

BAB - 8 G A S

1. Particle Density (Rapat Jenis Partikel)

Massa dari sebuah atom atau molekul biasanya dinyatakan dalam *atomic mass unit* (u) atau massa unit atom. Yang mana penentuan massa ini didasarkan pada massa atom karbon ^{12}C , dengan massa 12.00000 u. Sebuah atom hidrogen H mempunyai 1/12 massa atom karbon, yang artinya massanya adalah 1.0 u. massa dari sebuah molekul hydrogen H_2 adalah 2.0 u, karena setiap molekul mengandung dua atom hydrogen yang saling terikat. Hampir sama, massa atom oksigen O adalah 16.0 u, yang mana massa molekul oksigen O_2 adalah 32.0 u.

Tetapan massa atom ^{12}C ditemukan secara eksperimen, yaitu :

$$m_{12c} = 19.92637 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Dari definisi $m_{12c} = 12.00000u$

Maka konversi untuk 1 u adalah :

$$1u = \frac{19392637 \times 10^{27} \text{ kg}}{12} = 1.660531 \times 10^{-27} \text{ kg} = 1.660531 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Untuk berbagai tujuan sangat cocok untuk menentukan banyaknya isi dalam mol. Mol merupakan nomor standar dari molekul, yang sama dengan nomor N dari 12 g atom karbon. Massa dari N atom karbon Nm_C , adalah :

$$Nm_C = 12 \text{ g}$$

Atau

$$N = \frac{12 \text{ g}}{m_C} = \frac{12 \text{ g}}{19.9 \times 10^{-24} \text{ g}} = 6.02 \times 10^{23}$$

Ini merupakan *Bilangan Avogrado*.

Jika massa sebuah molekul ditulis:

$$m = M u = (1.66 \times 10^{-24} M) \text{ g}$$

maka massa μ untuk 1 mol molekul adalah;

$$\mu = Nm$$

$$= (6.02 \times 10^{23})(1.66 \times 10^{-24})(M) \text{ g}$$

$$= M \text{ g}$$

Artinya massa untuk 1 molekul sama dengan $M u$ dari sebuah molekul dalam massa unit atomik. Jika μ adalah massa dari 1 mol substansi dalam gram, n mol dari substansi mempunyai massa $n\mu$ dalam gram. Jika substansi menempati ruang dalam volume V , maka rapat jenis ρ per sentimeter kubik adalah :

$$\rho = \frac{n\mu}{V} \dots\dots\dots(1.1)$$

Rapat jenis partikel η dinyatakan sebagai jumlah dari molekul per unit volume.

Ketika n mol mengandung nN molekul, rapat jenis partikel dari n mol yang terkandung dalam volume V adalah :

$$\eta = \frac{nN}{V} \dots\dots\dots(1.2)$$

Contoh: Sebuah botol dengan volume 1500 cm^3 mengandung 8 g oksigen, berapakah rapat jenis partikel oksigen dalam botol ? diketahui massa 1 mol oksigen ($M = 32$) adalah $M = 32 \text{ g}$, yang mana terdapat $\frac{1}{4}$ mol oksigen dalam botol atau $\frac{1}{4} N$ molekul.

Jawab:

$$\begin{aligned} \eta &= \frac{\frac{1}{4} N}{1500 \text{ cm}^3} = \frac{0.25 \times 6 \times 10^{23}}{1500 \text{ cm}^3} \text{ molekul} \\ &= 10^{20} \text{ molekul/cm}^3 \end{aligned}$$

2. Temperatur

Seperti kita ketahui bahwa temperatur adalah pengukuran terhadap panas atau dinginya suatu benda. Dan alat untuk mengukur temperatur suatu benda adalah termometer. Termometer normal yang biasa digunakan dalam laboratorium terdiri dari pipa gelas yang panjang dengan salah satu ujungnya bengkok. Salah satu ujung pipa diisi oleh cairan, biasanya raksa. Temperatur air dan campuran es dinyatakan dalam 0°C dalam skala celcius. Untuk mengkalibrasi termometer adalah pertama – tama masukkan ke dalam campuran air – es, dan garis yang terdapat pada pipa tersebut digoreskan pada sisi luar pipa yang bearlawanan dengan letak dari tutup tiang raksa. Termometer kemudian ditempatkan dalam air yang mendidih, temperatur yang dijaga harus 100°C . ketika dipanaskan, raksa akan memuai melebihi gelas, sehingga raksa akan naik pada pipa gelas.

