

WUJUD ZAT (GAS)

Gas : Jarak antar partikel jauh $>$ ukuran partikel

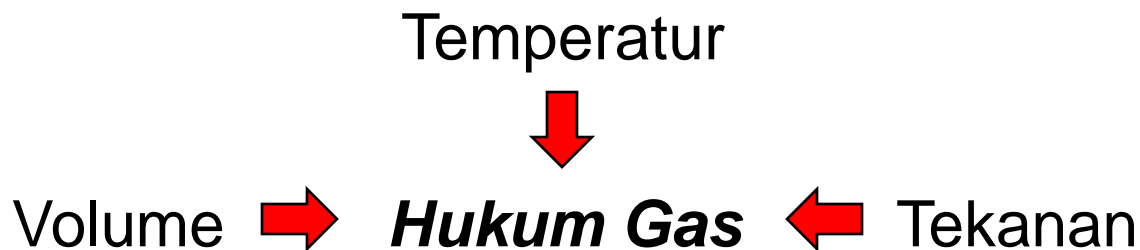
➔ Gaya tarik menarik antar partikel sangat kecil

Sifat Gas

➔ Laju-nya selalu **berubah-ubah** → karena adanya tumbukan dengan **wadah**

➔ Laju partikel tergantung pada **temperatur**

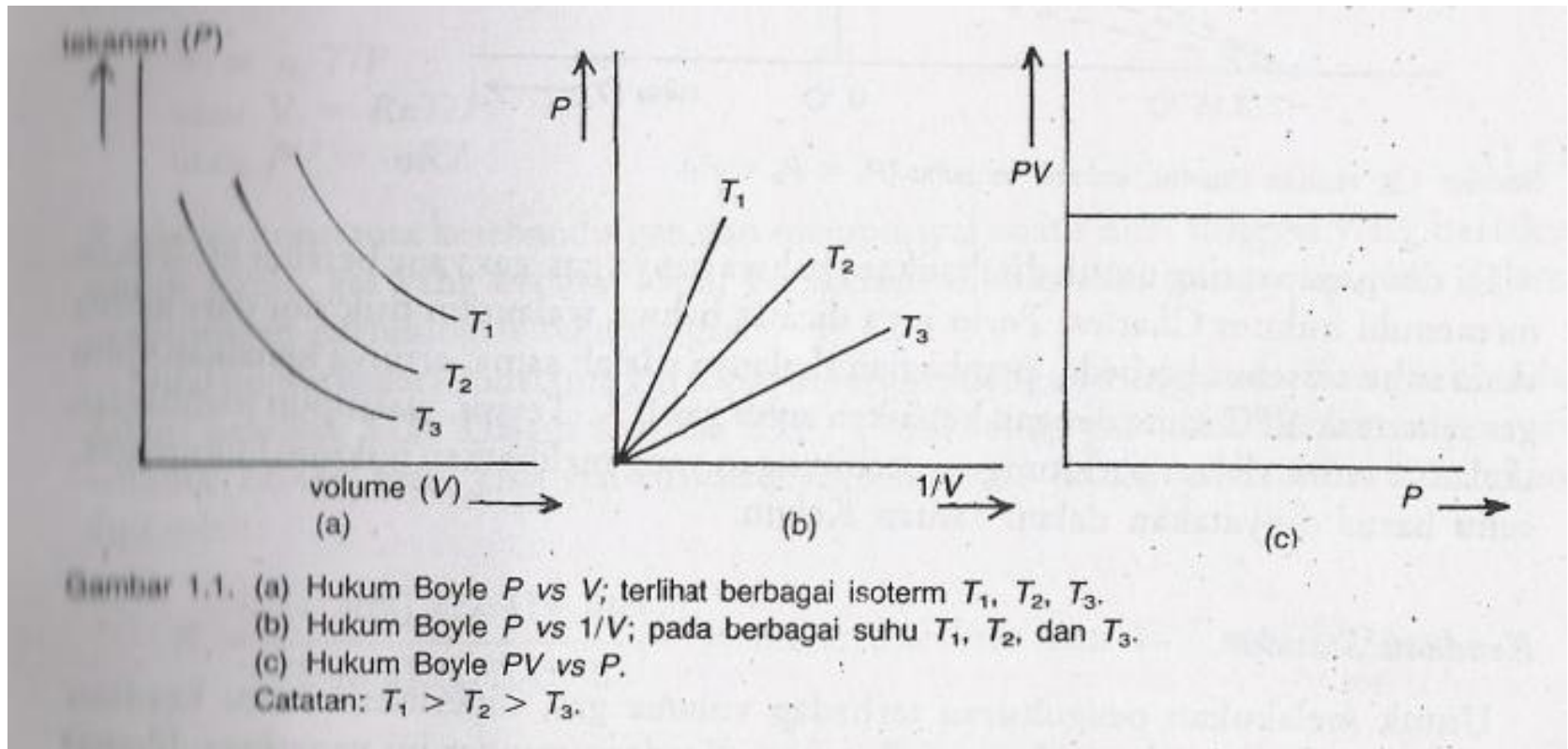
➔ Dapat dimampatkan (adanya **tekanan**)



HUKUM BOYLE

Volume gas pada suhu konstan berbanding terbalik dengan tekanan (*Robert Boyle*, 1622)

