

Sifat-sifat Gas

Dr. Omay Sumarna, M.Si.



PENDAHULUAN

Modul pertama dari mata kuliah Kimia Fisika I ini akan membahas sifat-sifat gas, baik gas ideal maupun gas nyata. Materi sifat-sifat gas yang telah dibahas pada mata kuliah Kimia Dasar 1 lebih menitikberatkan kepada produk, seperti hukum-hukum atau rumus-rumus. Berbeda dengan pembahasan pada Kimia Dasar 1, Modul 1 Kimia Fisika 1 ini akan membahas sifat-sifat gas dengan lebih menitikberatkan kepada proses seperti bagaimana cara memperoleh rumus atau hukum tersebut. Seperti Anda ketahui, Ilmu Kimia sebagai bagian dari Ilmu Pengetahuan Alam (IPA) pada hakikatnya merupakan proses dan produk.

Modul 1 ini memiliki bobot 11% dan terdiri dari dua kegiatan belajar. Pada Kegiatan Belajar 1 akan dibahas mengenai deskripsi dan hukum-hukum gas ideal, sedangkan pada Kegiatan Belajar 2 akan dibahas mengenai gas nyata.

Secara umum setelah mempelajari modul ini, dengan menggunakan analisis data dan model matematis diharapkan Anda dapat menjabarkan sifat-sifat dan hukum-hukum gas ideal, tabiat dan persamaan gas nyata.

Secara khusus setelah membaca/mempelajari modul ini, Anda diharapkan dapat menjelaskan:

1. deskripsi dari hukum-hukum gas ideal;
2. hukum Gay –Lussac;
3. hukum Gay –Lussac dalam perhitungan;
4. hukum Charles;
5. hukum Charles dalam perhitungan;
6. hukum Boyle;
7. hukum Boyle dalam perhitungan;
8. hukum Avogadro;
9. hukum Avogadro dalam perhitungan;
10. persamaan gas ideal;

11. persamaan gas ideal dalam perhitungan;
12. hukum Dalton;
13. hukum Dalton dalam perhitungan;
14. menjelaskan persamaan Virial
15. menjelaskan persamaan Beattie-Bridgeman
16. menjelaskan persamaan Berthelot
17. menjelaskan pencairan gas
18. menjelaskan isoterm gas nyata
19. tabiat gas nyata;
20. persamaan gas Van der Waals;
21. persamaan gas Van der Waals dalam perhitungan;
22. data kritik untuk menghitung tetapan Van der Waals
23. hukum keadaan sehubungan untuk mengevaluasi temperatur Boyle.

Berikut adalah petunjuk bagaimana cara mempelajari modul ini, agar Anda tidak mengalami kesulitan sehingga Anda berhasil dengan baik.

1. Bacalah buku materi pokok Kimia Dasar 1 pada topik Gas.
2. Pelajari kembali konsep matematika seperti fungsi, grafik, aljabar dan kalkulus diferensial untuk memudahkan Anda dalam memahami setiap hukum dalam modul ini.
3. Jangan menghafalkan rumus-rumus, hukum-hukum atau persamaan dalam modul ini. Anda harus berusaha untuk mengerti dengan banyak bertanya.
4. Pelajari dengan sungguh-sungguh setiap rumus dan aplikasinya yang ada dalam modul ini.

KEGIATAN BELAJAR 1**Deskripsi dan Hukum-hukum Gas Ideal**

☉ dalam kimia fisik, prosedur yang lazim digunakan adalah mengisolasi sebagian dari alam semesta oleh suatu batas nyata maupun imajiner. Bagian dari materi bumi yang telah diisolasi untuk kepentingan studi disebut sistem. Zat yang ada di dalam sistem dapat berada dalam satu atau beberapa keadaan, yaitu padat, cair atau gas. Sifat-sifat umum keadaan zat dirangkum berikut.

A. PADAT

Dalam keadaan padat, partikel-partikel zat tersusun menurut posisi tertentu dan terikat satu sama lain oleh gaya tarik menarik antar molekul yang sangat kuat. Struktur yang dihasilkan adalah tahan distorsi, volume tidak dipengaruhi oleh tekanan luar, bentuknya menurut model-model geometris.

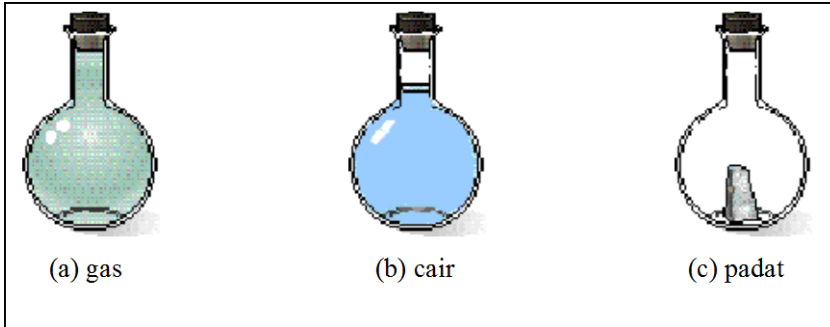
B. CAIR

Dalam wujud cair, partikel-partikel zat dapat melakukan gerakan translasi yang cukup kuat untuk mengatasi gaya yang menahannya pada posisi tertentu. Gaya tarik menarik antara molekul tetap cukup besar, sehingga mencegah molekul-molekul ini untuk menjadi terpisah satu sama lain. Keadaan ini menyebabkan zat cair mudah bergerak tetapi volumenya tetap.

C. GAS

Dalam wujud gas, gerakan translasi molekul-molekul sudah menyebabkan molekul-molekul memiliki energi yang cukup besar sehingga melampaui gaya tarik menarik antar molekul. Kecepatan molekul gas sangat tinggi dan arahnya selalu berubah-ubah. Keadaan seperti ini menghasilkan gerakan tak teratur (random). Pada tekanan biasa, molekul-molekul gas terpisah satu sama lain dengan jarak yang cukup besar, sehingga menyebabkan gaya tarik menarik mereka semakin tidak berarti. Keadaan dan

sifat molekul seperti ini mengakibatkan gas dapat dimampatkan atau dimuaikan, mempunyai tekanan dan mudah berdifusi.



Gambar 1.1.
Ilustrasi keadaan zat

Keadaan setiap gas ditentukan oleh sejumlah parameter, biasanya volum (V), tekanan (P), temperatur (T), dan jumlah mol (n). Antara keempat parameter ini terdapat hubungan tertentu, yang biasa dinyatakan sebagai suatu fungsi volum, yaitu:

$$V = V(T, P, n) \quad (1.1)$$

Fungsi ini memperlihatkan ketergantungan volum suatu gas terhadap temperatur, tekanan, dan jumlah mol gasnya. Hal ini berarti bahwa volume gas berubah akibat perubahan parameter-parameter temperatur, tekanan, dan jumlah (mol) gas tersebut.

Besarnya perubahan volum yang diakibatkan oleh perubahan-perubahan parameter tersebut secara matematika dituliskan sebagai berikut.

$$dV = \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_{P,n} dT + \left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_{T,n} dP + \left(\frac{\partial V}{\partial n} \right)_{T,P} dn \quad (1.2)$$

Persamaan (1.2) memiliki tiga *kuosien*, yaitu:

1. Kuosien pertama, $\left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_{P,n}$, menyatakan perubahan volum yang diakibatkan oleh berubahnya temperatur pada tekanan dan jumlah mol yang tetap.

2. Kuosien kedua, $(\partial V / \partial P)_{T,n}$, menyatakan berubahnya volum yang diakibatkan oleh berubahnya tekanan pada temperatur dan jumlah mol yang tetap.
3. Kuosien ketiga, $(\partial V / \partial n)_{T,P}$, menyatakan berubahnya volum yang diakibatkan oleh berubahnya jumlah mol pada temperatur dan tekanan yang tetap.

Perubahan volum total gas yang diakibatkan oleh berubahnya temperatur, tekanan, dan jumlah mol dapat diketahui jika semua kuosienya juga diketahui. Oleh karena itu, pengetahuan tentang kuosien-kuosien tersebut sangat diperlukan.

Dari nilai-nilai kuosien yang diketahui, hubungan antara parameter-parameter gas seperti telah diuraikan, membentuk suatu persamaan yang disebut persamaan keadaan gas. Untuk gas ideal biasa disebut persamaan keadaan gas ideal. Selain itu, dikenal juga persamaan-persamaan keadaan gas nyata, dalam bentuk persamaan van der Waals, Berthelot, Redlich-Kwong, virial.

1. Gas Ideal

Untuk memudahkan dalam mempelajari sistem gas, maka perlu dibuat beberapa anggapan dasar mengenai sifat gas, dan selanjutnya gas yang mempunyai sifat sesuai dengan anggapan dasar tersebut disebut gas ideal.

Anggapan dasar yang dimaksud adalah sebagai berikut.

- a. Volume molekulnya sendiri diabaikan terhadap volume ruang yang ditempatinya.
- b. Gaya tarik antar molekul sangat kecil sehingga dapat diabaikan.
- c. Tumbukan antar molekul/partikel dan juga tumbukan partikel pada dinding tabung bersifat elastis, sehingga setelah partikel bertumbukan sistem tidak mengalami perubahan energi.
- d. Tekanan disebabkan oleh tumbukan partikel pada dinding tabung. Besar kecilnya tekanan gas disebabkan oleh jumlah tumbukan per satuan luas per detik.

2. Hukum Charles dan Gay-Lussac

Pada tahun 1787 Charles melakukan percobaan untuk mengetahui ketergantungan volume gas pada temperatur. Gas-gas yang diamati adalah hidrogen, udara, karbon dioksida, dan oksigen. Hasil percobaannya memperlihatkan bahwa, pada tekanan yang tetap gas-gas tersebut memuai dan mencapai volume yang sama jika dipanaskan dari 0-80°C.

Sedangkan percobaan yang dilakukan oleh Gay-Lussac pada tahun 1802 menghasilkan suatu rumusan bahwa pemuaian setiap gas sama untuk setiap kenaikan temperatur 1°C, yaitu 1/273 dari volumenya semula. Jika volume gas pada 0°C kita sebut V_0 dan V adalah volume pada sembarang temperatur, maka penemuan Gay-Lussac ini dapat digambarkan sebagai berikut.

$$V = V_0 + \frac{t}{273} V_0 \quad (1.3)$$

$$V = V_0 \left[1 + \frac{t}{273} \right] \quad (1.4)$$

$$V = V_0 \left[\frac{273+t}{273} \right] \quad (1.5)$$

Persamaan 1.5 di atas mengarahkan kita untuk mendefinisikan suatu skala temperatur baru, yaitu yang sesuai dengan faktor (273+t). Jika faktor ini disebut T , maka bentuknya akan menjadi seperti berikut ini.

$$V = V_0 \left[\frac{T}{T_0} \right] \quad (1.6)$$

$$\text{atau } \frac{V}{V_0} = \frac{T}{T_0} \quad (1.7)$$

$$\text{Persamaan 1.7 yang lebih umum adalah } \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad (1.7a)$$

Hal ini mengandung arti bahwa: apabila sejumlah tertentu gas pada tekanan tetap temperaturnya berubah dari keadaan 1 ke keadaan 2 maka volumenya juga berubah dengan perbandingan V/T yang selalu tetap.

Persamaan 1.7 di atas memperlihatkan adanya hubungan langsung antara volume dan temperatur, yaitu perubahan volume berbanding lurus dengan perubahan temperatur. Selanjutnya skala temperatur $T=(273+t^\circ\text{C})$ disebut

skala temperatur Kelvin, dan hubungan langsung antara V dan T pada tekanan tetap dapat diformulasikan dalam bentuk seperti di bawah ini.