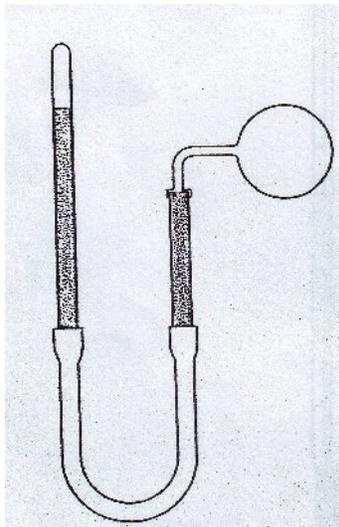


Gambar (1.1)

Garis kedua digoreskan pada pipa yang berlawanan dengan letak puncak kolom raksa setelah berhenti naik. Temperatur intermediate (menengah) dibuat pada termometer dengan pembagian jarak antara 0°C dan 100°C ke dalam interval yang sama yaitu 100. temperatur benda dapat diukur dengan termometer ini dengan menempatkan bulb yang didekatkan dengan benda.

Sayangnya, pengukuran temperatur dengan cara ini bergantung pada beberapa tingkat liquid (cairan) yang digunakan dalam termometer. Misalnya termometer raksa dan termometer alkohol, keduanya dikalibrasi dengan cara yang sama. Ketika gas berperilaku sama pada rapat jenis yang rendah, termometer gas cair digunakan untuk standar definisi dari temperatur.

Pada termometer gas standar, gas cair diisikan pada *glass bulb* yang dihubungkan dengan pipa yang sempit ke dalam manometer yang diisi raksa. Sisi kiri dari termometer ditandai pada tekanan nol, sehingga perbedaan ketinggian dari dua kolom raksa sama terhadap tekanan absolut dari gas. Kedua sisi dari manometer dihubungkan dengan pipa karet fleksibel untuk membuat sisi kiri relatif naik dan turun terhadap sisi kanan. Selama penggunaan alat ini, sisi sebelah kiri digerakkan naik dan turun sampai raksa pada sisi kanan mencapai puncak pipa manometer.



Gambar (1.2) termometer gas standar

Instrumen ini dikalibrasi dengan pengukuran temperatur mutlak p_i pada *bulb* ketika berada dalam campuran air dan es (temperatur es). Ketika *bulb* kemudian ditempatkan dalam air yang mendidih (temperatur uap), tekanan gas naik, sehingga beberapa raksa ditekan keluar pada pipa sebelah kiri. Dengan menaikkan pipa sebelah kanan maka raksa yang berada pada pipa sebelah kanan dibawa kembali ke puncak pipa. Setelah semua penambahan ini dibuat, tekanan p_s dari gas pada temperatur uap diukur. Harga p_i dan p_s bergantung tentu saja jumlah gas dalam *bulb*. Tetapi, jika rapat jenis partikel η cukup kecil, perbandingan p_s / p_i tidak bergantung baik pada besar η atau komposisi kimia dari gas. Ini merupakan konstanta universal.

$$p_s / p_i = 1.3661$$

Satu hal yang spesial dari temperatur es dan uap adalah mereka dapat secara mudah dihasilkan kembali dilaboratorium, sehingga sangat cocok sebagai batas pengkalibrasian. Tetapi perbandingan p / p_i , dimana p adalah tekanan pada *bulb* pada berbagai temperatur. Temperatur mutlak diperoleh dengan :

$$T = a \frac{p}{p_i} \dots\dots\dots(1.3)$$

Dimana p adalah tekanan pada *bulb* pada temperatur ini, dan a adalah konstanta yang berubah – ubah.