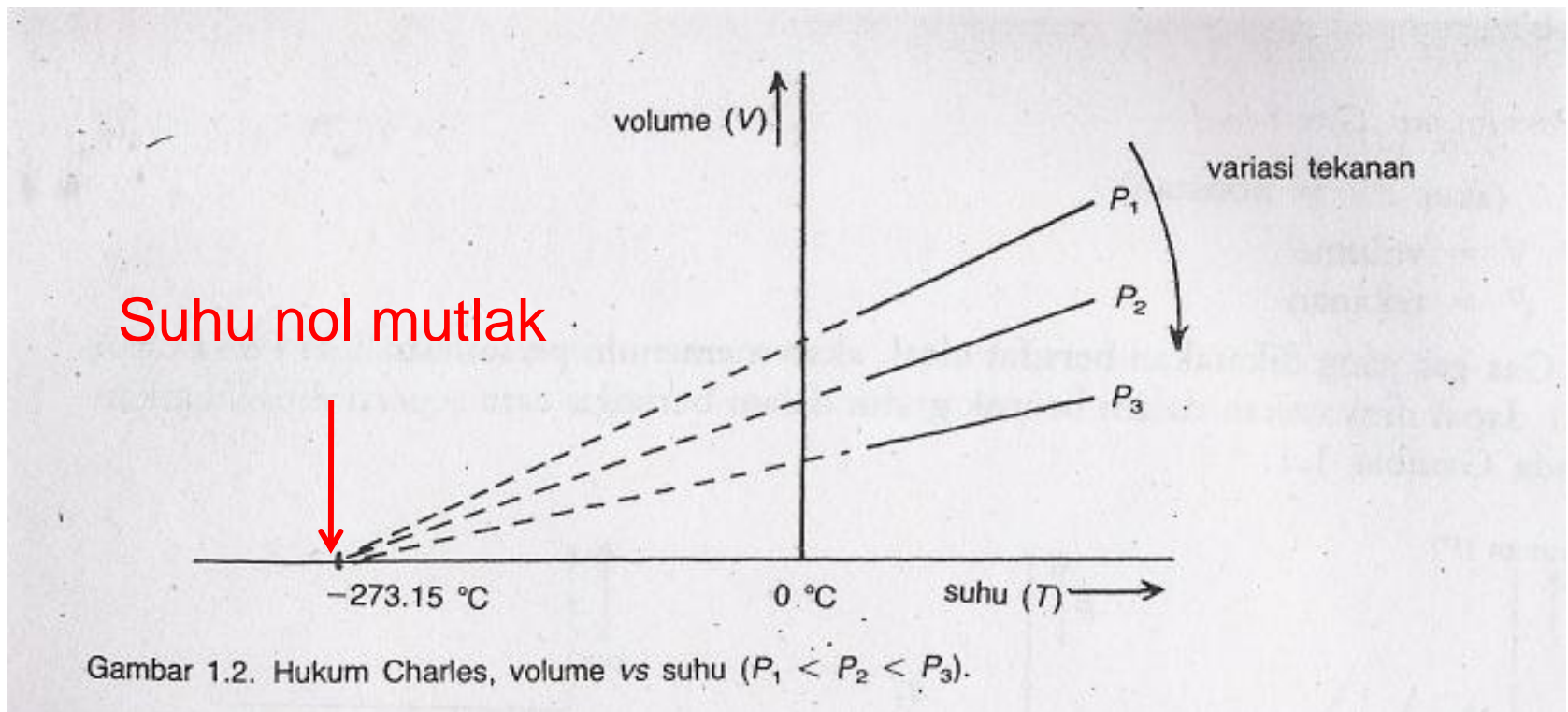
$$V \propto 1/P \quad (PV = \text{konstan})$$



HUKUM CHARLES

Pada tekanan konstan, Volume gas sebanding dengan suhu absolutnya (Charles, 1787)

$$V = T \quad (V / T = \text{konstan})$$



Dasar skala suhu nol absolut (skala kelvin- $K = ^\circ\text{C} + 273.15$)

STP DAN HUKUM AVOGADRO


Untuk mengukur **volume gas** → keadaan standar (**STP** = *Standard temperature and pressure* ($T=273.15\text{ K}$ & $P=1\text{ atm}$))

1 mol gas ideal = 22.414 Liter

Hukum Avogadro= Pada *suhu dan tekanan sama*, sejumlah *volume yang sama* dari berbagai gas akan *mempunyai jumlah partikel yang sama banyaknya*

$$V = n \text{ (} V/n \text{ konstan)}$$

$n = \text{Jumlah partikel}$

 1 mol gas = 6.032×10^{23} molekul (bilangan avogadro)

PERSAMAAN GAS IDEAL

Gabungan hukum-hukum tersebut → *Persamaan gas ideal*

$$V \propto n T/P$$

Atau $V = RnT/P$

Atau $PV = nRT$



$$PV = (m/M)RT \quad (n = m/M)$$
$$M = dRT/P \quad (d = m/V; \text{berat jenis})$$

R = konstanta (dapat dihitung dalam keadaan STP)

$$R = \frac{(1 \text{ atm}) (22.414 \text{ liter})}{(1 \text{ mol}) (273.15 \text{ K})} = \underline{0.082 \ 056 \text{ liter atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}}$$

$$R = \frac{(101 \ 325 \text{ N m}^{-2}) (22.414 \times 10^{-3} \text{ m}^3)}{(1 \text{ mol}) (273.15 \text{ K})}$$
$$= 8.314 \text{ N m K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$
$$= \underline{8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}}$$

} Satuan SI

CAMPURAN GAS

Tekanan lebih sering digunakan, sehingga

$$P = (\sum_i n_i) RT/V = n_A RT/V + n_B RT/V + n_C RT/V + n_D RT/V + \dots$$

atau $P = P_A + P_B + P_C + P_D + \dots$ (1.7)

↑ ↑ ↑ ↑
Tekanan partial

Hukum Dalton

Jadi: Fraksi mol (X) = fraksi volume = fraksi tekanan

Untuk gas A:

$$V_A/V = \frac{(n_A RT/P)}{nRT/P} = n_A/n = X_A$$

$$P_A/P = \frac{(n_A RT/V)}{nRT/V} = n_A/n = X_A$$

n = jumlah mol total yang terdapat dalam campuran gas
($n = n_A + n_B + n_C + n_D + \dots$)

n_A = jumlah mol gas A yang terdapat dalam campuran

X_A = fraksi mol gas A

CAMPURAN GAS

Persamaan gas ideal berlaku juga untuk *campuran gas*

Misal, jumlah mol total campuran gas =

$$n = n_A + n_B + n_C + n_D + \dots = \sum_i n_i$$

Maka, pada *suhu* dan *tekanan* konstan akan diperoleh:

$$V = (\sum_i n_i)RT/P = n_A RT/P + n_B RT/P + n_C RT/P + n_D RT/P + \dots$$

Apabila,

$$\begin{aligned} V_A &= n_A RT/P & V_B &= n_B RT/P \\ V_C &= n_C RT/P & V_D &= n_D RT/P, \text{ dan seterusnya} \end{aligned}$$

