa former

Med gasmassa m och specifik gaskonstant $R_s = R/M$ (molmassa M i kg/mol):

$$pV = mR_sT$$

Densitet:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{p}{R_s T}$$

Vid konstant massa (jämföra två tillstånd):

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

🔗 När fungerar ideala gaslagen?

Modellen fungerar bra vid normala förhållanden – inte vid extremt högt tryck (molekylerna är nära varandra) eller extremt låg temperatur (nära kondensation).

1.3 Van der Waals ekvation

En bättre modell som korrigerar för molekylernas storlek och attraktiva krafter:

$$\left(p + a \frac{n^2}{V^2}\right) (V - nb) = nRT$$

- $a \frac{n^2}{V^2}$: Korrigering för intermolekylär attraktion (ökar "effektivt" tryck).
- nb : Korrigering för molekylernas volym (minskar tillgänglig volym).

2. Kinetisk gasteori

2.1 Temperatur = molekylernas rörelseenergi

📖 Revolutionär insikt

Temperaturen är ett mått på molekylernas genomsnittliga kinetiska *translationsenergi*.

Per molekyl (enatomig gas):

$$K_{tr,m} = \frac{3}{2} k_B T = \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle$$

Per mol:

$$K_{tr} = \frac{3}{2} nRT$$

där $k_B = 1,38 \times 10^{-23}$ J/K är Boltzmanns konstant (sammankopplad med R via $k_B = R/N_A$).

2.2 RMS-fart

Definition: RMS-fart

Root-Mean-Square-farten är ett mått på den typiska molekyll hastigheten:

$$v_{rms} = \sqrt{\langle v^2 \rangle} = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Faktor

Effekt på v_{rms}

Högre temperatur T

v_{rms} ökar (proportionellt mot \sqrt{T})

Tyngre molekyler (större M)

v_{rms} minskar (proportionellt mot $1/\sqrt{M}$)

Exempel vid rumstemperatur: kväve $N_2 \approx 500$ m/s, väte $H_2 \approx 1900$ m/s.

2.3 Fri medelväglängd

$$\lambda = \frac{k_B T}{4\pi\sqrt{2} r^2 p}$$

Genomsnittlig sträcka en molekyl rör sig mellan kollisioner, där r är molekyllradien.

3. Molär värmekapacitet och frihetsgrader

3.1 Frihetsgrader

Varje frihetsgrad hos en molekyl bidrar med $\frac{1}{2}R$ till den molära värmekapaciteten vid konstant volym:

$$C_V = \frac{f}{2}R$$

Gastyp	Frihetsgrader f	C_V	$C_p = C_V + R$	$\gamma = C_p/C_V$
Monoatomär (He, Ar)	3	$\frac{3}{2}R$	$\frac{5}{2}R$	$\frac{5}{3} \approx 1,67$
Diatomär (N ₂ , O ₂)	5	$\frac{5}{2}R$	$\frac{7}{2}R$	$\frac{7}{5} = 1,40$
Fleratomär (CO ₂)	6+	$3R+$	$4R+$	$\approx 1,33$

Frihetsgraderna för diatomära molekyler:

- 3 translationsriktningar (x, y, z)
- 2 rotationsaxlar (tredje axeln längs bindningen ger försumbart bidrag)
- Vibration tillkommer vid höga temperaturer

Intuition: Fler "konsumenter" av energi

Ju fler frihetsgrader, desto fler sätt energin kan fördelas – och desto mer energi krävs för att höja temperaturen. Det förklarar varför mer komplexa molekyler har högre värmekapacitet.

4. Faser och fasdiagram

4.1 Fasövergångar

Övergång	Namn	Energi
Fast → Flytande	Smältning	Tillförs (smältvärme)
Flytande → Gas	Förångning	Tillförs (ångbildningsvärme)

Övergång	Namn	Energi
Fast → Gas	Sublimering	Tillförs
Gas → Flytande	Kondensation	Frigörs
Flytande → Fast	Stelning	Frigörs

4.2 pT-diagrammet

Ett fasdiagram med tryck på y-axeln och temperatur på x-axeln visar i vilka regioner varje fas är stabil.

Speciella punkter:

- **Tripelpunkten:** Den unika kombinationen av p och T där alla tre faser samexisterar i jämvikt.
- **Kritiska punkten:** Ovanför denna existerar ingen distinkt gräns mellan vätska och gas – de smälter samman till en superkritisk fluid.