Konstanta ini dipilih untuk membuat perbedaan antara temperatur uap T_S dan temperatur es T_i yang tepatnya 100 unit temperatur, atau kelvins (K). Sehingga dari persamaan (1.3) dengan mengganti p dengan p_s dan p , menghasilkan :

$$T_S = a \frac{p_s}{p_i} = 1.3661a$$

$$T_S = a \frac{p_i}{p_i} = a$$

Sehingga perbedaan T_S dan T_i adalah :

$$T_S - T_i = 1.3661a - a = 0.3661a$$

Samakan dalam 100 K didapat :

$$T_S - T_i = 100K = 0.3661a$$

$$\text{Atau } a = \frac{100K}{0.3661} = 273.15K \quad \dots\dots\dots(1.4)$$

Sehingga temperatur mutlak pada *bulb* pada tekanan p adalah

$$T = 273.15K \times \frac{p}{p_i}$$

Sebuah temperatur t pada skala celcius dihubungkan dengan temperatur mutlak adalah ;
 $t = T - 273.15 \quad \dots\dots\dots(1.5)$

pada skala ini temperatur es adalah 0°C dan temperatur uap adalah 100°C, dan nol mutlak adalah -273.15°C. Untuk celcius penggunaan derajat ° dipakai tapi dalam kelvin tidak.

3. Gas ideal

Hukum Gas Ideal

Sebuah gas ideal adalah gas yang molekul – molekulnya terpisah jauh satu sama lain yang mana mereka jarang bertubrukan satu sama lain. Pada keadaan ini untuk berbagai gas nyata pada rapat jenis partikel yang rendah, semua gas adalah ideal pada densitas yang rendah. Persamaan (1.3) dapat juga ditulis:

$$p = \frac{p_i}{a} T \quad \dots\dots\dots(1.6)$$

Dapat dikatakan bahwa pada saat volume konstan tekanan gas ideal adalah sebanding dengan temperatur mutlak.

Kebergantungan p pada volume dari gas dapat diperoleh dari persamaan (1.6) dengan anggapan bahwa p_i , tekanan gas pada temperatur es sebanding dengan rapat jenis partikel :

$$p_i - b\eta \dots\dots\dots(1.7)$$

b merupakan konstanta lain dari komposisi gas.

Anggapan ini cukup beralasan karena seperti yang akan dibahas pada bab selanjutnya, tekanan pada gas disebabkan oleh tumbukan antara molekul gas dengan dinding.

Rapat jenis partikel dihubungkan dengan jumlah mol n dan volume V gas pada persamaan (1.3), sehingga persamaan (1.7) dapat ditulis :

$$p_i = \frac{bnN}{V}$$

Persamaan di atas disubstitusikan ke dalam persamaan (1.6), didapat :

$$p = n \frac{bN}{a} \frac{T}{V} \dots\dots\dots(1.8)$$

Kuantitas bN/a adalah konstanta gas R. Satuannya adalah energi / kelvin dan besarnya adalah

$$R = \frac{bN}{a} = 8.314J / K$$

Sehingga persamaan (1.8) dalam R adalah :

$$p = \frac{nRT}{V}$$

Atau biasa ditulis :

$$pV = nRT \dots\dots\dots(1.9)$$

persamaan (1.9) adalah pernyataan hukum gas ideal. Yang diberikan hubungan antara tekanan p , volume V dan temperatur T dari n mol sebuah gas ideal. Dengan temperatur adalah temperatur mutlak dalam Newtons/m², volume dalam m³ dan temperatur adalah temperatur mutlak dalam Kelvin.

Hukum Dalton pada tekanan parsial

Sebuah mol udara kering mengandung 6.02×10^{23} molekul, yang mengandung 78.1 persen molekul nitrogen, 20.9 persen oksigen, 0.9 persen argon, dan 0.03 persen karbondioksida. Ketika kita hitung ada 44.5 mol gas ideal dalam 1m³ pada keadaan STP, ada $44.5 \times 0.209 = 9.31$

mol oksigen dalam 1m³ udara pada keadaan STP. Pada persamaan (1.9) nilai tekanannya di[peroleh :

$$p_{O_2} = \frac{nRT}{V} = \frac{(931 \times 8.31 \text{ J/K})(273 \text{ K})}{1 \text{ m}^3} = 0.211 \times 10^5 \text{ N/m}^2 = 0.209 \text{ atm.}$$

Yang mana 20.9% dari total tekanan dalam 1 atm digunakan oleh udara. Contoh ini merupakan *hukum dalton pada tekanan parsial*, yang mengatakan bahwa campuran gas pada setiap komponen gas menggunakan sebagian tekanan yang sebanding dengan konsentrasi molekular. Tekanan total dari campuran ini adalah sama terhadap jumlah tekanan parsial dari semua komponen gas.