Maka,

$$V = V_A + V_B + V_C + V_D + \dots = \sum_i V_i$$

V_A, V_B, V_C, V_D dikenal sebagai *volume parsial*

BERAT JENIS GAS

Definisi: $d = 10^{-3} m/V$

← Tergantung T dan P

d = berat jenis (kg m^{-3})

m = massa (g)

V = volume (m^3)

Diketahui: $m = n M$;

n = jumlah mol gas

M = berat molekul gas

} → $d = 10^{-3} nM/V$



Berat jenis tergantung jenis gas

Berat Jenis \neq Rapat Uap

Rapat uap =

massa suatu volume gas

massa H_2 dengan volume yang sama

(P dan T sama)

rapat uap = $1/2 \times$ berat molekul gas

TEKANAN UAP DAN DIFUSI GAS

Tekanan Uap

Cairan atau padatan dalam ruangan tertutup → membentuk keseimbangan dengan bentuk uap-nya



Tekanan uap jenuh (tergantung pada T)

Untuk cairan, tekanan uap jenuh berpengaruh pada tekanan total

Difusi Gas

Gas berdifusi dari berat jenis tinggi ke rendah

$$r \propto 1/\sqrt{d}$$

r = laju difusi
 d = berat jenis gas

Hukum difusi Graham (1829)

Untuk 2 gas pada P dan T sama: $r_1/r_2 = \sqrt{M_2/M_1} = \sqrt{d_2/d_1}$

DIFUSI GAS

- ➡ Proses **Efusi**: Lolosnya gas melalui sebuah lubang kecil dengan diameter lubang **sama dengan atau lebih kecil** dari **jarak bebas rata-rata molekul** gas. → Mengikuti **hukum difusi**
- ➡ **Difusi**: Pergerakan gas dari **tekanan tinggi** ke tekanan **rendah** melalui **pipa kapiler** atau **dinding porous**
- ➡ Pada prakteknya yang biasa diukur adalah **waktu efusi** (berbanding terbalik dengan laju), **sehingga**

$$t_1/t_2 = \sqrt{M_1/M_2} = \sqrt{d_1/d_2}$$

KELARUTAN GAS DALAM CAIRAN

- ➔ Laju pelarutan tergantung pada: Suhu, Tekanan, dan Luas “permukaan kontak” antara gas dan cairan
- ➔ Derajat kelarutan gas → Koefisien adsorpsi Bunsen: Volume gas (dalam keadaan STP) yang dapat menjenuhkan satu liter larutan
- ➔ Kelarutan gas dalam satuan mol:

$1/22,414 \times$ koefisien absorpsi Bunsen gas pada suhu tertentu

Hukum Henry: Massa gas yang larut dalam cairan sebanding dengan tekanan gas diatas cairan tersebut, maka hukum ini dapat dinyatakan:

$$V = K \alpha P \quad (1.14)$$

V = kelarutan gas dinyatakan dalam volume gas yang terlarut (pada STP) dalam satuan volume cairan bila diukur pada suhu $T^{\circ}\text{C}$

K = konstanta

α = koefisien absorpsi Bunsen untuk gas dalam cairan pada suhu $T^{\circ}\text{C}$

P = tekanan parsial gas

Hukum Henry hanya berlaku pada gas ideal (tekanan rendah)

KELARUTAN GAS DALAM CAIRAN

Contoh Soal:

Tentukan banyaknya gas oksigen (dalam gram) yang akan larut dalam 100 cm³ plasma darah bila plasma tersebut diaerasi pada 38 °C dan 102.7 kPa. (Koefisien absorpsi Bunsen untuk oksigen pada 38 °C = 0.024; udara mengandung 20% volume oksigen.)

Koefisien absorpsi O₂ dalam plasma pada 38 °C = 0.024 artinya 0.024 cm³ (pada STP) O₂ akan larut dalam 1 cm³ plasma darah pada suhu 38 °C dan tekanan 1 atm (101.325 kPa). Karena itu 100 cm³ plasma darah pada suhu 38 °C dan tekanan 101.325 kPa akan larut 0.024 × 100 = 2.4 cm³ (pada STP) O₂.

Tekanan parsial O₂ di udara pada 102.7 kPa = 20/100 × 102.7 kPa. Berdasarkan hukum Henry $S = K \propto P$ atau $S_1/S_2 = P_1/P_2$

Untuk O₂ murni dengan tekanan 101.325 kPa akan didapat

$$S_1 = 2.4 \text{ cm}^3/100 \text{ cm}^3 \text{ plasma}$$
$$P_1 = 101.325 \text{ kPa}$$

Untuk O₂ udara dengan tekanan 102.7 kPa

$$S_2 = ? \text{ cm}^3/100 \text{ cm}^3 \text{ plasma}$$
$$P_2 = (20 \times 102.7)/100 \text{ kPa}$$

$$\text{Jadi, } 2.4/S_2 = \frac{(101.325 \times 100)}{(102.7 \times 20)}$$

$$S_2 = \frac{(2.4 \times 102.7 \times 20)}{(101.325 \times 100)} = 0.487 \text{ cm}^3 \text{ O}_2/100 \text{ cm}^3 \text{ plasma}$$

