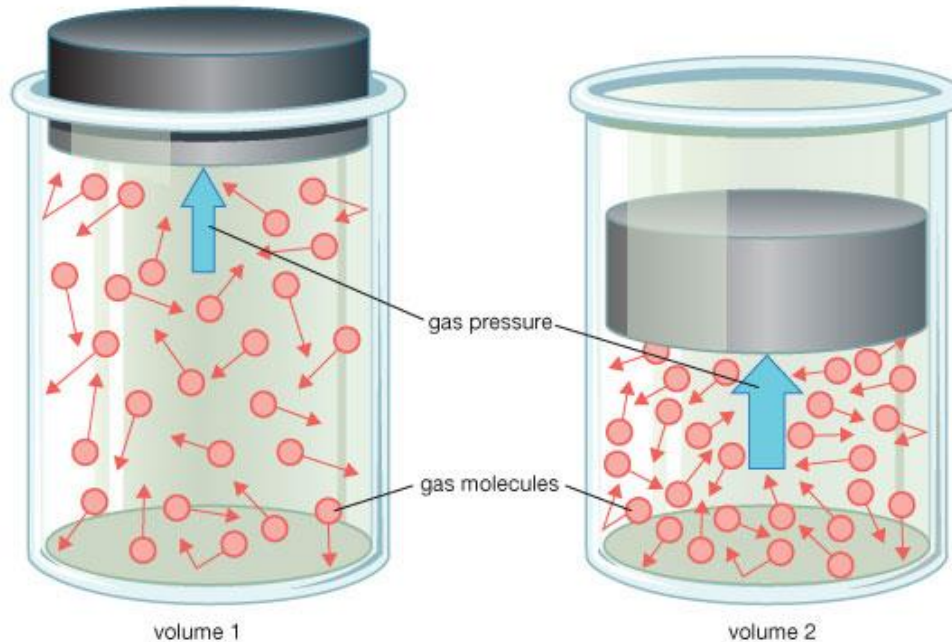


Kaasut

Ideal gas law



© 2011 Encyclopædia Britannica, Inc.

Ideaalikaasu (malli)

Reaaliikaasu (todellisuus)

Boylen laki (lämpötila vakio)