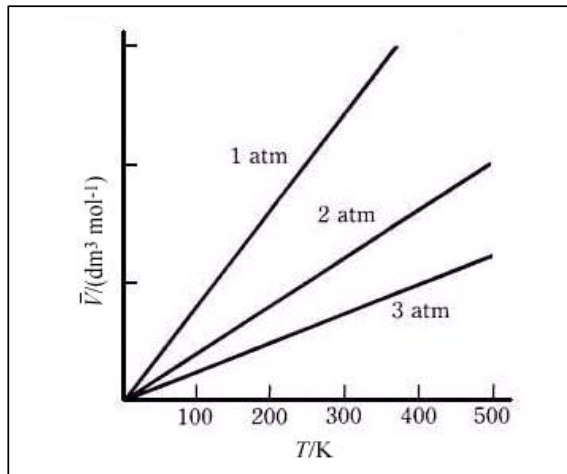
$$V \approx T \quad (1.7b)$$

atau

$$V = k_1 T \quad (k_1 = \text{tetapan yang bergantung pada tekanan}) \quad (1.8)$$

Persamaan 1.8 di atas menyatakan, pada tekanan tetap volum sejumlah tertentu gas berbanding lurus dengan temperatur termodinamika (sering juga disebut temperatur mutlak, temperatur Kelvin). Ungkapan tersebut merupakan hukum Gay-Lussac dan Charles.

Persamaan 1.8 adalah persamaan garis lurus yang arahnya (kemiringannya) ditentukan oleh konstanta k . Persamaan garis seperti ini adalah persamaan garis yang melalui titik asal 0. Jika perubahan V dan T berlangsung untuk beberapa proses isobar maka kita akan mendapatkan beberapa macam harga k seperti yang ditunjukkan oleh gambar di bawah ini.



Gambar 1.2.
Perubahan Volume akibat perubahan Temperatur pada berbagai tekanan yang tetap.

Dari kurva di atas nampak bahwa semakin besarnya tekanan, kemiringan kurva semakin kecil. Hal ini menunjukkan bahwa tetapan k juga semakin kecil.

Hal lainnya yang sangat menarik adalah pada saat temperatur gas itu diturunkan sampai 0 K, terlihat volume gas juga akan menjadi 0. Pada kenyataannya keadaan seperti ini belum dapat diamati, karena jauh sebelum titik ini dicapai gas telah mencair atau menjadi padat. Untuk keadaan seperti ini hukum Gay Lussac sudah tidak dapat digunakan lagi.

Persamaan (1.7a) sangat berguna untuk menentukan volum atau temperatur gas yang berubah keadaannya dari keadaan 1 ke keadaan 2 pada tekanan yang tetap.

Untuk mendapatkan kuosien pertama pada persamaan (1.2), persamaan (1.8) diturunkan terhadap T , pada tekanan dan jumlah mol yang tetap, dan diperoleh Persamaan (1.9).

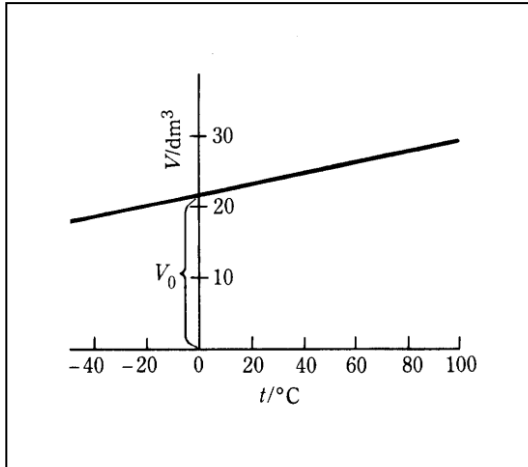
$$\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_{P,n} = k_1 \quad (1.9)$$

Berdasarkan substitusi Persamaan (1.8) dan (1.9) didapatkan hasil

$$\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_{P,n} = \frac{V}{T} \quad (1.10)$$

Persamaan (1.10) merupakan kuosien turunan suku pertama pada ruas kanan persamaan (1.2).

Jika hubungan volume dengan temperatur ($^{\circ}\text{C}$) dituliskan secara sederhana melalui persamaan $V = a + bt$ maka perpotongan garis lurus ini pada $t = 0$ merupakan harga $a = V_0$, yaitu volume gas pada nol derajat Celcius. Kecondongan garis lurus adalah $b = \tan \alpha = \left(\frac{\partial V}{\partial t}\right)_P$



Gambar 1.3.

Perubahan Volume akibat perubahan Temperatur pada tekanan yang tetap.

$$V = V_o + V_o \left(\frac{\partial V}{\partial t} \right)_p t \tag{1.11}$$

Arti fisik dari harga $\left(\frac{\partial V}{\partial t} \right)_p$ ialah besarnya kenaikan nilai volume untuk

setiap kenaikan temperatur sebesar 1 derajat pada tekanan tetap. Tetapi apabila harga tersebut dibagi volume relatif gas pada 0°C besarnya adalah

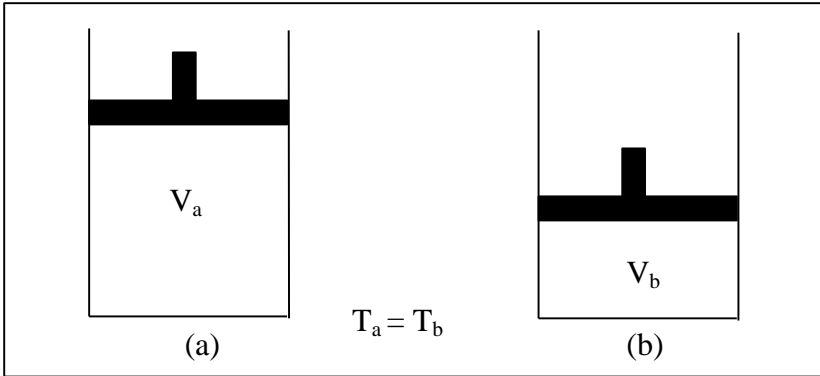
$$\frac{1}{V_o} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p = \alpha_o, \tag{1.12}$$

Persamaan 1.12 disebut koefisien muai termis.

3. Hukum Boyle

Pada tahun 1662, Robert Boyle melaporkan bahwa pada temperatur tetap (isoterm), volume gas berkurang jika tekanan diperbesar. Dari hasil percobaan Boyle tersebut dapat dikatakan bahwa volume berbanding terbalik dengan tekanan, dan secara matematika dituliskan dalam bentuk seperti di bawah ini.

$$V \sim \frac{1}{P} \quad (\text{pada temperatur tetap}) \tag{1.13}$$



Gambar 1.4.
 Ilustrasi hukum Boyle:
 (a) keadaan awal P_a (b) tekanan diperbesar menjadi P_b

Persamaan (1.13) dapat ditulis juga

$$V = \frac{k_2}{P} \quad (1.14)$$

atau

$$V \cdot P = k_2 \quad (1.15)$$

V adalah volume

P adalah tekanan

k_1 adalah tetapan yang berubah jika temperatur berubah

Perubahan keadaan sejumlah n mol gas dari keadaan 1 (V_1, P_1) menjadi keadaan 2 (V_2, P_2) yang berlangsung pada temperatur tetap (isoterm) dapat dituliskan seperti berikut ini.

$$\begin{aligned} P_1 V_1 &= k_1 \\ P_2 V_2 &= k_2 \end{aligned} \quad (1.16)$$

Karena proses perubahan keadaan gas berlangsung secara isoterm maka $k_1 = k_2$, sehingga diperoleh hubungan P_1, V_1, P_2 , dan V_2 seperti berikut ini.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad (1.17)$$

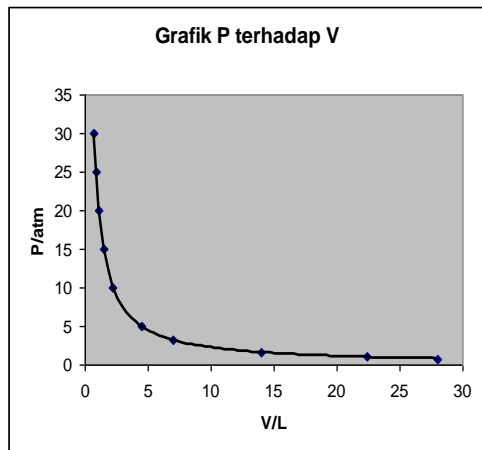
Hubungan yang seperti ini dikenal sebagai hukum Boyle yang hanya berlaku jika perubahan volume dan tekanan berlangsung pada temperatur tetap (isoterm).

Perubahan tekanan, P akibat perubahan volum V untuk sejumlah n mol dan temperatur T yang tetap, secara matematik dapat ditulis sebagai

$$\left(\frac{\partial P}{\partial V}\right)_{n,T}$$

Berikut adalah data hasil percobaan pengukuran volume 1 mol gas pada berbagai tekanan yang diukur pada temperatur yang tetap.

P(atm)	V(L)
0.8	28.0
1	22.4
1.6	14
3.2	7
5	4.48
10	2.24
15	1.49
20	1.12
25	0.90
30	0.75



Gambar 1.5.

Ketergantungan tekanan (P) gas pada volume (V) yang diukur secara isoterm

Jika (1.2) diturunkan terhadap P, maka dihasilkan persamaan 1.18)

$$\left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_{T,n} = -\frac{k}{P^2} \tag{1.18}$$

Substitusi nilai k dari Persamaan (1.15) ke dalam Persamaan (1.18) menghasilkan

$$\left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_{T,n} = -\frac{V}{P} \tag{1.19}$$

Persamaan (1.19) merupakan nilai kuosien turunan suku kedua pada ruas kanan persamaan (1.2).

Hasil penelitian yang sangat cermat memperlihatkan bahwa hukum Boyle dipenuhi oleh gas nyata hanya pada tekanan yang mendekati nol (dan juga pada temperatur yang sangat tinggi). Hukum Boyle dapat dipahami sebagai gambaran dari gas yang terdiri atas sejumlah besar molekul yang bergerak bebas, tidak ada antaraksi antarmolekul-molekulnya. Tekanan yang ditimbulkan oleh gas disebabkan oleh tumbukan dari molekul gas terhadap dinding. Penurunan volum mengakibatkan tumbukan molekul terhadap dinding menjadi semakin sering, sehingga meningkatkan tekanan.

4. Hukum Avogadro

Hasil penyelidikan yang dilakukan Avogadro tentang volume gas-gas menghasilkan suatu pernyataan: Jika gas-gas diukur pada P dan T yang sama, maka pada volume yang sama terdapat jumlah gas (n) yang sama pula. Dengan kata lain bahwa volume gas bergantung pada jumlah molekul n . Secara matematik pernyataan Avogadro dirumuskan sebagai berikut.

$$\frac{V}{k_3} = n \text{ atau } V = k_3 n \quad (1.20)$$

Persamaan (1.20) menyatakan bahwa pada temperatur dan tekanan yang tetap, jika jumlah mol berubah dari keadaan 1 ke keadaan 2 maka volumenya akan berubah dengan perbandingan V/n yang selalu tetap.

$$\frac{V_2}{n_2} = \frac{V_1}{n_1}$$

Turunan Persamaan (1.20) terhadap n , dan disubstitusikan dengan persamaan semula akan diperoleh Persamaan (1.21)

$$\left(\frac{\partial V}{\partial n} \right)_{T,P} = k_3 = \frac{V}{n} \quad (1.21)$$

Persamaan (1.21) merupakan kuosien suku ketiga pada ruas kanan Persamaan (1.2).