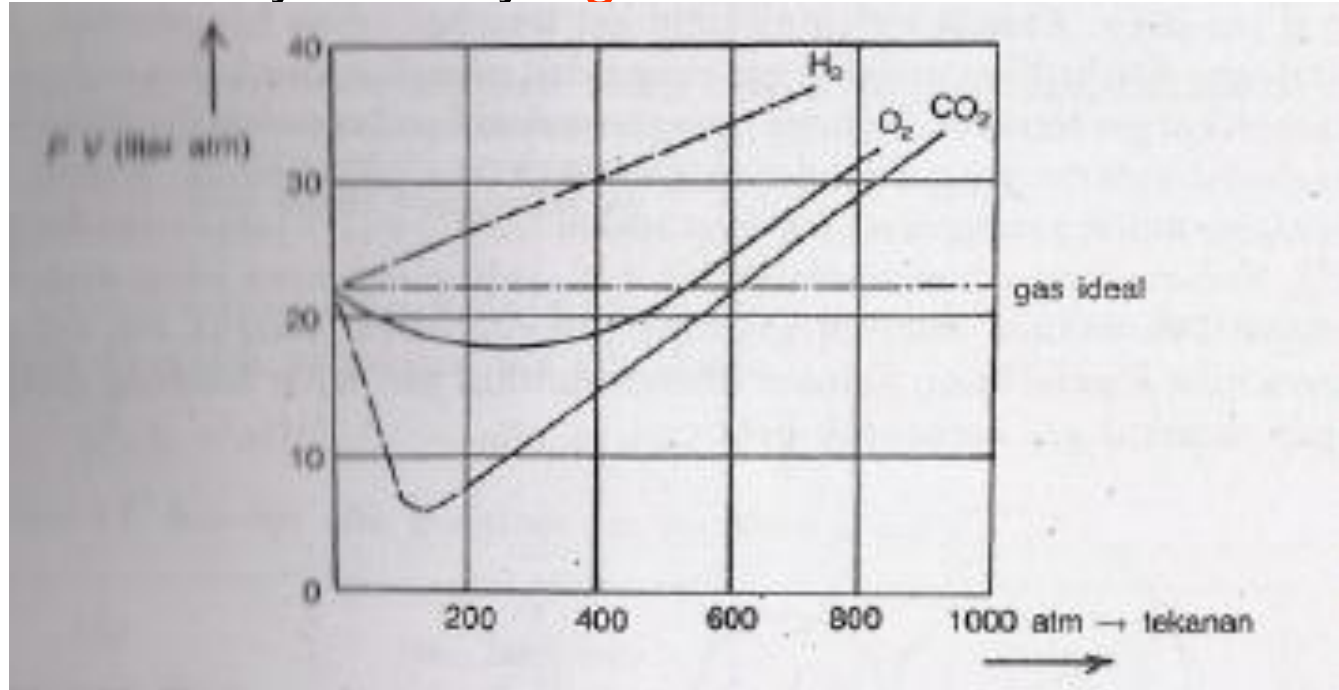
Kalau diasumsikan bahwa oksigen menunjukkan sifat gas ideal, maka 22.414 cm³ (pada STP) oksigen mempunyai massa seberat 32 g. Jadi 0.487 cm³ (pada STP) oksigen mempunyai massa:

$$\frac{0.487 \times 32}{22.414 \times 10^3} = 6.953 \times 10^{-4} \text{ g (atau 0.695 mg)}$$

Jadi 100 cm³ plasma akan melarutkan 0.695 mg oksigen kalau diaerasi di bawah kondisi tersebut.

GAS NYATA

Pada kenyataannya **gas ideal** tidak ada



➔ Van Der Waals (1873) memodifikasi **persamaan gas ideal** untuk **gas nyata**

2 Faktor Koreksi

- Volume → **Volume partikel**
- Tekanan → Gaya **tarik menarik** → Tekanan gas nyata **lebih kecil**

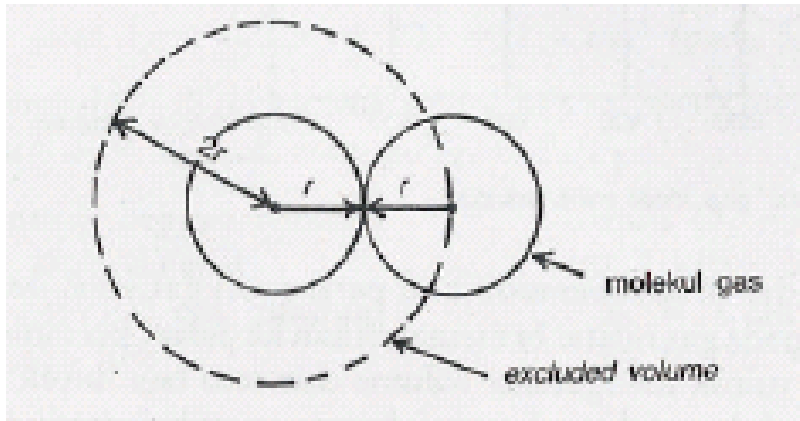
PERSAMAAN VAN DER WAALS

Volume gas ideal:

$$V_{ideal} = V_{eksp} - nb$$

b = Konstanta van der Waals (*excluded volume*)