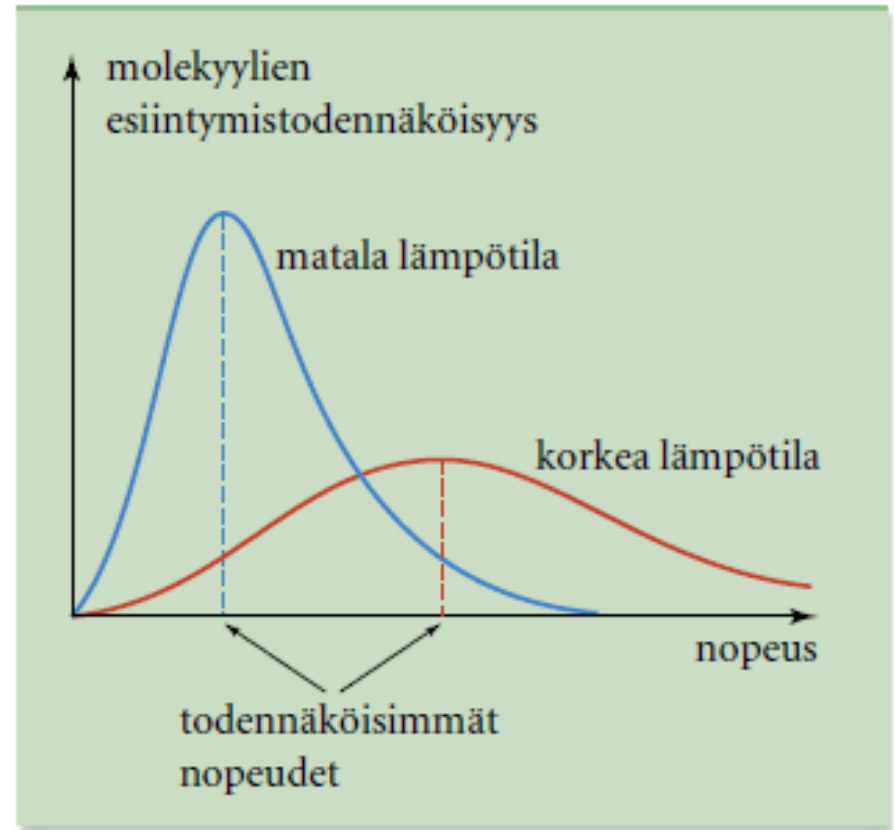
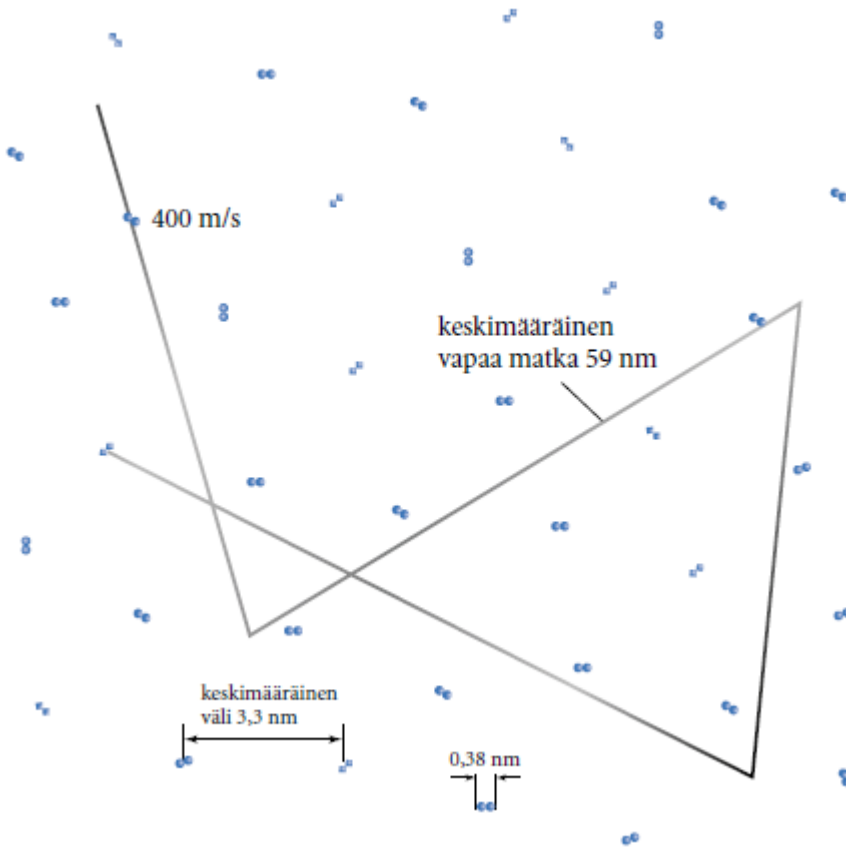
Charlesin laki (tilavuus vakio)

Gay-Lussacin laki (paine vakio)

Kaasujen yleinen tilanyhtälö (paine, tilavuus ja lämpötila vaihtelevat)

Kineettinen kaasuteoria:

- Kaasut koostuvat molekyyleistä, jotka ovat liikkeessä ja törmäilevät toisiinsa sekä ympäröiviin pintoihin



Typpikaasua (0K, 101,3 kPa)

Ideaalikaasu ja reaalikaasu

- Ideaalikaasu = yksinkertaistettu malli kaasulle
- Reaalikaasu käyttäytyy lähes kuten ideaalikaasu
 - Selviä eroja, kun paine hyvin korkea tai lämpötila hyvin alhainen