5. Persamaan Gas Ideal

Hubungan antara ke empat parameter P,V,n dan T dapat diperoleh dari hukum Boyle, Charles-Gay Lussac, dan Avogadro dengan cara memasukkan kuosien-kuosien yang telah diperoleh dari ketiga hukum tersebut ke dalam persamaan 1.2 di atas.

$$dV = \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_{P,n} dT + \left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_{T,n} dP + \left(\frac{\partial V}{\partial n}\right)_{T,P} dn$$

Dari hukum Gay Lussac diperoleh $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_{n,P} = k_2 = \frac{V}{T}$

Dari hukum Boyle diperoleh $\left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_{T,n} = -\frac{V}{P}$

Dari hukum Avogadro diperoleh $\left(\frac{\partial V}{\partial n}\right)_{P,T} = k_3 = \frac{V}{n}$

Sehingga persamaan 1.2 menjadi:

$$dV = \frac{V}{T} dT - \frac{V}{P} dP + \frac{V}{n} dn \tag{1.22}$$

Jika persamaan 1.22 dikalikan $\frac{1}{V}$ diperoleh persamaan (1.23) berikut ini.

$$\frac{dV}{V} = -\frac{dP}{P} + \frac{dT}{T} + \frac{dn}{n} \tag{1.23}$$

Hasil integralnya adalah

$$\int \frac{dV}{V} = -\int \frac{dP}{P} + \int \frac{dT}{T} + \int \frac{dn}{n}$$

$\ln V = -\ln P + \ln T + \ln n + \text{tetapan}$, jika tetapan integrasi adalah $\ln R$ maka

$$\ln V + \ln P = \ln T + \ln n + \ln R$$

$$\ln PV = \ln nRT$$

$$\text{atau } PV = nRT$$

Rumus ini merupakan persamaan keadaan gas ideal yang penting, dengan R adalah konstanta gas universal yang ditentukan per mol gas. Jika

satu gas bersifat ideal maka perbandingan $PV/(T)$ akan selalu memiliki nilai yang tetap, meskipun variabel-variabelnya berubah. Dengan ungkapan lain,

$$R = \frac{PV}{T} \quad (1.24)$$

Tetapan gas R dapat dievaluasi secara eksperimen dengan menggunakan gas yang diketahui jumlah molnya pada temperatur tertentu dan dilakukan sederet pengukuran tekanan–volum berturut-turut pada tekanan yang semakin rendah. Evaluasi dari $PV/(nT)$ pada limit tekanan menuju nol menghasilkan R :

$$\lim_{P \rightarrow 0} \left(\frac{PV}{nT} \right) = R \quad (1.25)$$

Hasil eksperimen diperoleh harga tetapan (R) sebesar $0,08205 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Dalam satuan internasional (SI), tetapan R didapat sebagai berikut.

$$\begin{aligned} \text{Oleh karena } 1 \text{ atm} &= 101,325 \text{ Nm}^{-2}, \text{ dan } 1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = (10^{-1} \text{ m})^3 \text{ maka} \\ 1 \text{ L atm} &= 10^{-3} \text{ m}^3 \times 101,325 \text{ Nm}^{-2} \\ &= 0,101325 \text{ Nm} \\ &= 0,101325 \text{ J} \end{aligned}$$

Dengan demikian dalam satuan SI

$$\begin{aligned} R &= 0,08205 \times 0,101325 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \\ &= 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \\ &= 8,314 \text{ m}^3 \text{ Pa mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \end{aligned}$$

Jika kita ingin menggunakan satuan P menurut persamaan $P = \frac{\text{gaya}}{\text{luas}}$, maka satuan R dapat dievaluasi seperti berikut ini.

$$\begin{aligned} R &= \frac{PV}{nT} = \frac{\left(\frac{\text{gaya}}{\text{luas}} \right) \times \text{luas} \times \text{tinggi}}{\text{mol.K}} \\ R &= \text{kerja mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \end{aligned}$$

Ini berarti, R dapat dinyatakan dalam satuan lain yang menyatakan kerja atau energi. Jadi jika diinginkan satuan energi dalam erg maka harga R adalah sebagai berikut

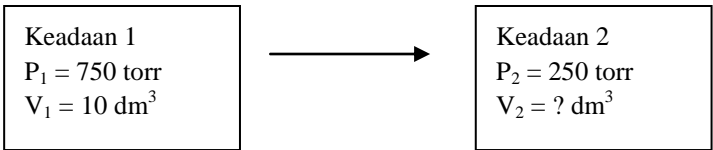
$$\begin{aligned}
 R &= \frac{PV}{nT} \\
 &= \frac{76\text{cm}(13,595\text{gr} / \text{cm}^3)(980,66\text{cm} / \text{dt}^2)(224133\text{cm}^3)}{1\text{mol}(273\text{K})} \\
 &= 8,134.10^7 \text{ gr.cm} / \text{dt}^2 .\text{cm.mol}^{-1}\text{K}^{-1} \\
 &= 8,134.10^7 \text{ dyne.cm.mol}^{-1}\text{K}^{-1} \\
 &= 8,134.10^7 \text{ erg.mol}^{-1} .\text{K}^{-1} \\
 &= 8,134 \text{ Joule.mol}^{-1}\text{K}^{-1} \\
 &= \frac{8,134}{4,189} \text{ kalori.mol}^{-1}\text{K}^{-1} \\
 &= 1,94175 \text{ kalori.mol}^{-1}\text{K}^{-1}
 \end{aligned}$$

Berikut adalah beberapa contoh perhitungan dengan menggunakan hukum-hukum gas dan persamaan gas ideal.

Contoh 1.1.

Sejumlah gas diekspansi dari tekanan 750 torr menjadi 250 torr pada temperatur tetap. Bila volume mula-mula adalah 10 dm³, hitung volume akhir

Jawab:



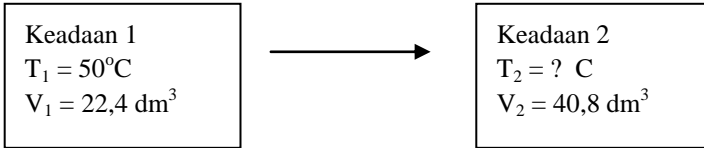
Dengan menggunakan persamaan : $p_1V_1 = p_2V_2$, maka:

$$V_2 = \frac{p_1V_1}{p_2} = \frac{(750\text{torr})(10\text{dm}^3)}{(250\text{torr})} = 30\text{dm}^3$$

Contoh 1.2.

Sebanyak 22,4 dm³ gas pada 50°C mengalami ekspansi menjadi 40,8 dm³ pada tekanan tetap. Hitung temperatur baru?

Jawab:



Perlu diingat pada tekanan tetap berlaku: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$, dengan temperatur dalam satuan Kelvin, sehingga $T_1 = (50 + 273,15)\text{K} = 323,15\text{K}$.

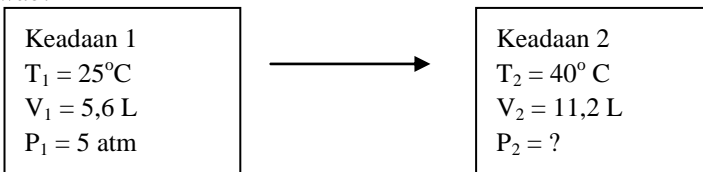
$$T_2 = \frac{V_1}{V_2} \times T_1 = \frac{22,4 \text{ dm}^3}{40,8 \text{ dm}^3} \times 323,15 \text{ K} = 180,15 \text{ K}$$

$$t_2 = 180,15 - 273,15 = -93,00^\circ\text{C}$$

Contoh 1.3.

Sejumlah gas ideal memiliki volume 5,6 L pada temperatur 25°C dan tekanan 5 atm, memuai hingga volumenya menjadi 11,2 L. Bila temperatur akhir menjadi 40°C, berapa (atm) tekanan akhir gas tersebut?

Jawab:



Pada proses ini hanya jumlah gas yang tetap, dengan menggunakan persamaan:

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}, \text{ karena jumlah mol gas tetap } (n_1 = n_2) \text{ maka diperoleh:}$$

$$P_2 = \frac{V_1 T_2}{V_2 T_1} P_1 = \frac{5,6 \text{ L} \cdot 313,15 \text{ K}}{11,2 \text{ L} \cdot 298,15 \text{ K}} \cdot 5 \text{ atm} = 2,625 \text{ atm}$$

6. Hukum Dalton

Hasil eksperimen menunjukkan bahwa jika dalam ruangan bervolume V dan temperatur T terdapat campuran n_A mol gas A, n_B mol gas B, dan n_C mol gas C, maka menurut persamaan gas ideal tekanan masing-masing adalah sebagai berikut.

$$P_A = \frac{n_A RT}{V}; P_B = \frac{n_B RT}{V}; P_C = \frac{n_C RT}{V} \quad (1.26)$$

Pada temperatur tetap, tekanan total yang akan ditimbulkan oleh campuran gas yang berada di dalam ruangan tertentu sama dengan jumlah tekanan masing-masing gas tersebut jika sekiranya ditempatkan di dalam ruangan tersebut sendirian.

$$P = P_A + P_B + P_C \quad (1.27)$$

$$P = \frac{n_A RT}{V} + \frac{n_B RT}{V} + \frac{n_C RT}{V} \quad (1.28)$$

$$P = (n_A + n_B + n_C) \frac{RT}{V} \quad (1.29)$$

$$P = n \frac{RT}{V} \quad (1.30)$$

dengan $n = n_A + n_B + n_C$

Jika masing-masing tekanan parsial dibandingkan dengan tekanan total, maka akan diperoleh persamaan-persamaan berikut ini.

$$P_A = \frac{n_A}{n} P \text{ atau } P_A = X_A P$$

$$P_B = \frac{n_B}{n} P \text{ atau } P_B = X_B P$$

$$P_C = \frac{n_C}{n} P \text{ atau } P_C = X_C P$$

atau secara umum
$$\frac{P_i}{P} = \frac{n_i RT/V}{n_i RT/V} = \frac{n_i}{n} = X_i$$

$$P_i = X_i P; (i = 1, 2, 3, \dots) \quad (1.31)$$

dan
$$P = \sum P_i \quad (1.32)$$

Persamaan (1.30) menyatakan tekanan parsial gas setiap gas P_i yang memiliki fraksi-mol X_i . Persamaan ini dapat digunakan untuk menghitung berbagai sifat gas ideal atau gas yang dapat diperlakukan ideal.

Contoh 1.3.

Pada temperatur 0°C dan tekanan 101,325 kPa, udara memiliki komposisi (dalam %-massa) gas-gas sebagai berikut: $\text{N}_2 = 74,7\%$, $\text{O}_2 = 22,9\%$, $\text{Ar} = 1,3\%$, $\text{H}_2\text{O} = 1,0\%$, dan $\text{CO}_2 = 0,1\%$. Tentukan massa jenis (udara), jika dianggap gas bersifat ideal.

Jawab:

Diketahui: Temperatur = $0^\circ\text{C} = 273,15\text{ K}$

Tekanan = 101,325 kPa

%-massa komposisi udara: $\text{N}_2 = 74,7\%$; $\text{O}_2 = 22,9\%$;

$\text{Ar} = 1,3\%$; $\text{H}_2\text{O} = 1,0\%$; dan

$\text{CO}_2 = 0,1\%$

dicari: $\rho_{\text{udara}} = ?$

Gunakan persamaan-persamaan berikut:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$P = \frac{n_i RT}{V}$$

$$M = \frac{\sum n_i M_i}{\sum n_i}$$

dengan M adalah massa molekul relatif rerata.