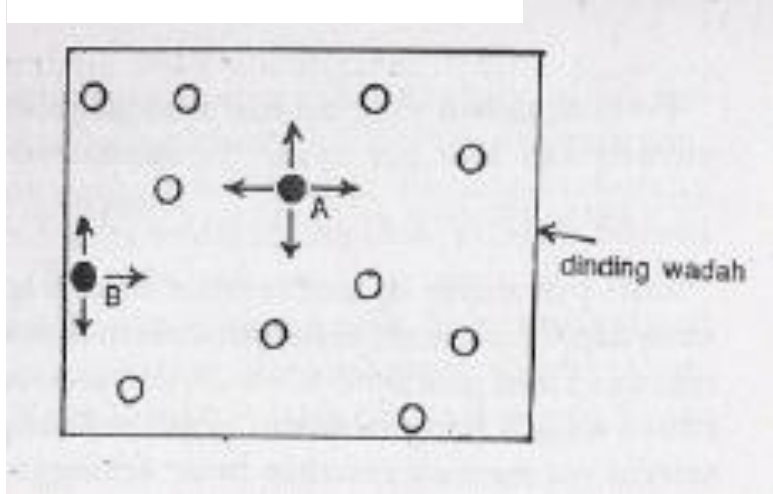
Hubungan b dengan ukuran molekul



Excluded volume =
4 x volume molekul

PERSAMAAN VAN DER WAALS

Koreksi Tekanan



$$P_{ideal} = P_{eksp} + a(n^2/V^2)$$

a = konstanta gas ideal

Tekanan gas nyata < gas ideal

Persamaan van der Waals:

$$(P + n^2a/V^2) (V - nb) = nRT$$

NILAI KONSTANTA VAN DER WAALS

Gas	a (atm liter ² mol ⁻²)	b (liter mol ⁻¹)
Helium	0.034 12	0.023 70
Neon	0.2107	0.017 09
Argon	1.345	0.032 19
Oksigen	1.360	0.031 83
Nitrogen	1.390	0.039 13
CO ₂	3.592	0.042 67

Perbandingan antara **persamaan van der Waals** dengan **persamaan gas ideal**

Tabel 1.2. Perbandingan antara persamaan gas ideal dengan persamaan van der Waals dalam menghitung volume CO₂ pada $T = 47\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Jumlah (mm)	Hasil Pengukuran (liter mol ⁻¹)	Hasil Perhitungan ($PV = nRT$) (liter mol ⁻¹)	Hasil Perhitungan van der Waals (liter mol ⁻¹)
1	26.2	26.2	26.2
10	2.52	2.63	2.53
100	0.098	0.263	0.099

PERSAMAAN VIRIAL

Persamaan lain untuk gas nyata yaitu persamaan virial

$$PV/nRT = 1 + Bn/V + Cn^2/V^2 + Dn^3/V^3 + \dots$$

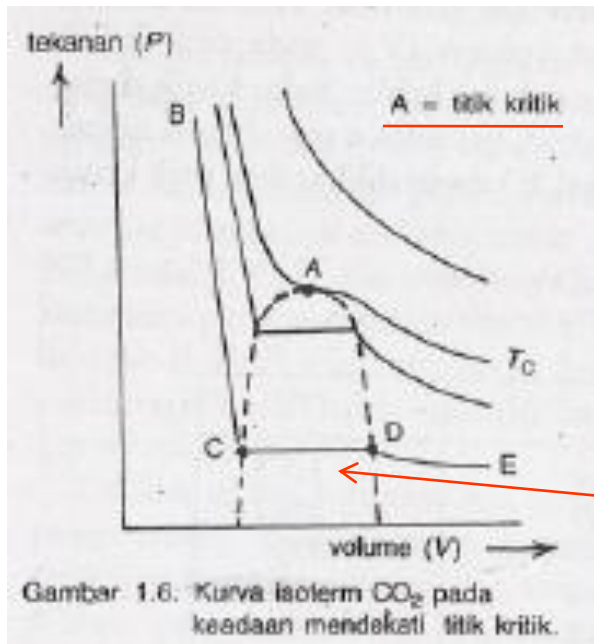
- **Tepat** untuk menghitung korelasi tekanan dan volume pada berbagai kondisi
- Tidak ada hubungan yang jelas antara besaran B, C, D, ... dengan sifat molekulernya

PENGEMBUNAN GAS

Gas ideal → Tidak dapat mengembun → tidak ada gaya tarik menarik maupun tolak menolak

Gas Nyata → Dapat mengembun → Terjadi pada saat gaya tarik menarik maksimum

Eksperimen **Andrews (1869)** dengan gas **CO₂**



Gas	P_c (atm)	V_c (liter mol ⁻¹)	T_c (°C)
Helium	2.26	0.0575	- 267.9
Neon	25.9	0.0417	- 228.7
Argon	48	0.0752	- 122
Kripton	49.7	0.0744	- 118.8
Nitrogen	33.5	0.0900	- 147.1
CO ₂	73.0	0.0957	31.1

Cairan

HUBUNGAN KONSTANTA VAN DER WAALS DENGAN KONSTANTA-KONSTANTA KRITIK

Persamaan van der Waals, disusun ulang menjadi:

$$V^3 - (b + RT/P)V^2 + aV/P - ab/P = 0$$

Pada titik kritik, ketiga akar akan mempunyai bilangan sama:

$$(V - V_c)^3 = 0$$

Persamaan diatas dijabarkan menjadi

$$V^3 - 3 V_c V^2 + 3 V_c^2 V - V_c^3 = 0$$

Sehingga

$$a = 3 P V_c^2$$

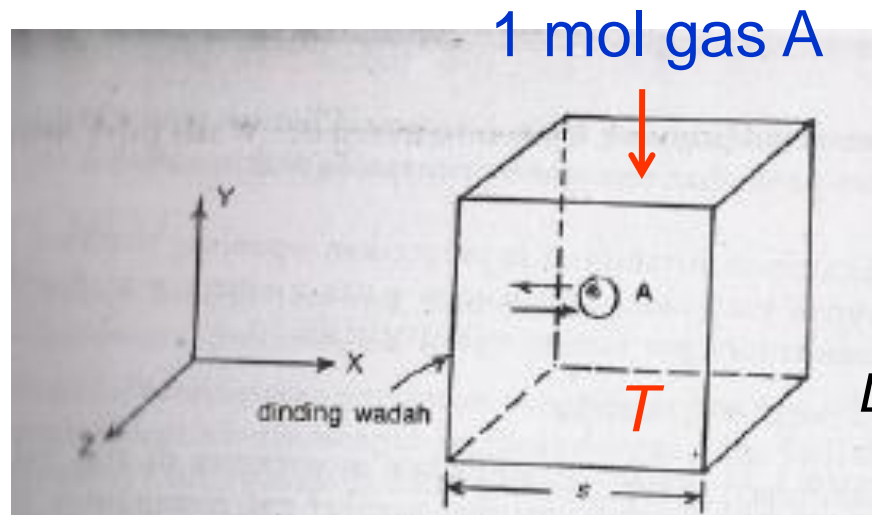
$$b = V_c/3$$

$$c = 8 a/27 T_c b$$

SIFAT GAS SECARA TEORITIK

Asumsi:

- Volume molekul gas **diabaikan** karena **diameter rata-rata** partikel **relatif jauh lebih kecil** daripada jarak bebas rata-rata antar partikel
- **Molekul gas** bergerak secara **acak** ke segala arah. Molekul **bergerak lurus** kecuali bila terjadi **tumbukan**.
- **Tumbukan** yang terjadi **lenting sempurna** artinya **energi kinetik partikel** tidak berubah menjadi energi lain.



Tiap molekul:

Massa = m

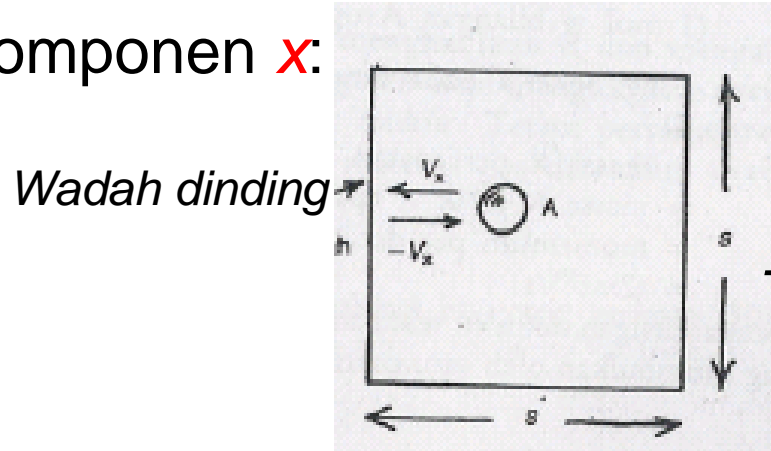
Kecepatan = v_x , v_y , dan v_z

➔ $v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2$

Dalil Pythagoras

TEORI KINETIK GAS

Perhatikan komponen x :



v_x = kecepatan partikel gas **sebelum tumbukan**

$-v_x$ = kecepatan partikel gas **setelah tumbukan**

Perubahan momentum: $2 mv_x$ (dari: $mv_x - (-mv_x)$)

Waktu rata-rata partikel untuk bergerak antar dinding = s / v_x

Jumlah tumbukan per **satuan waktu** = $1 / (s/v_x) = v_x / s$

Jumlah momentum per **satuan waktu** = $2 mv_x \cdot v_x / s = (2 mv_x^2) / s$

Perubahan momentum per **satuan waktu** untuk semua sumbu =
 $(2 mv_x^2) / s + (2 mv_y^2) / s + (2 mv_z^2) / s$

TEORI KINETIK GAS

Kecepatan rata-rata gas:

$$\bar{v}^2 = (v_1^2 + v_2^2 + v_3^2 + \dots + v_n^2)/N$$

\bar{v} = kecepatan partikel rata-rata

N = jumlah partikel gas

(1 mol = bilangan Avogadro)

Gaya yang bekerja pada dinding:

Gaya = massa \times percepatan

= massa \times jarak \times (per detik)²

= momentum per detik (momentum per satuan waktu)

= $(2m\bar{v}^2)/s$

Tekanan yang ditimbulkan satu partikel gas pada dinding:

$$P = \frac{(2 m \bar{v}^2 / s)}{6 s^2} = 2 m \bar{v}^2 / 6 s^3 = 1/3 m \bar{v}^2 / V$$

$6 s^2$ = luas permukaan wadah yang berbentuk kubus.

V = volume wadah = s^3

Untuk N partikel gas:

$$P = 1/3 (Nm\bar{v}^2)/V \text{ atau } PV = (Nm\bar{v}^2)/3$$

TEORI KINETIK GAS

Dengan memasukkan nilai energi kinetik rata-rata: $\bar{E}_k = \frac{1}{2} mv^2$

Maka:

$$PV = \frac{2}{3} N \frac{1}{2} mv^2 = \frac{2}{3} N \bar{E}_k$$

Teori Kinetik Gas

Bila digabungkan dengan persamaan gas ideal (eksperimental),
didapat: $nRT = \frac{2}{3} N \bar{E}_k \rightarrow N/N_0 RT = \frac{2}{3} N \bar{E}_k \rightarrow \frac{2}{3} \bar{E}_k = R/N_0 T$

$$\rightarrow \bar{E}_k = \frac{3}{2} kT$$

k = konstanta Boltzman (R/N_0)

Bila diturunkan lagi diperoleh:

$$\frac{1}{2} mv^2 = \frac{3}{2} kT \rightarrow v_{rms} = \sqrt{(3kT/m)} = \sqrt{(3 RT/M)}$$

CONTOH PERHITUNGAN

Contoh perhitungan

Berapa km/jam laju rata-rata (\bar{v}_{rms}) sebuah molekul H_2 yang bersuhu $30^\circ C$?