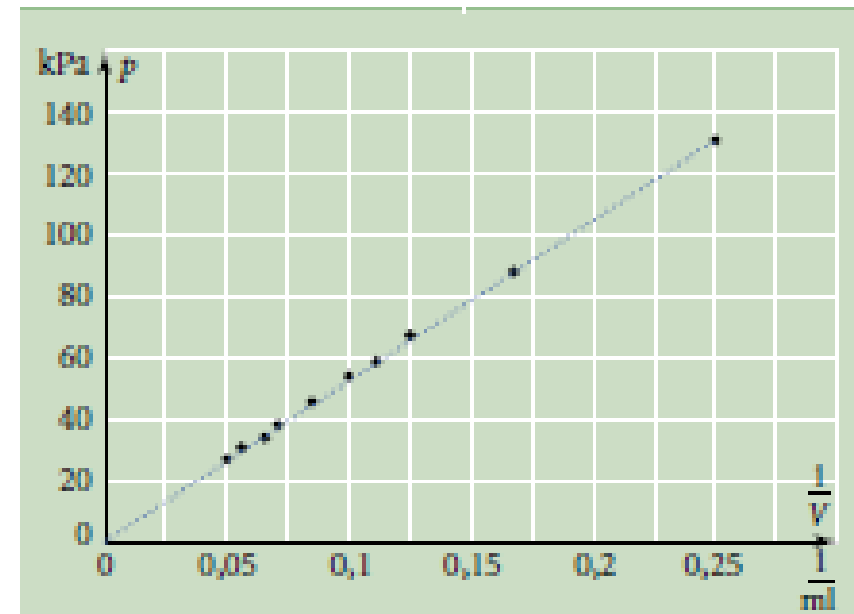
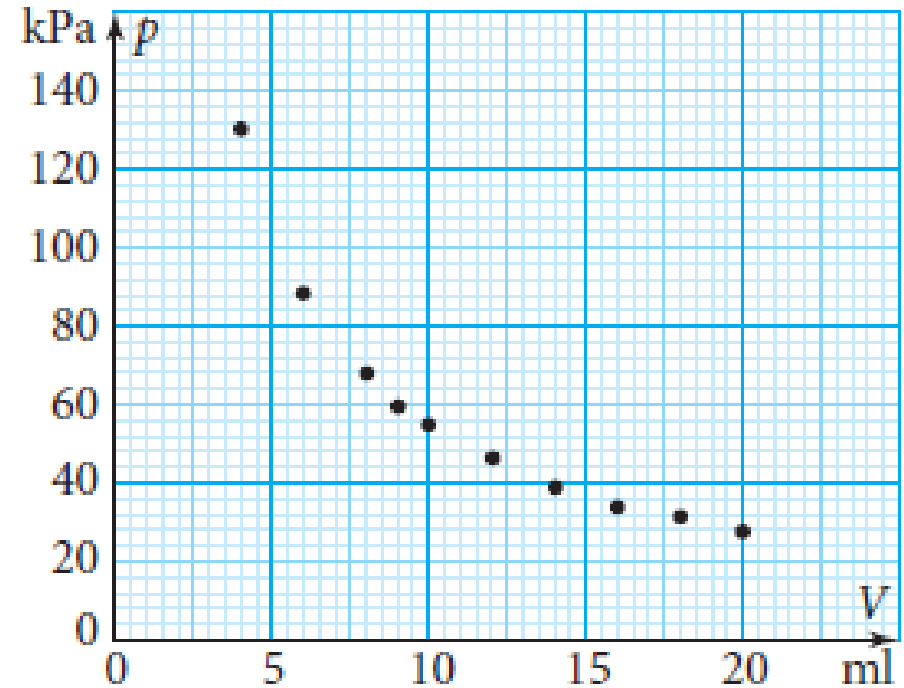
Ideaalikaasumallin perusoletukset	Todellisen kaasun ero ideaalikaasuun
1. Kaasu koostuu molekyyleistä, jotka ovat pistemäisiä. Niiden tilavuus on nolla.	Kaasun rakenneosilla on pieni, äärellinen tilavuus. Monet kaasut ovat seoksia.
2. Molekyylit ovat jatkuvassa satunnaisessa liikkeessä, joka on nopeaa ja suoraviivaista.	Kaasussa voi olla lämpöliikkeen ohella myös virtauksia. Kaasun rakenneosien liikeradat ovat likimain suoraviivaisia törmäysten välillä.
3. Molekyylit törmäilevät toisiinsa ja astian seinämiin. Liikeradoista tulee törmäysten vuoksi murtoviivoja.	
4. Törmäysten lisäksi molekyyleilla ei ole muita vuorovaikutuksia.	Kaasun rakenneosien välillä on törmäyksissä sähköisiä vuorovaikutuksia ja niihin kohdistuu painovoima. Sähköiset vuorovaikutukset vaikuttavat myös törmäysten välillä.
5. Törmäykset ovat täysin kimmoisia.	Kaasun rakenneosien väliset törmäykset eivät välttämättä ole täysin kimmoisia. Molekyyli ei ole pistemäinen, joten se voi törmäyksessä pyöriä tai varahdella.