Penyelesaian:

$$p = \frac{n_i RT}{V} = \frac{m_i RT}{VM} = \rho \frac{RT}{M}$$

$$\rho = \frac{pM}{RT} = \frac{p}{RT} \frac{\sum n_i M_i}{\sum n_i}$$

$$\rho = \frac{p}{RT} \frac{\sum n_i M_i}{n_i} = \frac{p}{RT} \sum \frac{n_i M_i}{n_i} = \frac{p}{RT} \sum X_i M_i$$

Perhitungan

$$\begin{aligned}\rho &= \frac{P}{RT} \left[(m_{N_2} M_{N_2}) + (m_{O_2} M_{O_2}) + (m_{Ar} M_{Ar}) + (m_{H_2O} M_{H_2O}) + (m_{CO_2} M_{CO_2}) \right] \\ &= \frac{101,325 \text{ kPa}}{(8,314 \text{ m}^3 \text{ Pa K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(273,15 \text{ K})} [(0,747)(28) + (0,229)(32) + (0,013)(40) + \\ &\quad (0,01)(18)] \text{ g mol}^{-1} + 0,001(44) \\ &= 1,293 \text{ kg m}^{-3}\end{aligned}$$

Massa jenis udara tersebut adalah $1,293 \text{ kg m}^{-3}$.

Contoh 1.4.

Bila 4 g O_2 dan 10 g N_2 pada 27°C dimasukkan dalam wadah bervolume 4 L, tentukan: (a) fraksi mol N_2 dan O_2 , (b) tekanan parsial, (c) tekanan total

Jawab:

$$n_{O_2} = \frac{4 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,125 \text{ mol} ; \quad n_{N_2} = \frac{10 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0,357 \text{ mol}$$

$$x_{O_2} = \frac{0,125 \text{ mol}}{(0,125 + 0,357) \text{ mol}} = \frac{0,125}{0,482} = 0,259 ;$$

$$x_{N_2} = \frac{0,357 \text{ mol}}{(0,125 + 0,357) \text{ mol}} = \frac{0,357}{0,482} = 0,741$$

berdasarkan persamaan gas ideal:

$pV = nRT$, dengan n = jumlah mol total, maka tekanan total gas:

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{(0,482 \text{ mol})(0,082 \text{ L.atm.mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(300 \text{ K})}{4 \text{ L}} = 2,966 \text{ atm},$$

sehingga

$$p_{O_2} = x_{O_2} \cdot p = 0,259 \times 2,966 \text{ atm} = 0,768 \text{ atm}$$

$$p_{N_2} = x_{N_2} \cdot p = 0,741 \times 2,966 \text{ atm} = 2,198 \text{ atm}$$



LATIHAN

Untuk memperdalam pemahaman Anda mengenai materi di atas, kerjakanlah latihan berikut!

- 1) Hitung berat gas Hidrogen yang terdapat pada tekanan 0,15 atm dalam suatu wadah bervolume 10 Liter dan temperatur 300 K. Anggap gas berperilaku ideal.
- 2) Ke dalam suatu labu dengan volume 5 L dimasukkan 1 g gas hidrogen dan 1 g gas helium pada temperatur 27°C. Hitunglah tekanan parsial masing-masing gas dan tekanan total campuran! Anggap masing-masing gas berperilaku ideal.
- 3) Suatu gas memenuhi persamaan $V = 0,3322 T$. Buatlah grafik T-V! Hitunglah tekanan gas pada temperatur 300K

Petunjuk Jawaban Latihan

- 1) Gunakan persamaan gas ideal $PV = nRT$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{PV}{RT}$$

Maka,

$$m = M \frac{PV}{RT} \text{ dengan } m \text{ adalah berat gas dan } M \text{ adalah massa molekul gas.}$$

- 2) Pada pencampuran gas ideal berlaku

$$P_{total} = (n_1 + n_2) \frac{RT}{V}$$

Sedangkan tekanan parsial gas adalah

$$P_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} P_{total}; P_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} P_{total}$$

- 3) Ikuti langkah-langkah berikut:
Terlebih dahulu buatlah tabel T-V yang mengikuti persamaan $V = 0,3322 T$.
Kemudian gambarkan grafik aluran T-V.

Untuk menentukan P pada 300 K gunakan $P = \frac{1}{V} = \frac{1}{0,3322T}$

V(L)								
T(K)	298	303	308	313	323	328	338	343



RANGKUMAN

Gas ideal adalah gas yang gaya tarik menarik antara molekul dan volume fisiknya dapat diabaikan. Keterkaitan antara parameter volume (V), tekanan (P), temperatur (T) dan jumlah partikel (n) dari gas ideal terangkum dalam suatu persamaan, yaitu $PV = nRT$. Persamaan gas ideal ini diturunkan dari hukum-hukum yang diperoleh pada kondisi percobaan yang berbeda, yaitu hukum Boyle, hukum Charles dan Gay Lussac, serta hukum Avogadro.



TES FORMATIF 1

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Anggapan yang benar tentang gas ideal adalah
 - A. memiliki interaksi yang sangat kuat
 - B. tidak memiliki tekanan
 - C. memiliki volume fisik yang signifikan
 - D. gaya tarik menarik antarmolekul dianggap tidak ada

- 2) Di antara pernyataan di bawah ini yang bukan merupakan hukum gas ideal adalah
 - A. pada temperatur tetap, volume gas akan berkurang jika tekanan diperbesar
 - B. pada proses isobar, volume gas akan naik bila temperatur dinaikkan
 - C. volume gas hanya dipengaruhi oleh jumlah mol
 - D. pada suhu dan tekanan tetap, jumlah mol sebanding dengan volume

- 3) Di antara persamaan berikut yang menyatakan hukum dari Boyle-Gay Lussac adalah
 - A. $PV = k$
 - B. $V = kT$

- C. $\frac{V}{n} = k$
- D. $\frac{PV}{T} = k$

- 4) Hukum yang menyatakan bahwa apabila gas-gas diukur pada temperatur dan tekanan yang sama maka akan terdapat jumlah molekul yang sama pula, berasal dari
- Boyle
 - Gay-Lussac
 - Avogadro
 - Boyle-Gay Lussac
- 5) Pada tekanan 12 bar suatu gas ideal memiliki volume 3 L. Berapa volume gas tersebut pada tekanan 0,032 bar, apabila temperatur dijaga konstan ?
- $1,125 \text{ m}^3$
 - $1,125 \text{ dm}^3$
 - $2,525 \text{ m}^3$
 - 2525 dm^3
- 6) Suatu gas dengan komposisi konstan memiliki volume 1 L apabila ditempatkan di bawah laut dengan tekanan 1 bar dan temperatur 15°C . Berapa volume gas tersebut apabila dipindahkan ke termosfer pada ketinggian 500 km dimana tekanannya adalah $1,6 \times 10^{-11}$ bar dan temperatur 1580 K? Anggap gas berperilaku ideal
- $10,2 \times 10^{11} \text{ L}$
 - $65,8 \times 10^{11} \text{ L}$
 - $5,48 \times 10^{11} \text{ L}$
 - $3,43 \times 10^{11} \text{ L}$
- 7) Dengan mengasumsikan gas berperilaku ideal, hitunglah massa dari 1 mol gas apabila diketahui massa jenis gas adalah 0,9816 g/L pada tekanan 0,500 atm dan temperatur 0°C !
- 38 g
 - 16 g
 - 44 g
 - 88 g

- 8) Suatu percobaan yang dilakukan oleh Sir William Ramsey dan Lord Rayleigh pada tahun 1894 menghasilkan suatu residu gas. Apabila kerapatan dari residu gas tersebut adalah 1,61 g/L pada 25°C dan tekanan 1 atm, gas apakah yang telah mereka peroleh?
- oksigen
 - nitrogen
 - neon
 - argon
- 9) Campuran gas yang terdiri dari 100 g gas hidrogen dan 100 g gas nitrogen, berada pada tekanan 1 atm dan temperatur 25°C. Hitunglah volume campuran gas tersebut bila keduanya dianggap berperilaku ideal!
- 1309 L
 - 645 L
 - 1327 L
 - 110 L
- 10) Sebuah bola berisi 2 mol H₂ pada tekanan 0,8 atm dan temperatur T K. 0,6 mol O₂ ditambahkan ke dalam bola ini dan temperatur bola harus diturunkan sampai 15 K untuk menjaga tekanan konstan. Berapa harga T?
- 298
 - 65
 - 125
 - 200

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban Tes Formatif 1 yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 1.

$$\text{Tingkat penguasaan} = \frac{\text{Jumlah Jawaban yang Benar}}{\text{Jumlah Soal}} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan: 90 - 100% = baik sekali
80 - 89% = baik
70 - 79% = cukup
< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan Kegiatan Belajar 2. **Bagus!** Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 1, terutama bagian yang belum dikuasai.

KEGIATAN BELAJAR 2

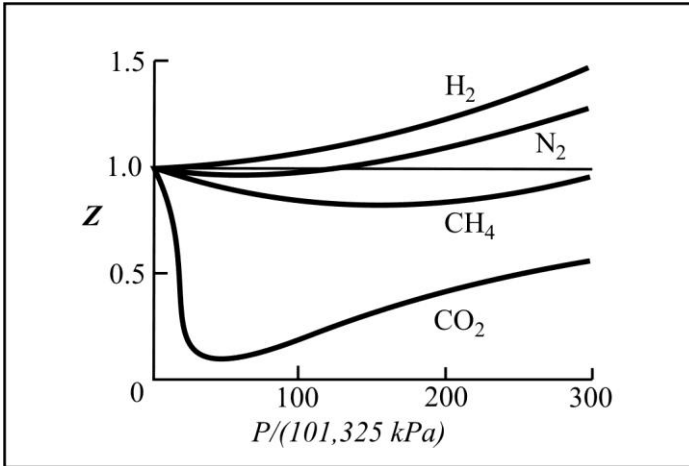
Gas Nyata

☉ Persamaan gas ideal yang diperoleh secara empirik dari hasil pengamatan Boyle, Gay Lussac serta yang lainnya ternyata hanya sesuai untuk keadaan gas pada temperatur agak tinggi dan tekanan rendah. Pada percobaan yang lebih seksama untuk meneliti hubungan P-V suatu gas ditemukan, bahwa perilaku gas yang sebenarnya (gas nyata) tidaklah sesuai dengan yang telah dibahas, tetapi terjadi penyimpangan dari keadaan ideal, karena adanya gaya tarik-menarik antarmolekul (terutama pada tekanan tinggi) dan volum molekul-molekulnya tidak dapat diabaikan begitu saja.

Untuk menggambarkan penyimpangan secara jelas, dapat dinyatakan dengan perbandingan volum molarnya (volum untuk 1 mol gas), \bar{V} , terhadap volum molar gas ideal $\bar{V}_{id} = RT/P$. Perbandingan ini disebut faktor kompresibilitas, biasa dilambangkan dengan Z , yang dinyatakan sebagai berikut.

$$Z \equiv \frac{\bar{V}}{\bar{V}_{id}} = \frac{P\bar{V}}{RT} \quad (1.33)$$

Untuk gas ideal, nilai $Z = 1$ dan tidak bergantung pada temperatur serta tekanan. Sedangkan untuk gas nyata nilai Z tidak selamanya sama dengan 1, ia merupakan fungsi temperatur dan tekanan, $Z = Z(T,P)$. Bagi gas ideal harga $Z=1$; tetapi untuk gas nyata bergerak dari 0,6 – 2,2.