Volume	Pressure	R
m ³	N/m ²	8.314 J/K
l	atm	8.205 × 10 ⁻² atm-l/K
l	mm Hg	62.4 mm Hg-l/K
cm ³	atm	82.05 atm-cm ³ /K
cm ³	mm Hg	6.24 × 10 ⁴ mm Hg-cm ³ /K
ft ³	atm	2.90 × 10 ⁻³ atm-ft ³ /K
ft ³	lb/in. ²	4.26 × 10 ⁻² lb-ft ³ /in. ² -K

Tabel (1.1) nilai konstanta gas R

Underwater Respiration (Pernafasan bawah air)

Dalam pernafasan normal, diafragma bergerak turun, yang menambah kapasitas volume dada dan hal ini sesuai dengan persamaan (1.9) mengurangi tekanan disekitar paru – paru. Ketika bernafas tekanan ini turun sekitar 3 mmHg di bawah tekanan atmosfer, yang mendorong udara ke paru – paru, yang menghambat aliran fluida dari aliran udara. Selama menghembuskan nafas, diafragma akan terangkat, mengurangi kapasitas volume didada dan menambah tekanan sekitar paru – paru 3 mmHg di atas tekanan atmosfer. Gaya udara ini keluar dari paru – paru. Secara normal tekanan udara dalam paru – paru tak lebih dari bebrapa mmHg pada tekanan atmosfer, sehingga tekanan parsial dari oksigen dan nitrogen dalam paru – paru adalah 0,209 dan 0,781 atm.

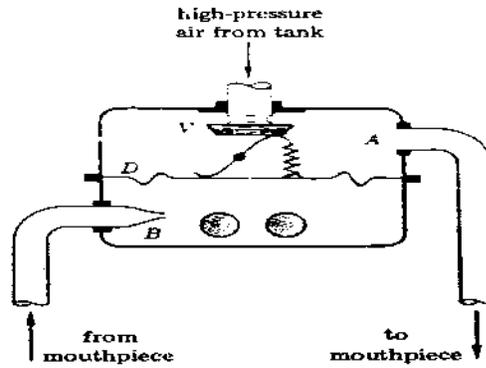


FIGURE 8.3

A regulator for delivering air on demand from a high-pressure tank to a scuba diver. Chamber *A* is sealed from chamber *B* by the flexible diaphragm *D*. The spring and lever arrangement is connected to the diaphragm in such a way that it permits air to flow through valve *V* only when the pressure in *A* is less than the pressure in *B*. Chamber *B* is open to the water, so its pressure changes as the diver changes the depth at which he is swimming.

Gambar (1.3)

Seorang penyelam dapat bernafas secara normal pada kedalaman yang dalam jika udara dikirimkan padanya pada tekanan yang sama dengan tekanan p_A dalam lingkungan sekitar air. Alat pernafasan pada peralatan menyelam yang modern dibuat untuk mensuplai penyelam dengan udara pada tekanan yang sesuai dengan kebutuhan bernafas penyelam. Peralatannya terdiri dari tank udara pada tekanan yang tinggi (sekitar 170 atm) yang dihubungkan oleh pipa fleksibel ke mouthpiece. Regulator (gambar 1.3) diantara tank dan mouthpiece yang menyediakan udara agar masuk ke dalam mulut penyelam hanya jika tekanan dalam lubang A jatuh di bawah p_A .