$$v_{rms} = \sqrt{3RT/M}$$

Dalam satuan SI: $R = 8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

$$M = 0.002 \text{ kg mol}^{-1}$$

$$T = 30^\circ C = 303 \text{ K}$$

$$v_{rms} = \sqrt{[3(8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) (303)K]/0.002 \text{ kg mol}^{-1}}$$
$$= 1943.9 \text{ m/det}$$

$$1 \text{ m/det} = 3.6 \text{ km/jam}$$

$$\text{Jadi } v_{rms} = 6998.0 \text{ km/jam}$$

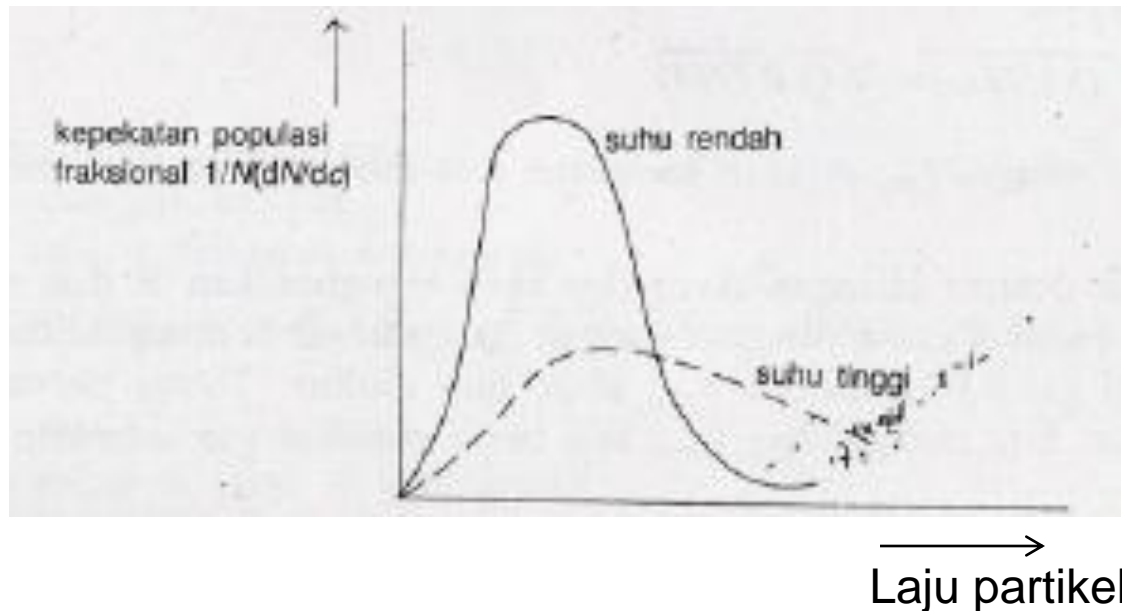
$$\text{(atau } v_{rms} \sim 7000 \text{ km/jam)}$$

DISTRIBUSI KECEPATAN MOLEKULER

v_{rms} adalah **kecepatan rata-rata** → **kecepatan sebenarnya** berbeda-beda

Distribusi kecepatan gas ditunjukkan oleh **persamaan Maxwell dan Boltzmann**

$$dN/N = 4\pi \left(\frac{m}{2\pi kT}\right)^{3/2} c^2 e^{-mc^2/2kT} dc$$



PENYAMARATAAN ENERGI

Gas menyimpan energi sebagai **energi kinetik** → didistribusikan secara merata ke semua **jenis gerak** (translasi, rotasi dan vibrasi) → Jenis gerak ini biasa dinamakan **derajat kebebasan**

Energi gerak translasi dan rotasi: $\frac{1}{2} kT$

Energi gerak vibrasi: kT

Derajat kebebasan = 3 N

- Gas Monoatomik (**He, Ne, Ar**): hanya energi translasi → 3 derajat kebebasan
- Gas diatomik (**H₂, Cl₂**): 6 derajat kebebasan (energi translasi, rotasi dan vibrasi)
- Gas triatomik: 9 derajat kebebasan
 - Molekul linier: Rotasional = 2
 - Molekul non linier: Rotasional = 3

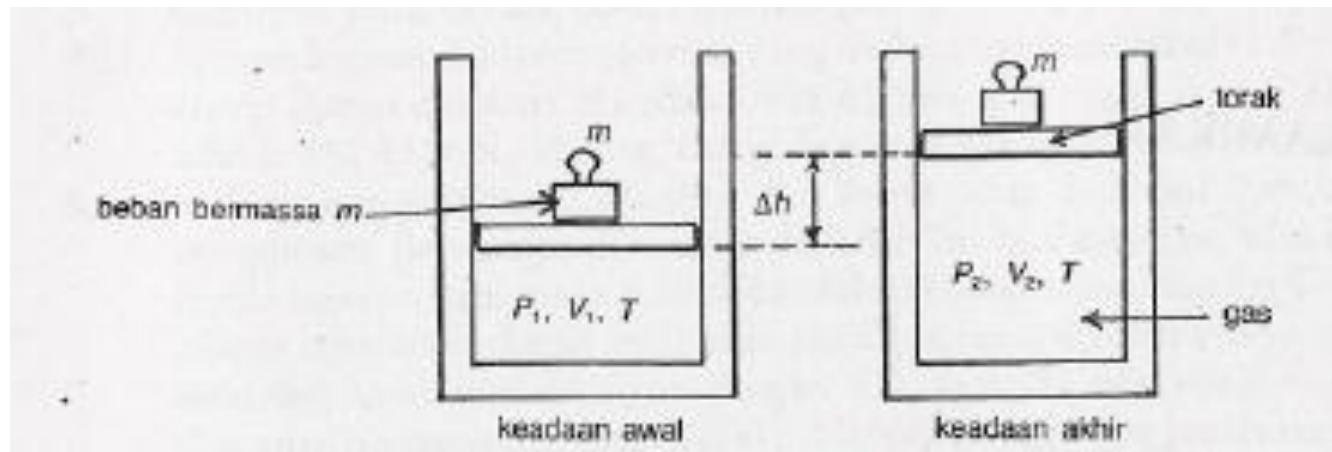
TUGAS KELAS

Soal Tony Bird 1.12 dan 1.13 hal 28 dan 29(30 menit)

PART 2. TERMODINAMIKA

Ilmu yang mempelajari hubungan **panas** dan bentuk energi lain (**kerja**)

Kerja: hasil kali antara gaya dan jarak (joule)