Gambar 1.6.

Aluran nilai Z terhadap P untuk beberapa gas pada temperatur 0°C

Keadaan dimana PV pada gas nyata mendekati harga PV untuk gas ideal, ternyata sangat terbatas, yaitu pada keadaan P mendekati nol. Keadaan ini disebut titik-titik Boyle. Kebanyakan gas menyimpang sekali dari sifat ideal. Pada gas-gas poliatomik penyimpangannya bertambah rumit, yaitu timbulnya penyimpangan negatif dan penyimpangan positif.

Sebenarnya kedua bentuk penyimpangan yang ditimbulkan oleh gas nyata, dalam hal ini gas He dan H_2 di satu pihak dan gas CO dan CH_4 di lain pihak, merupakan satu pola kelakuan yang ditunjukkan oleh semua gas nyata.

Gambar 1.6. memperlihatkan aluran nilai Z sebagai fungsi tekanan pada temperatur 0°C untuk beberapa gas. Dari gambar terlihat bahwa untuk gas hidrogen, nilai Z ternyata lebih besar daripada zat lain pada semua rentang tekanan. Pada rentang tekanan rendah nilai Z untuk gas nitrogen, lebih kecil daripada satu, tetapi ternyata lebih besar daripada satu pada tekanan tinggi. Untuk gas metana dan gas karbondioksida jauh lebih menyimpang lagi.

Dari Gambar 1.6. terlihat bahwa pada tekanan rendah nilai Z untuk sebagian besar gas mendekati satu. Hal ini dapat juga dikatakan bahwa pada tekanan mendekati nol nilai Z untuk semua gas nyata akan sama dengan nilai Z untuk gas ideal, secara matematik dinyatakan dengan persamaan berikut.

$$Z = \left(\frac{P\bar{V}}{RT} \right)_{P \rightarrow 0} = 1 \quad (1.34)$$

Harga Z berbeda-beda bergantung pada jenis zat, temperatur dan tekanan. Kegunaan dari faktor kompresibilitas adalah untuk perhitungan yang teliti dengan menggunakan persamaan gas ideal yang telah mengalami penerapan faktor Z .

Contoh 1.5.

Misalnya ingin diketahui volume gas metana sebanyak 10 mol pada tekanan 100 atm dan temperatur 0°C . Pada temperatur ini harga $Z = 0,783$.

$$V = \frac{Z n R T}{P}$$

$$V = \frac{0,783 \cdot 10 \text{ mol} \cdot 0,08205 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{100 \text{ atm}}$$

$$V = 1,754 \text{ Liter}$$

Ternyata menurut percobaan harga V sama dengan 1,756 Liter.

Contoh 1.6.

Sejumlah tertentu metana menempati volume 0,138 Liter pada tekanan 300 atm dan temperatur 200°C . Berapa volume gas pada tekanan 600 atm dan temperatur 0°C . Harga Z untuk masing-masing tekanan tersebut adalah $Z(300 \text{ atm}) = 1,376$ dan $Z(600 \text{ atm}) = 1,067$.

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{Z_1 n R T_1}{Z_2 n R T_2} = \frac{Z_1 T_1}{Z_2 T_2}$$

$$V_2 = \frac{Z_2 T_2}{Z_1 T_1} \times \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

$$V_2 = \frac{1,376 \cdot 273 \text{ K}}{1,067 \cdot 473 \text{ K}} \times \frac{300 \text{ atm} \cdot 0,138 \text{ L}}{600 \text{ atm}}$$

$$V_2 = 0,051 \text{ L}$$

Jadi, volume metana pada 600 atm dan 0°C adalah 0,051 L.

Tugas Anda:

Coba Anda amati Gambar 1.4. Berapakah harga faktor kompresibilitas gas Nitrogen pada isoterms 600°C dan tekanan 600 atm.

Petunjuk: pada titik $P = 600 \text{ atm}$ tarik garis sejajar dengan ordinat sampai memotong garis isoterms 600°C .

A. PERSAMAAN VAN DER WAALS

Dalam merumuskan gas ideal, volume fisik maupun tarik menarik antar molekul gas diabaikan. Penyimpang yang terjadi pada gas nyata, seperti terlihat pada gambar tadi, disebabkan oleh adanya gaya tarik-menarik antar molekul dan volum molekul-molekulnya tidak dapat diabaikan. Oleh karena itu, volum dan tekanan gas dalam persamaan gas ideal perlu dikoreksi. Van der Waals pada tahun 1873 membuat koreksi atas persamaan gas ideal.

1. Tekanan Kohesi

Tekanan yang ditimbulkan oleh molekul gas pada dinding ruangan dimana gas ditempatkan, disebut tekanan termal. Besarnya tekanan termal ini seharusnya ditambah gaya kohesi, yaitu gaya yang menarik molekul-molekul yang sedang menumbuk dinding.

Besarnya gaya kohesi ditentukan sebagai berikut.

- a. Pada saat suatu molekul akan menumbuk dinding, molekul tersebut mengalami gaya tarik oleh molekul yang ada di belakangnya. Gaya tarik ini berbanding lurus dengan jumlah molekul-molekul tadi atau juga dengan kerapatannya.

$$P_{\text{kohesi}} \propto \frac{n}{V}$$

- b. Jumlah tumbukan molekul pada dinding pada suatu saat juga berbanding lurus dengan kerapatan gas jadi $P_{\text{kohesi}} \propto \frac{n}{V}$.

Penggabungan kelakuan molekul (a) dan (b) adalah

$$P_{\text{kohesi}} \sim \frac{n}{V} \sim \frac{n}{V}$$

atau

$$P_{\text{kohesi}} \sim \frac{n^2}{V^2} = \frac{an^2}{V^2} \text{ (dengan } a \text{ adalah suatu konstanta)}$$

Karena ada gaya tarik menarik antar molekul maka tekanan gas yang sebenarnya akan lebih rendah daripada tekanan gas ideal, yaitu $P_{\text{nyata}} = P_{\text{ideal}} - P_{\text{kohesi}}$

$$P = P_{\text{ideal}} - a \left(\frac{n}{V} \right)^2 \quad (1.35)$$

Volume fisik molekul gas

Jika volume setiap molekul kita sebut b , maka untuk n molekul gas, volume fisik gas adalah $= nb$. Volum wadah, V , harus terdiri atas volum gas dan volum bebas untuk gerak molekul.

$$V = nb + \frac{nRT}{P} \quad (1.36)$$

dengan b adalah suatu tetapan sebagai koreksi terhadap volum, yang nilainya tergantung pada jenis gas. Penyusunan ulang Persamaan (1.36) menghasilkan

$$P = \frac{nRT}{V - nb}.$$

Van der Waals memasukkan faktor koreksi (1.35) dan (1.36) ke dalam persamaan gas ideal, hasilnya adalah

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{an^2}{V^2} \quad (1.37)$$

Dengan menyusun ulang persamaan menjadi

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2} \right) (V - nb) = nRT \quad (1.38)$$

Persamaan (1.38) ini dikenal sebagai Persamaan Keadaan Gas van der Waals. Dalam menggunakan persamaan Van der Waals harus diingat satuan-satuan yang digunakan sesuai dengan konstanta a dan b yang besarnya tergantung pada jenis gas.

$\frac{an^2}{V^2}$ harus menyatakan tekanan maka satuan konstanta adalah atm.
Liter².mol⁻²

Faktor b adalah volume, jadi harus sesuai dengan satuan volume yaitu Liter.mol⁻¹

Tabel 1.1.
Tetapan-tetapan van der Waals untuk beberapa gas

Gas	a (atm.Liter ² .mol ⁻²)	b (Liter.mol ⁻¹)
H ₂	0,244	2,66.10 ⁻²
Helium	0,034	2,37.10 ⁻²
Nitrogen	1,39	3,91.10 ⁻²
CO ₂	3,59	4,28.10 ⁻²

Beberapa contoh soal

Contoh 1.7.

Hitunglah tekanan suatu sistem gas yang terdiri dari 1 mol gas CO₂ dalam volume 0,5 L pada 50°C.

- Dengan menggunakan persamaan gas ideal!
- Dengan menggunakan persamaan Van der Waals!

Jawab:

a. $PV = nRT$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,08205 \text{ L}\cdot\text{atm mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 323 \text{ K}}{0,5 \text{ L}}$$

$$= 53 \text{ atm}$$

b. $\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{an^2}{V^2}$$

$$P = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,08205 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 323 \text{ K}}{0,5 \text{ L} - 1 \text{ mol} \cdot 4,28 \cdot 10^{-2} \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}} - \frac{3,59 \text{ atm}\cdot\text{L}^2\cdot\text{mol}^{-2} \cdot 1 \text{ mol}^2}{(0,5 \text{ L})^2}$$

$$P = 43,6 \text{ atm}$$

Berdasarkan percobaan tekanan dari 1 mol gas CO₂ dalam wadah bervolume 5 L adalah 41,2 atm.

Dari kedua hasil perhitungan d membandingkannya dengan hasil percobaan dapat disimpulkan bahwa harga yang didapat dari perhitungan menggunakan persamaan van der Waals lebih mendekati hasil percobaan dibandingkan dengan persamaan gas ideal.

B. PERSAMAAN VIRIAL

Ternyata persamaan gas van der Waals tidak dapat menggambarkan perilaku gas pada tekanan tinggi. Suatu persamaan yang dapat menggambarkan perilaku gas pada tekanan tinggi adalah persamaan keadaan virial yang dikembangkan oleh Kammerlingh Onnes. Bentuk umum dari persamaan ini adalah,

$$P\bar{V} = RT \left(1 + \frac{B}{\bar{V}} + \frac{C}{\bar{V}^2} + \frac{D}{\bar{V}^3} + \dots \right) \quad (1.39)$$

dengan B, C, D, adalah koefisien virial kedua, ketiga, keempat, dan seterusnya. Koefisien-koefisien tersebut ternyata merupakan fungsi temperatur dan bergantung pada jenis gas. Dalam bentuk lain persamaan tersebut dinyatakan dengan

$$P\bar{V} = RT(1 + B'P + C'P^2 + D'P^3 + \dots) \quad (1.40)$$

dengan B', C', D', dan seterusnya merupakan fungsi temperatur.