Ketika lubang B terbuka terhadap air, biasanya selalu berlaku pada tekanan air p_A . Lubang ini terpisah dari lubang A oleh kedap (watertight) diafragma fleksibel D. Ketika tekanan lubang A dan B sama, diafragma diposisikan sehingga spring dan lever tersusun yang menekan katup V untuk mencegah udara mengalir dari tank yang bertekanan tinggi.

Udara yang berada dalam paru – paru penyelam berada dalam keadaan normal pada tekanan p_A , tetapi ketika ia mengambil nafas, dia mengurangi tekanan dalam paru – parunya di bawah p_A . ini mengakibatkan penurunan tekanan dalam lubang A, sehingga diafragma bergerak naik, dan gerakan lever menurun, yang bergantung pada aliran udara dari tank. Ketika penyelam

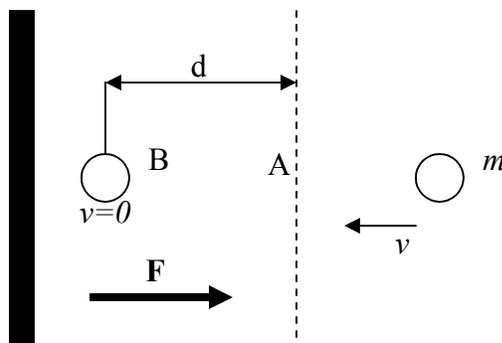
mengeluarkan nafas, dia menambah tekanan dalam paru – parunya di atas p_A , sehingga diafragma bergerak turun dan mekanisme gerakan lever naik yang menghentikan aliran udara dalam tank.

Tekanan pada penyelam bertambah sekitar 1 atm untuk setiap 10 m kedalaman. Pada 60 m (misalnya), penyelam harus mengambil udara pada tekanan 7 atm. Tekanan parsial dari nitrogen pada kedalaman ini adalah $p_{N_2} = 0,78 \times 7 \text{ atm} = 5,5 \text{ atm}$. Tekanan nitrogen yang besar ini disebabkan oleh jumlah nitrogen yang dilarutkan dalam darah dan jaringan tubuh.

Untuk manusia agar hidup dan bekerja secara aman pada kedalaman yang cukup besar di bawah laut, dia harus mengambil nafas dari campuran gas yang khusus. Eksperimen pada manusia yang hidup untuk beberapa minggu pada kedalaman 200 m digunakan campuran 97 % helium dan 3 % oksigen. Konsentrasi oksigen yang rendah biasanya untuk menstabilkan keadaan oksigen pada tekanan yang tinggi oksigen. Meskipun hanya dengan 3 % konsentrasi oksigen, tekanan parsial dari oksigen berada di atas normal, karena tekanan pada 200 m adalah 21 atm, sehingga tekanan parsial dari oksigen adalah $p_{O_2} = 0.03 \times 21 \text{ atm} = 0.63 \text{ atm}$, yang artinya tiga kali normal dari tekanan oksigen. Pada tekanan parsial di atas 2 atm, oksigen menjadi racun yang cukup untuk menyebabkan ledakan dan koma.

4. Teori Kinetik Gas Ideal

Tekanan, temperatur, dan Energi Kinetik



Gambar (1.4)

Sebuah molekul dengan massa m bergerak dengan kecepatan v yang menabrak dinding. Kita anggap bahwa dinding tidak mempunyai kekuatan untuk mendesak molekul sampai molekul mencapai titik A dan disebelah titik ini dinding mendesak dengan sebuah konstanta gaya F yang berasal dari dinding. Gaya ini mengurangi kecepatan molekul, yang membawanya pada titik B

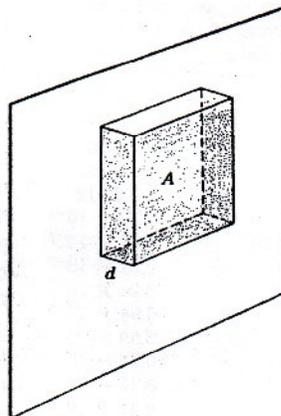
dengan jarak d dari titik A. Molekul kemudian digerakkan kembali ke arah A oleh F, tiba di A dengan kecepatan v yang sama.