Läsning

- [Chapter 18 Thermal Properties of Matter](#)

Se även

- [Termodynamikens första lag](#) – värme, arbete och inre energi
- [Termodynamiska processer](#) – isoterm, isobar, isokor, adiabatisk
- [Värmeöverföring](#) – hur värme transporteras

Resurser

Wikipedia

- [Ideal gas law](#)[ⓘ]

- [Kinetic theory of gases](#)
- [Phase diagram](#)

Fördjupning

- University Physics with Modern Physics (Freedman & Young) kap 18
- Fysika upplaga 5, kap 18 (Tg3: specifika gaskonstanter, Te: R-värdet)

Föreläsningsanteckningar

Från föreläsning: 2025-12-03 och 2025-12-04, F0004T Föreläsare: Erik Elfgren

2025-12-03 – TERM03: Termiska materieegenskaper (kap 18)

18.0 Makro ↔ Mikro

Termodynamik kopplar mikro-egenskaper (molekylernas massa, hastighet, kinetisk energi, rörelsemängd) till makro-egenskaper (temperatur, tryck, volym, massa).

18.1 Tillståndsekvationer (EOS)

Ett materials tillstånd beskrivs av trycket p , temperaturen T , volymen V och massan m .

Fasta material: $V = V_0(1 + \beta(T - T_0) - k(p - p_0))$ β = expansionskoefficient, k = kompressibilitet (materialberoende)

Gaser – Ideala gaslagen (IG): $pV = nRT$ $R = 8,314 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$ (allmänna gaskonstanten, se Fysika Te)

Elfgrens trick: "pv lika med nrt" – sång för att minnas IG

IG fungerar bra när temperatur ej är extremt låg och trycket ej extremt högt (molekylerna långt ifrån varandra).

Med gasmassa m : $pV = mR_s T$, $R_s = R/M$ (specifik gaskonstant, se Fysika Tg3)

Om massan är konstant: $\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$

Van der Waals ekvation (inkluderar molekylstorlek och krafter): $\left(p + a \cdot \frac{n^2}{V^2}\right) (V - nb) = nRT$ a, b är materialberoende konstanter.

pV- och TV-diagram

- **Konstant temperatur** (isoterm): $pV = \text{konst}$
- **Konstant tryck** (isobar): $T \propto V$
- Fasdiagram för icke-ideal gas visar fas-regioner och tripelpunkt

18.2 Molekylära egenskaper

Gaser: molekylerna rör sig nästan obehindrat; vätskor: attraktiva krafter håller ihop; fasta material: molekylerna hårt bundna.

Kinetik för ideala gaser:

Kinetisk medeltranslationsenergi (enatomig gas): $K_{tr} = \frac{3}{2}nRT$

Per molekyl: $K_{tr,m} = \frac{3}{2}kT = \frac{1}{2}m\langle v^2 \rangle$ $k = \text{Boltzmanns konstant} = 1,38 \times 10^{-23} \text{ J/K}$

RMS-fart (Root-Mean-Square-fart): $v_{rms} = \sqrt{\langle v^2 \rangle} = \sqrt{\frac{3kT}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$

- Högre temperatur \rightarrow snabbare molekyler (v_{rms} ökar)
- Tyngre molekyler (större M) \rightarrow långsammare (v_{rms} minskar)

2025-12-04 - TERM04: Fri medelväglängd, värmekapacitet, faser

Fri medelväglängd

Genomsnittlig sträcka en molekyl rör sig innan kollision: $\lambda = \frac{kT}{4\pi\sqrt{2}r^2p}$ $N = \text{antal molekyler}$, $r = \text{molekylradie}$

Molär värmekapacitet (C_v vid konstant volym)

$$dQ = nC_v \cdot dT$$

Varje frihetsgrad bidrar med $\frac{1}{2}R$ till C_v :

Gastyp	Frihetsgrader	C_V
Enatomig	3 (translation)	$\frac{3}{2}R$
Diatomig	5 (+ 2 rotation)	$\frac{5}{2}R$
Fleratomig	6+	$3R$ eller mer

För diatomiga molekyler (t.ex. O_2): $dQ = dK_{\text{translation}} + dK_{\text{rotation}} + dK_{\text{vibration}}$

Intuition: Desto fler frihetsgrader som ska dela på energin, desto högre värmekapacitet.

Fasta ämnen: 3 vibrationsriktningar + 3 potentiella fjäderenergies → $C_v = 3R$. (Slå upp C_p i tabell 1–3 för verkliga värden.)

18.6 Faser och fasövergångar

pT -diagram visar fasregioner: fast, flytande, gas.

Övergång	Namn
Fast → Gas	Sublimering
Flytande → Gas	Förångning
Fast → Flytande	Smältning

- **Tripelpunkten** – fast, flytande och gas möts
- **Kritiska punkten** – bortom denna saknas distinkt gräns gas/vätska