Untuk gas van der Waals, nilai-nilai koefisien virial tersebut dapat ditentukan dengan cara membandingkan persamaan (1.39) terhadap persamaan gas van der Waals. Persamaan 1.39 dapat diubah menjadi bentuk seperti ini.

$$Z = \frac{P\bar{V}}{RT} = 1 + \frac{B}{\bar{V}} + \frac{C}{\bar{V}^2} \quad (1.41)$$

Sedangkan persamaan van der Waals dapat dinyatakan dalam bentuk

$$Z = \frac{P\bar{V}}{RT} = \frac{1}{1 - b/\bar{V}} - \frac{a}{RT\bar{V}} \quad (1.42)$$

Persamaan 1.41 dan 1.42 adalah persamaan dalam bentuk Z sebagai fungsi volume. Pada suhu yang lebih tinggi harga $\frac{1}{\bar{V}}$ memiliki harga yang sangat kecil, sehingga dapat diabaikan. Pada tekanan rendah, volume gas sangat besar dan nilai b/\bar{V} kecil dibandingkan dengan satu, sehingga suku pertama pada ruas kanan Persamaan (1.42) dapat diselesaikan dengan

menggunakan deret. Dalam deret dinyatakan bahwa bila x lebih kecil daripada satu maka,

$$\frac{1}{1-x} = 1 + x + x^2 + x^3 + \dots$$

Dengan demikian, Persamaan (1.41) dapat dituliskan menjadi

$$\begin{aligned} Z &= 1 + \frac{b}{\bar{V}} + \left(\frac{b}{\bar{V}}\right)^2 + \dots - \frac{a}{RT\bar{V}} \\ Z &= 1 + \left(b - \frac{a}{RT}\right) \frac{1}{\bar{V}} + \left(\frac{b}{\bar{V}}\right)^2 + \dots \end{aligned} \quad (1.43)$$

Dengan membandingkan Persamaan (1.41) dan (1.43) maka didapat

$$B = b - \frac{a}{RT}$$

dan

$$C = b^2$$

C. PERSAMAAN BEATTIE-BRIDGEMAN

Persamaan keadaan lain yang dapat dirumuskan dalam bentuk persamaan virial dan memberikan hasil yang cukup teliti adalah persamaan keadaan Beattie-Bridgeman yang ditunjukkan pada persamaan 1.44.

$$P\bar{V} = RT + \frac{\beta}{\bar{V}} + \frac{\gamma}{\bar{V}^2} + \frac{\delta}{\bar{V}^3} \quad (1.44)$$

dengan β , γ , dan δ masing-masing adalah

$$\beta = RT \left(B_0 - \frac{A_0}{RT} - \frac{c}{T^3} \right)$$

$$\gamma = RT \left(-B_0 b + \frac{A_0 a}{RT} - \frac{B_0 c}{T^3} \right)$$

$$\delta = RT \left(\frac{B_0 b c}{T^3} \right)$$

Dapat kita amati bahwa pada penggunaan persamaan Beattie-Bridgeman kita akan memperoleh lima tetapan selain R , yakni: A_0 , a , B_0 , b , dan c .

D. PERSAMAAN BERTHELOT

Pada tekanan rendah (sekitar 1 atm atau lebih rendah) terdapat persamaan keadaan lainnya yang memiliki tingkat ketelitian yang baik yaitu persamaan Berthelot dinyatakan sebagai berikut.

$$P = \frac{RT}{\bar{V}} \left[1 + \frac{9PT_c}{128P_c T} \left(1 - \frac{6T_c^2}{T^2} \right) \right] \quad (1.45)$$

dengan P_c dan T_c berturut-turut adalah tekanan kritis dan temperatur kritis gas. Persamaan ini sering digunakan untuk menghitung volum dan massa molekul relatif gas.

E. PENCAIRAN GAS

Pandangan teori kinetik gas menganggap zat cair sebagai kelanjutan dari fasa gas (jika temperatur diturunkan) dimana jarak antar molekul sudah sangat kecil, sehingga gaya interaksi tarik menarik antar molekul mulai berperan untuk mengatasi gerakan bebas. Keadaan ini dapat dicapai dengan cara menurunkan temperatur (agar energi kinetik mengecil dan tekanan naik sehingga jarak antar molekul menjadi kecil). Gerakan molekul masih tetap bebas, tetapi terbatas dalam arti molekul-molekul gas tidak menempati posisi tertentu seperti pada fasa padat. Zat cair memiliki volume tertentu, tetapi tidak memiliki bentuk tertentu dan menyesuaikan bentuk wadah. Harga kerapatan yang lebih tinggi pada zat cair menyatakan bahwa molekul-molekul lebih rapat.

Jika zat cair, misalnya air ditempatkan dalam suatu tabung yang tertutup rapat, sejumlah uap akan timbul dengan tekanan tertentu. Tekanan ini pada temperatur tertentu membentuk kesetimbangan setelah tekanannya tetap. Pada 25°C , tekanan uap air adalah $23,76\text{ mmHg}$ dan pada 100°C , 760 mmHg . Jika pemanasan diteruskan, tekanan uap akan naik terus dan pada suatu saat batas antara fasa cair dan uap menghilang. Ini terjadi pada temperatur 374°C , dimana kelakuan gas menjadi sama dengan kelakuan zat cair. Pada keadaan ini zat cair berada pada titik kritisnya. Temperatur, tekanan dan volume molar pada titik kritis masing-masing disebut sebagai temperatur kritis, tekanan kritis dan volume kritis. Harga-harga dari masing-masing besaran ini tetap untuk suatu zat. Jika temperatur terus dinaikkan di atas temperatur kritisnya, semua massa air akan tetap berstatus gas sekalipun tekanan ditambah.

Dari uraian di atas dapat diambil kesimpulan sebagai berikut.

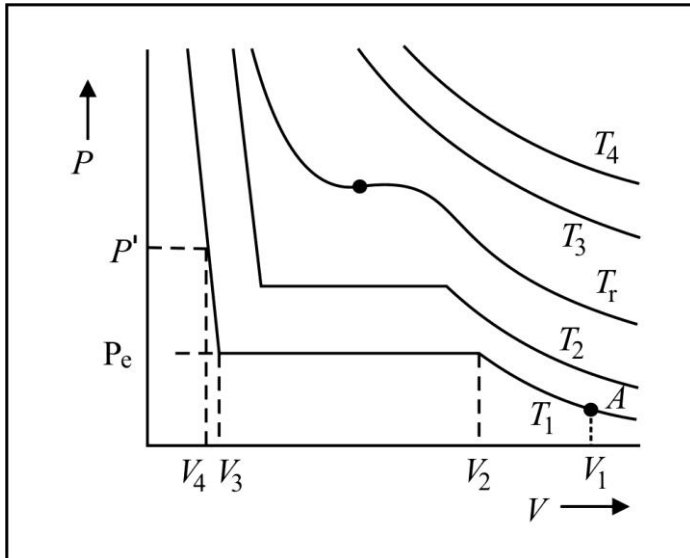
Tidak ada zat cair dapat terbentuk di atas temperatur kritisnya.

F. ISOTERM GAS NYATA

Berbeda dengan gas ideal hubungan tekanan-volum untuk gas nyata tidak berbentuk kurva asimtot tetapi dapat berupa kurva yang memiliki nilai minimum, maksimum, atau titik belok. Gambar 1.4 memperlihatkan hubungan antara tekanan dan temperatur pada berbagai isoterm. Misalkan suatu gas berada dalam tabung berpiston yang digambarkan oleh titik A. temperaturnya dipertahankan tetap pada T_1 . Secara perlahan piston ditekan sehingga volumenya berubah dari V_1 menjadi V_2 . Sesuai dengan berkurangnya volum, tekanan meningkat secara perlahan sampai V_2 dicapai. Pengurangan volum sepanjang V_2 sampai V_3 ternyata tidak mengubah tekanan. Sementara itu pengurangan sedikit saja V_3 menjadi V_4 mampu meningkatkan tekanan yang sangat besar, dari P_e ke P' .

Bagaimana hal tersebut dapat dijelaskan? Pada V_2 tetesan cairan mulai muncul. Proses kondensasi terjadi sepanjang perubahan volum dari V_2 sampai V_3 . Selama perubahan volum dari V_2 ke V_3 cairan yang terbentuk makin banyak. Sementara tekanannya tetap P_e , yakni tekanan uap saat kesetimbangan antara cairan dan uapnya pada temperatur T_1 . Pada V_3 jejak terakhir gas menghilang pada tekanan uap kesetimbangan (P_e) cairan.

Selanjutnya pengurangan volum sedikit saja akan meningkatkan tekanan secara tajam dari P_e ke P' , karena cairan hampir tidak dapat ditekan.



Gambar 1.7.
Isoterm gas nyata

Garis kesetimbangan (V_2 menuju V_3) akan semakin pendek pada isoterm yang lebih tinggi, yang pada akhirnya pada temperatur kritis (biasa disebut isoterm kritis) garis tersebut menjadi sebuah titik. Selanjutnya jika temperaturnya pada isoterm yang lebih tinggi lagi bentuk kurva berubah menjadi mirip dengan bentuk kurva gas ideal.

Salah satu contoh isoterm yang memperlihatkan kemiripan dengan isoterm gas nyata adalah isoterm gas CO_2 . Pada temperatur $13,1^\circ\text{C}$ gas CO_2 memperlihatkan tekanan kesetimbangan yang cukup panjang. Makin tinggi temperaturnya, garis kesetimbangan tersebut semakin pendek. Pada temperatur $31,1^\circ\text{C}$ garis kesetimbangan menghilang. Temperatur ini merupakan isoterm kritis untuk gas CO_2 , di atas temperatur ini isoterm menjadi mirip dengan isoterm gas ideal. Gas hanya dapat dicairkan (dikondensasi) di bawah temperatur kritisnya. Di atas temperatur kritis gas tak mungkin dicairkan (bersifat seperti gas ideal).

G. KEADAAN KRITIS GAS VAN DER WAALS

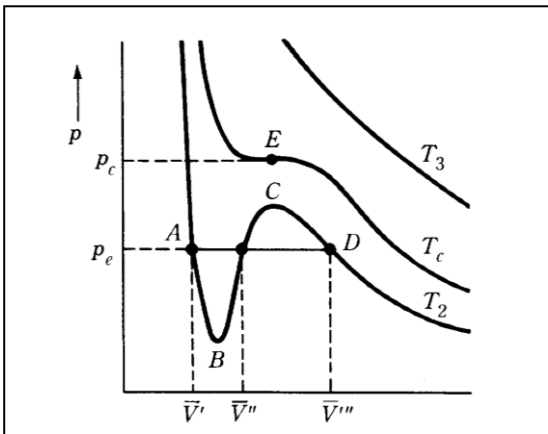
Persamaan van der Waals dalam bentuk seperti di bawah ini.

$$\left(P + \frac{a}{\bar{V}^2}\right)(\bar{V} - b) = RT$$

dapat disusun ulang dengan menggunakan sifat distribusi, kemudian hasilnya dikalikan dengan \bar{V}^2 / P sehingga diperoleh persamaan van der Waals dalam bentuk lain, yaitu

$$\bar{V}^3 - \left(b + \frac{RT}{P}\right)\bar{V}^2 + \frac{a}{P}\bar{V} - \frac{ab}{P} = 0 \quad (1.46)$$

Persamaan (1.46) adalah persamaan volum pangkat tiga, yang berarti bahwa untuk P dan T tertentu ada 3 nilai volum, misalnya pada P_c dan T_2 dalam Gambar (6). Pada ketiga volum tersebut ada kesetimbangan antara fasa cair dan uap. Daerah kesetimbangan 2 fasa tersebut makin menyempit dengan naiknya temperatur, sehingga akhirnya tercapai temperatur dan tekanan kritis, yakni T dan P di mana gas tak mungkin dikondensasi. Volum pada keadaan ini disebut volum kritis, diberi simbol V_c .



Gambar 1.8.
Isoterm gas van der Waals

Dalam persamaan gas van der Waals, P sebagai fungsi V merupakan fungsi parabola. Dengan demikian pada titik tertentu garis akan membelok dan mempunyai harga maksimum atau minimum seperti terlihat pada Gambar 1.8. Garis akan membelok jika diferensial turunan pertama fungsi berharga sama dengan nol. Demikian pula harga maksimum dan minimum akan diperoleh jika diferensial turunan kedua fungsi berharga sama dengan nol.