Boylen laki:

vakiolämpötila

= **isoterminen** prosessi

tilavuus (ml)	paine (kPa)	$\frac{1}{V}$ ($\frac{1}{\text{ml}}$)
4	130,4	0,25
6	87,3	0,167
8	67,5	0,125
9	59,4	0,111
10	54,1	0,100
12	45,2	0,083
14	39,1	0,071
16	34,3	0,066
18	31,1	0,056
20	27,4	0,050



Esimerkki: ilmaa lääkeruiskussa puristetaan

- Kun tilavuus kasvaa, paine pienenee
- Paine ja tilavuus kääntäen verrannolliset

...Boylen laki (jatkoa)

Paine ja tilavuus **käntäen verrannolliset**, eli niiden tulo on vakio:

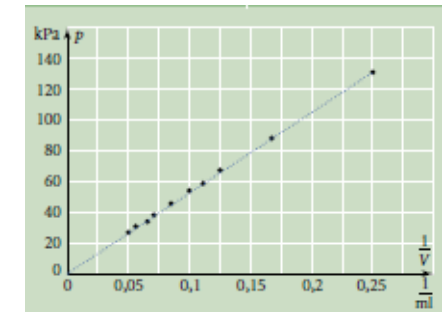
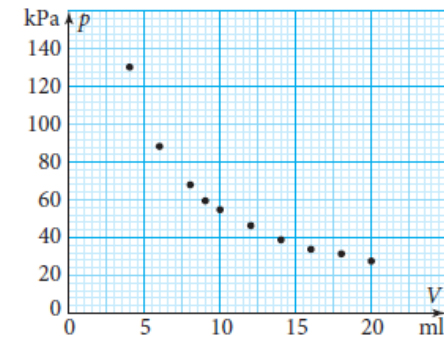
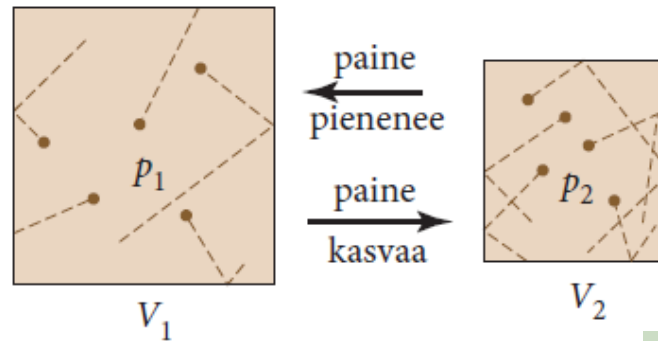
$$pV = \text{vakio}$$

