

# Ideala gaser

Jun 12, 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 [ $\text{m}^3$ ]
- $n$  = 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 <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> )	5	$\frac{5}{2}R$	$\frac{7}{2}R$	$\frac{7}{5} = 1,40$
Fleratomär ( CO <sub>2</sub> )	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](#)<sup>ⓘ</sup>

- [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:**  $V = V_0(1 + \beta(T - T_0) - k(p - p_0))$   $\beta$  = 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