Nilai volum kritis dapat diperoleh dengan cara menggunakan sifat turunan pertama dan kedua dari persamaan van der Waals yang dinyatakan dalam keadaan kritis, sehingga Persamaan (1.40) menjadi

$$P_c = \frac{RT_c}{V_c - b} - \frac{a}{V_c^2} \quad (1.47)$$

Pada titik belok berlaku

$$\left(\frac{\partial P}{\partial V}\right)_{T_c} = 0 \text{ dan } \left(\frac{\partial^2 P}{\partial V^2}\right)_{T_c} = 0$$

Oleh karena itu, jika Persamaan (1.40) diturunkan terhadap volum akan diperoleh

$$\left(\frac{\partial P_c}{\partial \bar{V}_c}\right)_{T_c} = -\frac{RT_c}{(\bar{V}_c - b)^2} + \frac{2a}{\bar{V}_c^3} = 0 \quad (1.48)$$

$$\left(\frac{\partial^2 P_c}{\partial \bar{V}_c^2}\right)_{T_c} = \frac{2RT_c}{(\bar{V}_c - b)^3} - \frac{6a}{\bar{V}_c^4} = 0 \quad (1.49)$$

Dari Persamaan (1.40), (1.41), dan (1.42) dapat diperoleh nilai-nilai tetapan van der Waals, yang dinyatakan dalam besaran-besaran kritis, yaitu:

$$a = 3 \bar{V}_c^2 P_c \quad (1.50)$$

$$b = \frac{1}{3} \bar{V}_c \quad (1.51)$$

Dengan menggunakan Persamaan (1.43) dan (1.44) dapat dievaluasi nilai-nilai tekanan dan volum pada keadaan kritis, dan diperoleh hasil

$$P_c = \frac{3RT_c}{8\bar{V}_c} \quad (1.52)$$

$$\bar{V}_c = \frac{3RT_c}{8P_c} \quad (1.53)$$

$$R = \frac{8P_c\bar{V}_c}{3T_c} \quad (1.54)$$

Hubungan ini diuji dengan membuktikan bahwa faktor pemampatan kritis Z_c , dimana $Z_c = \frac{P_c\bar{V}_c}{RT_c} = \frac{3}{8}$ untuk semua gas.

Nilai tetapan kritis untuk beberapa gas tertera pada Tabel 1.2.

Tabel 1.2.
Keadaan kritis beberapa gas

Gas	P_c /(MPa)	\bar{V}_c /(10^{-6} m ³)	T_c /K
He	0,229	62	5,25
H ₂	1,30	65	33,2
N ₂	3,40	90	126
O ₂	5,10	75	154
CO ₂	7,40	95	304
SO ₂	7,80	123	430
H ₂ O	22,10	57	647
Hg	360,00	40	1900

H. HUKUM KEADAAN SEHUBUNGAN

Konstanta kritis menunjukkan sifat khusus suatu gas, sehingga apabila dibuat skala menggunakan sifat ini sebagai ukuran maka sifat-sifat beberapa gas dapat dibandingkan. Substitusi nilai-nilai a, b, dan R (Persamaan 1.43, 1.44, dan 1.47) ke dalam persamaan van der Waals menghasilkan persamaan:

$$P = \frac{8P_c\bar{V}_cT}{3T_c(\bar{V} - \bar{V}_c/3)} - \frac{3P_c\bar{V}_c^2}{\bar{V}^2} \quad (1.55)$$

Persamaan ini dapat disusun ulang menjadi:

$$\frac{P}{P_c} = \frac{8(T/T_c)}{3(\bar{V}/V_c) - 1} - \frac{3}{(\bar{V}/V_c)^2} \quad (1.56)$$

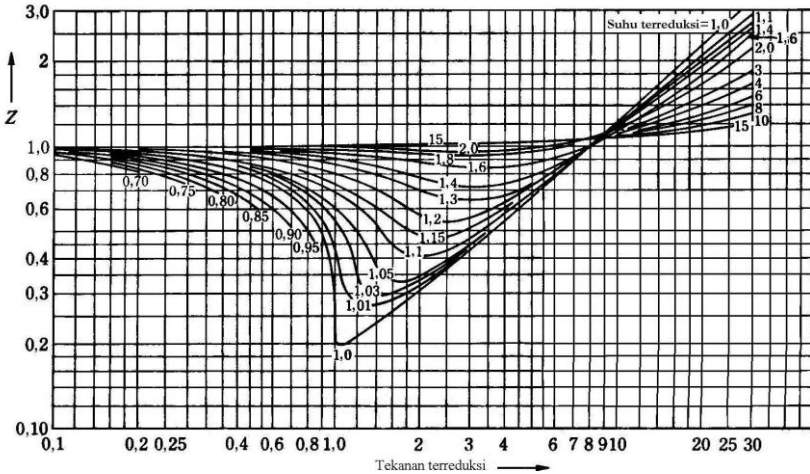
Persamaan (1.49) ternyata hanya mengandung hubungan-hubungan P/P_c , T/T_c , dan V/V_c . Besaran-besaran tersebut dikenal sebagai variabel tereduksi,

1. Tekanan tereduksi : $p_r = \frac{P}{P_c}$
2. Volume tereduksi : $V_r = \frac{V_m}{V_c}$
3. Temperatur tereduksi : $T_r = \frac{T}{T_c}$

Sehingga persamaan (1.49) di atas menghasilkan bentuk persamaan keadaan baru.

$$p_r = \frac{8T_r}{3V_r - 1} - \frac{3}{V_r^2} \quad (1.57)$$

Hasil pengamatan van der Waals menunjukkan bahwa gas-gas nyata yang memiliki tekanan tereduksi dan temperatur tereduksi yang sama akan memiliki volume tereduksi yang sama pula. Pernyataan tersebut merupakan *hukum keadaan sehubungan*.



Gambar 1.9.
 Faktor kompresibilitas, Z, terhadap tekanan tereduksi, P_r ,
 pada berbagai suhu tereduksi

I. TEMPERATUR BOYLE

Temperatur Boyle didefinisikan sebagai temperatur di mana plot nilai Z terhadap tekanan, P, mendekati garis $Z = 1$ secara asimtot apabila P mendekati nol adalah.

$$\lim_{P \rightarrow 0} \left(\frac{\partial Z}{\partial P} \right)_T = 0 \tag{1.58}$$

Pada temperatur tersebut sifat dari gas akan mendekati ideal.

Contoh Soal:

Tentukanlah temperatur Boyle untuk gas yang mengikuti persamaan van der Waals!

Jawab:

Untuk menentukan temperatur Boyle, persamaan van der Waals harus diubah dalam bentuk nilai Z sebagai fungsi P. Kemudian, persamaan tersebut diturunkan terhadap P pada temperatur tetap dengan catatan \bar{V} sangat besar. Akhirnya, diterapkan aturan temperatur Boyle pada hasil turunannya.

$$Z = 1 + \left(b - \frac{a}{RT}\right) \frac{P}{RT} + \left(\frac{b}{RT}\right)^2 P^2 \quad (1.59)$$

$$\left(\frac{\partial Z}{\partial P}\right)_T = \left(b - \frac{a}{RT}\right) \frac{1}{RT} + 2\left(\frac{b}{RT}\right)^2 P$$

$$\lim_{P \rightarrow 0} \left(\frac{\partial Z}{\partial P}\right)_T = 0$$

$$\left(b - \frac{a}{RT_B}\right) \frac{1}{RT_B} = 0$$

$$\frac{1}{RT_B} \neq 0, \quad \text{maka} \quad \left(b - \frac{a}{RT_B}\right) = 0$$

Dengan demikian $T_B = \frac{a}{Rb}$.



LATIHAN

Untuk memperdalam pemahaman Anda mengenai materi di atas, kerjakanlah latihan berikut!

- 1) Jelaskan bagaimana persamaan van der Waals memperlihatkan penyimpangan gas nyata dari hukum gas ideal!
- 2) Sebuah tabung berisi gas etilena, C_2H_4 , dengan tekanan 100 atm dan temperatur 313 K. Berapakah faktor kompresibilitas, Z , gas ini jika temperatur dan tekanan kritis gas tersebut masing-masing adalah 283 K dan 50,9 atm.
- 3) Perkirakan temperatur Boyle untuk gas yang mengikuti persamaan keadaan berikut

$$P\bar{V} = RT + APT - BP$$

Dengan \bar{V} adalah volume molar, sedangkan A dan B adalah suatu tetapan.

Petunjuk Jawaban Latihan

- 1) Lihat kembali uraian virial persamaan keadaan van der Waals.
- 2) Persamaan tereduksi diketahui efektif karena berlaku untuk semua gas tanpa bergantung pada konstanta gas yang beraneka ragam.
 - a) tentukan nilai T_r dan P_r
 - b) gunakan $T_r = \frac{T}{T_c}$ dan $P_r = \frac{P}{P_c}$.
 - c) tentukan nilai Z berdasarkan nilai T_r dan P_r menggunakan gambar.
 - d) tarik garis tegak mulai dari P_r sampai berpotongan dengan kurva T_r ; kemudian tarik garis mendatar ke kiri sehingga memotong nilai Z .
- 3) Untuk menentukan temperatur Boyle, persamaan keadaan harus diubah dalam bentuk nilai Z sebagai fungsi P . Kemudian, persamaan tersebut diturunkan terhadap P pada temperatur tetap dengan catatan \bar{V} sangat besar. Akhirnya, diterapkan aturan temperatur Boyle pada hasil turunannya.

$$\lim_{P \rightarrow 0} \left(\frac{\partial Z}{\partial P} \right)_T = 0.$$

**RANGKUMAN**

Perilaku gas yang sebenarnya (gas nyata) tidaklah sesuai dengan yang telah dibahas, ia menyimpang dari keadaan ideal, karena adanya gaya tarik-menarik antarmolekul (terutama pada tekanan tinggi) dan volum molekul-molekulnya tidak dapat diabaikan begitu saja. Untuk menggambarkan penyimpangan secara jelas, dapat dinyatakan dengan perbandingan volum molarnya, \bar{V} , terhadap volum molar gas ideal $\bar{V}_{id} = RT/P$. Perbandingan ini disebut faktor kompresibilitas, biasa dilambangkan dengan Z , yang dinyatakan sebagai berikut

$$Z \equiv \frac{\bar{V}}{\bar{V}_{id}} = \frac{P\bar{V}}{RT}.$$

Untuk gas ideal, nilai $Z = 1$ dan tidak bergantung pada suhu serta tekanan. Sedangkan untuk gas nyata nilai Z tidak selamanya sama dengan 1, ia merupakan fungsi suhu dan tekanan, $Z = Z(T, P)$.

Penyimpang yang terjadi pada gas nyata disebabkan oleh adanya gaya tarik-menarik antarmolekul dan volum molekul-molekulnya tidak dapat diabaikan. Sama halnya dengan volum, karena ada gaya tarik menarik antar molekul maka tekanan gas juga harus dikoreksi.

Suatu persamaan yang dapat menggambarkan perilaku gas pada tekanan tinggi adalah persamaan keadaan virial yang dikembangkan oleh Kammerlingh Onnes.

Faktor kompresibilitas atau faktor daya mampat (Z) merupakan ukuran keidealan suatu gas. Bagi gas ideal, $Z = 1$, sedangkan bagi gas nyata $Z \neq 1$. Makin menyimpang Z dari nilai satu, makin tidak ideal gas yang bersangkutan.