T dan
 P_{ext}
tetap

Asumsi: Gesekan antara torak dan wadah **licin sempurna**

$$\begin{aligned} W &= - \text{gaya} \times \text{jarak} \\ &= - mg \times \Delta b \text{ kg m}^2 \text{ det}^{-2} \\ W &= - mg \Delta b \text{ J} \end{aligned}$$

Tanda **negatif**: sistem melakukan kerja terhadap lingkungan

TERMODINAMIKA

Tekanan yang bekerja pada gas:

$$P_{\text{ekst}} = mg/A$$

A = luas torak

Substitusi persamaan:

$$W = - P_{\text{ekst}} A \Delta b$$

$A \Delta b$ = volume gas, jadi:

$$W = - P_{\text{ekst}} \Delta V$$

ΔV = perubahan volume

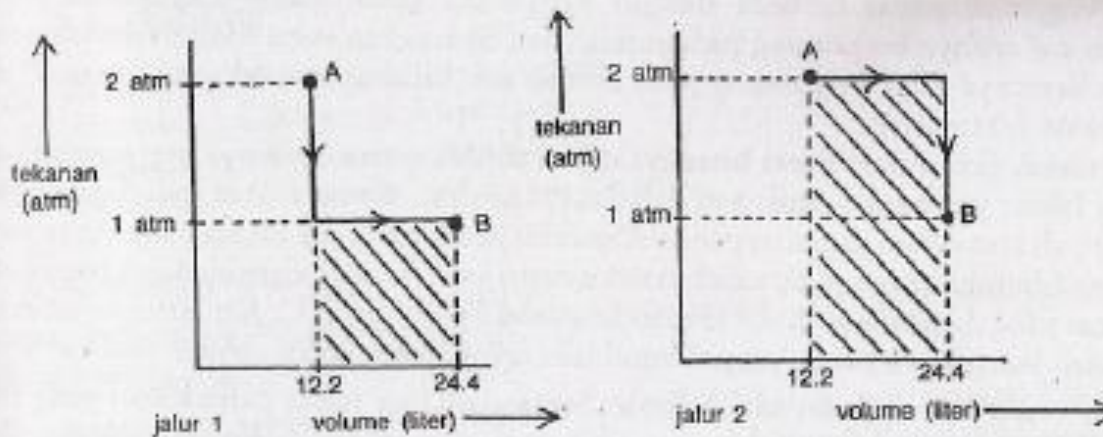
CONTOH SOAL

Contoh Perhitungan

Misalkan 1 mol gas ideal pada suhu 298 K mempunyai tekanan 2 atm. Volume gas dapat dicari dengan menggunakan persamaan gas ideal:

$$\begin{aligned} V &= RT/P \\ &= (0.08206 \text{ liter atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) (298 \text{ K}) / (2 \text{ atm}) \\ &= 12.2 \text{ liter} \end{aligned}$$

Jadi keadaan awal gas (P_1, V_1, T) adalah 2 atm, 12.2 liter, 298 K. Misalkan pada keadaan akhir gas mempunyai tekanan 1 atm, sedangkan suhunya sama yaitu 298 K. Volume gas bila dihitung dengan persamaan gas ideal akan mempunyai nilai 24.4 liter. Jadi $P_2, V_2, T = 1 \text{ atm}, 24.4 \text{ liter}, 298 \text{ K}$. Sudah dinyatakan di muka bahwa banyaknya kerja yang terlibat dalam proses akan bergantung pada bagaimana proses melalui dua jalur yang berbeda seperti terlihat pada Gambar 6.2.



A = keadaan awal
B = keadaan akhir
Daerah yang diarsir adalah jumlah kerja yang dilakukan.

Gambar 6.2. Ketergantungan kerja pada jalur yang ditempuh.

CONTOH SOAL

Pada jalur 1, tekanan gas secara tiba-tiba diturunkan menjadi 1 atm, baru gas dibiarkan mengembang pada tekanan tetap sampai mencapai volume 24,4 liter. Kerja yang terbentuk pada jalur ini dapat dihitung dengan persamaan 6.3:

$$\begin{aligned} W_1 &= - P \Delta V \\ &= - (1 \text{ atm}) [(101.325 \text{ N m}^{-2})/1 \text{ atm}] \times (24.4 - 12.2) \text{ liter} \times 10^{-3} \text{ m}^3/1 \text{ liter} \\ &= - 1236 \text{ N m} \\ &= - 1236 \text{ J} \\ (1 \text{ atm} &= 101.325 \text{ N m}^{-2}) \end{aligned}$$

Pada jalur 2, gas dibiarkan mengembang pada tekanan tetap sampai mencapai volume 24,4 liter, baru kemudian tekanannya secara tiba-tiba diturunkan menjadi 1 atm.

$$\begin{aligned} W_2 &= - P \Delta V \\ &= - (2 \text{ atm}) [(101.325 \text{ N m}^{-2})/1 \text{ atm}] \times (24.4 - 12.2) \text{ liter} \times 10^{-3} \text{ m}^3/1 \text{ liter} \\ W_2 &= - 2472 \text{ J} \end{aligned}$$

Tanda negatif menunjukkan bahwa energi sistem berkurang. Jadi terlihat bahwa jumlah kerja yang terlibat akan sangat bergantung pada jalannya proses.

PANAS

Ditransformasikan sebagai akibat perbedaan suhu → dari sistem panas ke dingin

- Panas merupakan faktor ekstensif (bergantung pada jumlah zat)
- Suhu: Faktor intensif (tidak bergantung pada jumlah zat)

Panas diberi simbol q , bergantung dari suhu, jenis zat dan banyaknya zat → Kapasitas panas

Kapasitas panas: Banyaknya panas yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu suatu zat 1°C

Panas Jenis: Banyaknya panas yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu 1 gram suatu zat 1°C .

Kapasitas Panas Molar: Banyaknya panas yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu 1 mol zat 1°C .

Hukum Termo akan di bahas di sesion berikutnya