$$\text{(tai: } p = \text{vakio}/V)$$

Kun tarkastellaan kahta eri tilannetta 1 ja 2, laki voidaan kirjoittaa muodossa

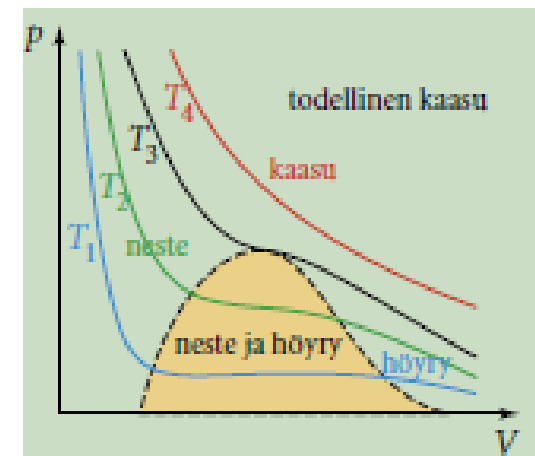
$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

Boylen lain mikrotason selitys:
- kun tila pienenee, molekyylit törmäävät seinämiin useammin
=> paine kasvaa



Isotermi: tilavuus-painekäyrä (V, p) tietyssä lämpötilassa.

Huomaa: kun reaalikaasun tilavuus pienenee, kylmä kaasu voi alkaa tiivistyä nesteeksi => Boylen laki ei enää päde



Charlesin laki

Vakiotilavuus = **isokoorinen** prosessi

Esimerkki: umpinaista koeputkea kuumennetaan vesihauteessa ja rekisteröidään paine eri lämpötiloissa.

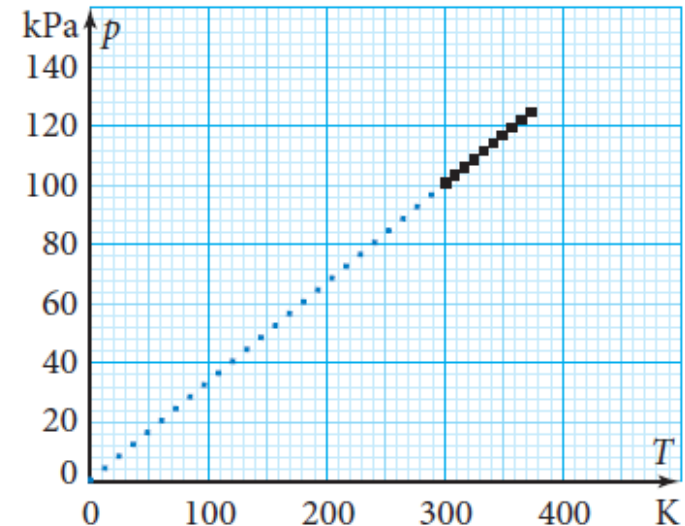
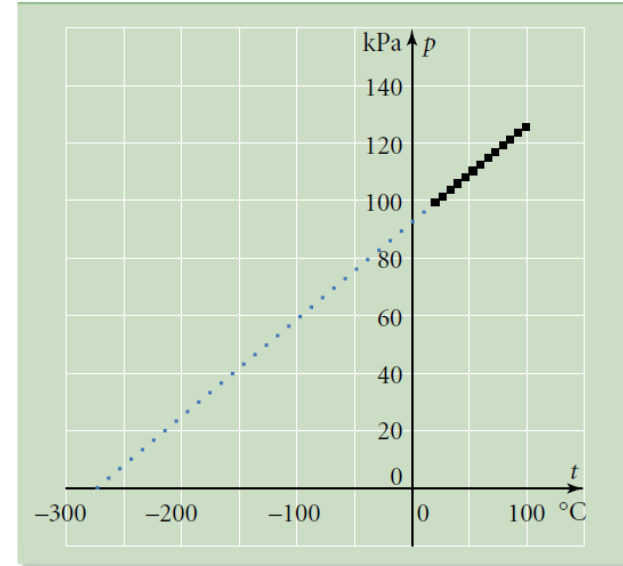
Havainnot osuvat (t,p)-koordinaatistossa suoralle.

Kun lämpötila absoluuttinen (T)...