TES FORMATIF 2

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Harga tetapan van der Waals, b , timbul sebagai faktor koreksi dari
 - A. adanya tekanan kohesi
 - B. adanya gaya tarik menarik antar molekul
 - C. volume fisik dari gas
 - D. temperatur efektif
- 2) Faktor kompresibilitas (Z) digunakan untuk mengamati penyimpangan gas dari keadaan ideal, harga Z untuk gas ideal adalah
 - A. $Z=1$
 - B. $Z>1$
 - C. $Z<1$
 - D. $Z\neq 1$
- 3) Bagaimana harga tekanan dari suatu gas apabila dihitung menggunakan persamaan van der Waals dibandingkan pada penggunaan hukum gas ideal
 - A. lebih besar
 - B. lebih kecil
 - C. sama
 - D. dapat lebih besar ataupun lebih kecil
- 4) Satu mol gas metana dimasukkan ke dalam suatu wadah bervolume 0,248 L pada 25°C . Gunakan persamaan van der Waals untuk memperkirakan tekanan gas, apabila diketahui $a = 2,26 \text{ L}^2 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-2}$ dan $b = 0,043 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- A. 100 atm
 B. 82,6 atm
 C. 73,4 atm
 D. 93,5 atm
- 5) Berapakah harga dari Z_c , faktor kompresibilitas pada keadaan kritis untuk gas-gas van der Waals?
 A. 1
 B. 0,5
 C. 0,375
 D. 2
- 6) Bentuk tereduksi dari persamaan gas van der Waals adalah
 A. $p_r = \frac{8T_r}{3V_r - 1} - \frac{3}{V_r^2}$
 B. $p_r = \frac{T_r}{3V_r - 1} - \frac{1}{V_r^2}$
 C. $p_r = \frac{8T_r}{3V_r} - \frac{3}{V_r^2}$
 D. $p_r = \frac{8T_r}{V_r - 1} - \frac{3}{V_r}$
- 7) Tetapan van der Waals a dan b dari gas CO_2 adalah $3,59 \text{ L}^2 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-2}$ dan $0,0428 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. Apabila 1 mol gas ini disimpan dalam wadah bervolume 0,5 L dengan tekanan 43,6 atm, berapakah harga temperaturnya
 A. 333 K
 B. 318 K
 C. 323 K
 D. 348 K
- 8) Konstanta-konstanta kritis dari klorin adalah $T_c = 144,0^\circ\text{C}$ dan $P_c = 76,1 \text{ atm}$. Hitunglah nilai tetapan van der Waals, a , dari klorin!
 A. $6,48 \text{ L}^2 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-2}$
 B. $0,77 \text{ L}^2 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-2}$
 C. $66,6 \text{ L}^2 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-2}$
 D. $5,46 \text{ L}^2 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-2}$

- 9) Diketahui harga tetapan-tetapan van der Waals dari gas hidrogen adalah $a = 0,24 \text{ L}^2 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-2}$ dan $b = 0,0266 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. Hitunglah temperatur Boyle dari gas ini!
- 100 K
 - 330 K
 - 23 K
 - 110 K

10) Diketahui persamaan gas Berthelot $P = \frac{RT}{(\bar{V} - b)} - \frac{a}{T\bar{V}^2}$.

Carilah ungkapan temperatur Boyle-nya!

- $T_B = \frac{a}{Rb}$
- $T_B = \frac{a}{b}$
- $T_B = \frac{1}{Rb}$
- $T_B = \sqrt{\frac{a}{Rb}}$

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban Tes Formatif 2 yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 2.

$$\text{Tingkat penguasaan} = \frac{\text{Jumlah Jawaban yang Benar}}{\text{Jumlah Soal}} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan: 90 - 100% = baik sekali

80 - 89% = baik

70 - 79% = cukup

< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan modul selanjutnya. **Bagus!** Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 2, terutama bagian yang belum dikuasai.

Kunci Jawaban Tes Formatif

Tes Formatif 1

- 1) D Pada gas ideal, diterapkan dua asumsi yaitu gaya tarik menarik antar gas dan volume fisik gas diabaikan.
- 2) C Volume gas dipengaruhi oleh temperatur, tekanan dan jumlah mol. Tetapi pada saat temperatur dan tekanan dijaga konstan volume gas hanya merupakan fungsi dari jumlah mol.
- 3) D Kombinasi dari hukum Boyle $PV = k_1$ dan hukum Gay Lussac $V/T = k_2$. Akan menghasilkan $PV/T = k$.
- 4) C Buka kembali bagian Hukum Avogadro.
- 5) A Temperatur dan mol zat konstan, sehingga berlaku:

$$PV = nRT = k$$

$$12\text{bar} \times 3\text{L} = 0,032\text{bar} \times V_2$$

$$V_2 = 1125\text{L} = 1125\text{dm}^3 = 1,125\text{m}^3$$

- 6) D komposisi zat konstan, sehingga berlaku

$$\frac{PV}{T} = \frac{n}{R} = k$$

$$\frac{1\text{bar} \times 1\text{L}}{288\text{K}} = \frac{1,6 \times 10^{-11} \times V}{1580\text{K}}$$

$$V = 3,4 \times 10^{11}$$

- 7) C $P = \frac{n_i RT}{V} = \frac{m_i RT}{VM} = \rho \frac{RT}{M}$

$$M = \frac{\rho RT}{P} = \frac{0,9816\text{g/L} \times 0,082\text{L.atm/Kmol} \times 273\text{K}}{0,5\text{atm}}$$

$$M = 44\text{g/mol}$$

- 8) D $P = \frac{n_i RT}{V} = \frac{m_i RT}{VM} = \rho \frac{RT}{M}$

$$M = \frac{\rho RT}{P} = \frac{1,61\text{g/L} \times 0,082\text{L.atm/Kmol} \times 298\text{K}}{1\text{atm}}$$

$$M = 39\text{g/mol}$$

Di antara pilihan A sampai D, gas yang paling mungkin adalah Argon.

$$9) \quad A \quad V = \frac{\sum nRT}{P} = \frac{(n_1 + n_2)RT}{P}$$

$$V = \frac{\left(\frac{100g}{2g/mol} + \frac{100g}{28g/mol} \right) \times 0,082L \cdot atm / Kmol \times 298K}{1atm}$$

$$V = 1309L$$

- 10) B Tekanan dan volume dari wadah konstan sehingga berlaku:
 $n \times T = \text{konstan.}$
 $2\text{mol} \times T = 2,6 \text{ mol} \times (T-15).$
 $0,6T = 39.$
 $T = 65K.$

Tes Formatif 2

- 1) C Faktor koreksi b adalah volume fisik sehingga mengurangi harga Volume ruang dari gas menjadi (V-nb).
 2) A $Z = \frac{PV}{nRT}$, di mana untuk gas ideal harganya akan sama dengan 1.
 3) B Perhatikan persamaan gas van der Waals

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT \text{ atau}$$

$$P = \frac{nRT}{(V - nb)} - \frac{an^2}{V^2}$$

Karena nilai a dan b selalu positif maka harga P akan selalu lebih kecil dari P yang dihitung menggunakan persamaan gas ideal $PV = nRT$.

- 4) B Gunakan persamaan gas van der Waals,

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{an^2}{V^2}$$

$$P = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,08205 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{0,248 \text{ L} - (1 \text{ mol} \cdot 4,3 \cdot 10^{-2} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1})} - \frac{2,29 \text{ atm} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot 1 \text{ mol}^2}{(0,248 \text{ L})^2}$$

$$P = 82,6 \text{ atm}$$

- 5) C $Z_c = \frac{P_c \bar{V}_c}{RT_c} = \frac{3}{8} = 0,375.$

- 6) A Lihat kembali bagian 2.8.
 7) C Gunakan persamaan gas van der Waals,

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{an^2}{V^2}$$

$$43,6 \text{ atm} = \frac{1 \text{ mol} \times 0,08205 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1} \cdot T}{0,5 \text{ L} - (1 \text{ mol} \cdot 4,28 \cdot 10^{-2} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1})} - \frac{3,59 \text{ atm} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot 1 \text{ mol}^2}{(0,5 \text{ L})^2}$$

$$T = 323 \text{ K}$$

- 8) A Dengan mensubstitusikan harga P_c , V_c dan T_c , akan didapat bahwa

$$a = \frac{27R^2T_c^2}{64P_c}$$

- 9) D Harga temperatur Boyle untuk gas van der Waals.

$$T_B = \frac{a}{Rb}$$

- 10) D Pertama-tama ubahlah persamaan Berthelot ke dalam bentuk virial, sehingga dihasilkan:

$$Z = 1 + \left(b - \frac{a}{RT^2} \right) \frac{P}{RT} + \left(\frac{b}{RT} \right)^2 P^2$$

$$\left(\frac{\partial Z}{\partial P} \right)_T = \left(b - \frac{a}{RT^2} \right) \frac{1}{RT} + 2 \left(\frac{b}{RT} \right)^2 P$$

$$\lim_{P \rightarrow 0} \left(\frac{\partial Z}{\partial P} \right)_T = 0$$

$$\left(b - \frac{a}{RT_B^2} \right) \frac{1}{RT_B} = 0$$

$$\frac{1}{RT_B} \neq 0, \quad \text{maka} \quad \left(b - \frac{a}{RT_B^2} \right) = 0$$

$$\text{Dengan demikian } T_B = \sqrt{\frac{a}{Rb}}$$

Glosarium

- Hukum Boyle** : menyatakan pada suhu tetap volum gas berbanding terbalik dengan tekanan gas.
- Hukum Boyle-Gay Lussac** : menyatakan perbandingan antara perkalian tekanan dan volum terhadap suhu mutlak adalah tetap.
- Hukum Charles** : menyatakan pada tekanan tetap, volume gas berbanding terbalik dengan suhu mutlaknya.
- Hukum Dalton** : menyatakan bahwa tekanan total campuran gas merupakan jumlah aljabar dari tekanan parsialnya.
- Hukum dasar gas** : adalah hukum-hukum yang membahas tentang persamaan keadaan gas, dikenal ada hukum Boyle, hukum Charles, hukum Boyle-Gaylussac, hukum Dalton dan hukum gas ideal.
- Hukum gas ideal** : dinyatakan dengan persamaan $pV = n R T$, dengan p adalah tekanan gas, V volume gas, n jumlah mol gas, R tetapan gas ideal dan T adalah suhu mutlak.

Daftar Pustaka

- Atkin, P.W. (1986). *Physical Chemistry*. New York: WH Freeman & Co.
- Barrow, G.M. (1996). *Physical Chemistry*. Sixth Edition. New York: McGraw-Hill Internasional.
- Castellan, G., (1983). *Physical Chemistry*. Third Edition. Massachusetts: Addison Wesley.
- Chang, R., (1981). *Physical Chemistry with Application to Biological Systems*. New York: Macmillan Publishing Co., Inc.
- Leidler, K.J. (1988). *Physical Chemistry*. New York, Houghton Mifflan Company., Second Edition, New Delhi: Tata McGraw-Hill Publishing Company.
- Leidler, K.J. dan Meiser, J.H. (1999). *Physical Chemistry*. New York: Houghton Mifflan Company., Third Edition.
- Levine, I.N., (1995). *Physical Chemistry*. 4th edition, New York : McGraw-Hill Kogakusha.
- Maron, S.H., and Lando B. (1974). *Fundamentals of Physical Chemistry*. New York: Macmillan.
- Moore, W.J. (1986). *Basic Physical Chemistry*. New Delhi: Prentice-Hall of India.
- Ijang Rohman, Sri Mulyani. (2004). *Kimia Fisika I, Jurusan Kimia*. Bandung: FPMIPA Universitas Pendidikan Indonesia.