⇒ Paine p on **suoraan** verrannollinen **absoluuttiseen** lämpötilaan T

$$p = \text{vakio} \cdot T \quad \text{TAI:} \quad \frac{p}{T} = \text{vakio}$$

- Kahdessa eri tilanteessa 1 ja 2 pätee $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$
- Siis kun umpinaisen kaasusäiliön lämpötilan nousee, myös paine kasvaa (deodoranttipullo!)
- Selitys: lämpötilan nousu kasvattaa molekyylien liike-energiaa ⇒ törmäykset voimakkaampia ja niitä tapahtuu enemmän ⇒ paine kasvaa
- Lämpötila-painesuora leikkaa lämpötila-asteikon kohdassa $-273,15 \text{ } ^\circ\text{C}$: tässä lämpötilassa paine = nolla eikä voi enää pienentyä ⇒ lämpötilan absoluuttinen nollepiste
⇒ abs. lämpötilasteikko



Gay-Lussacin laki

Vakiopaine = **isobaarinen** prosessi

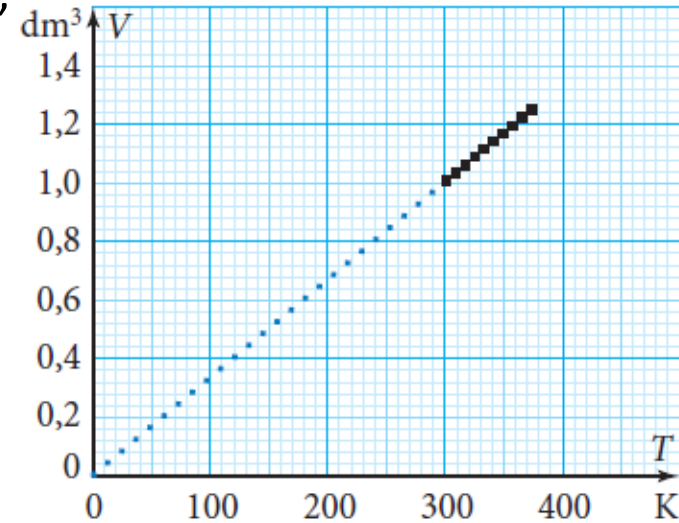
- Ks. Kirjan oppilastyö: ilmatilavuutta lämmitetään siten, että paine on koko ajan samansuuruinen
- Havainnoista muodostuu (T,V)-koordinaatistoon suora

=> Tilavuus on suoraan verrannollinen absoluuttiseen lämpötilaan eli $V = \text{vakio} \cdot T$

Tai:

$$\frac{V}{T} = \text{vakio} \quad \text{tai} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

- Selitys: lämpötilan nousu kasvattaa molekyylien liike-energiaa => törmäykset voimakkaampia ja niitä tapahtuu enemmän
- => tilavuus kasvaa, jos ulkoinen paine ei sitä estä
- Huomaa: todelliset kaasut (**reaalikaasut**) eivät käyttäydy kaikissa oloissa kaasulakien mukaisesti (tiivistyminen, molekyylien vaatima tila)



Kaasujen yleinen tilanyhtälö

Suljetun systeemin (ilmapallo, auton rengas, kaasupullo, säähavaintopallo jne.)...

- ainemäärä ei muutu, mutta...
- energiaa (esim. lämpöä) voi siirtyä systeemiin tai siitä pois

Kun tilanmuuttujista p , V tai T (paine, tilavuus, lämpötila) kaksi tunnetaan, kolmas voidaan aina laskea tilanyhtälöstä:

$$pV = nRT$$

T = lämpötila (K) n = ainemäärä (mol)

V = tilavuus (m^3) p = paine (Pa)

R = moolinen kaasuvakio

Tarkastellaan suljettua systeemiä kahdessa eri tilassa 1 ja 2 (esim. ilmalla täytetty lääkeruisku, säähavaintopallo).

Jakamalla tilan 1 ja 2 yhtälöt keskenään saadaan:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \quad \text{tai} \quad \frac{pV}{T} = \text{vakio}$$