Ketika molekul bergerak dari A ke B, energi kinetiknya berubah. Di A energi kinetiknya adalah $K_A = \frac{1}{2}mv^2$, sementara di B adalah $K_B = 0$. Berdasarkan teorema usaha – energi perubahan energi kinetik ini sama dengan usaha W yang dilakukan oleh F. Selama F berlawanan arah dengan gerak molekul W sama dengan $-Fd$ sehingga berdasarkan teorema usaha energi didapat hubungan :

$$W = -Fd = K_B - K_A = 0 - \frac{1}{2}mv^2$$

Atau
$$F = \frac{\frac{1}{2}mv^2}{d}$$

Gaya ini juga berperan terhadap molekul yang bergerak dari B ke A



Gambar (1.5) suatu daerah A dan kedalaman d dari dinding container

Pada suatu waktu ada beberapa molekul yang cukup dekat dengan dinding yang dipengaruhi oleh gaya F misalnya suatu daerah A dari dinding, semua molekul pada daerah tersebut mempunyai volume $V = Ad$. Jumlah total molekul pada volume ini adalah $\eta V = \eta Ad$, dengan η adalah rapat jenis partikel. Sehingga gaya totalnya adalah :

$$F_{total} = F\eta Ad = \frac{\frac{1}{2}mv^2}{d}\eta Ad = \frac{1}{2}mv^2\eta A$$

Tekanan molekul terhadap dinding adalah :

$$p = \frac{R_{total}}{A} = \frac{F_{total}}{A} = \eta \frac{1}{2}mv^2 = \eta \bar{K} \dots\dots\dots(1.10)$$

Dimana \bar{K} adalah energi kinetik molekul gas. Molekul ketika mendekati dinding dapat berasal dari berbagai sudut. Ketika dalam perhitungan akan diperoleh hubungan antara tekanan dan \bar{K} :

$$p = \frac{2}{3} \eta \bar{K} \dots\dots\dots(1.11)$$

Tekanan juga dihubungkan dengan temperatur dari persamaan (1.9):

$$p = \frac{nRT}{V}$$

Dari persamaan – persamaan di atas diperoleh hubungan :

$$\frac{nRT}{V} = \frac{2}{3} \eta \bar{K}$$

Atau
$$\bar{K} = \frac{3}{2} \frac{\eta RT}{\eta T}$$

Dengan menggunakan persamaan (1.2) $\eta V = nN$ didapat :

$$\bar{K} = \frac{3}{2} \frac{nRT}{nN} = \frac{3}{2} \frac{RT}{N} = \frac{3}{2} kT \dots\dots\dots(1.12)$$

Dimana k merupakan konstanta *Boltzmann* $k = \frac{R}{N}$

Jika R adalah konstanta gas untukn 1 mol gas dan N adlah jumlah molekul dalam mol, maka konstanta boltzmann k adalah konstanta gas per molekul, yang besarnya :

$$k = \frac{8.314J / K}{6.02 \times 10^{23}} = 1.38 \times 10^{-23} J / K$$

Distribusi Energi Kinetik

Kecepatan molekul dalam gas berubah apabila bertabrakan dengan molekul lainnya., sehingga pada berbagai keadaan untuk semua molekul memiliki kecepatan yang berbeda. Meskipun demikian beberapa molekul harus mempunyai energi kinetik yang lebih kecil dari energi kinetik rata – rata \bar{K} , sementara yang lainnya mempunyai energi kinetik yang lebih besar dari \bar{K} . Jumlah molekul dengan energi yang berbeda dapat dihitung sebagai gas ideal, dan hasilnya dapat disesuaikan dengan pengukuran secara percobaan dari tiap energi molekuler. Tabel 1.2 menunjukkan berbagai variasi nilai y yang nilai energi kinetiknya lebih besar dari y \bar{K} dengan nilai fraksi f. Sebagai contoh diketahui f = 0,112 untuk y = 2, artinya setiap 11,2 % dari

molekul mempunyai energi kinetik lebih besar dua kali dari energi kinetik rata – rata \bar{K} . Hasil ini tidak bergantung pada temperatur gas.

y	f
0.5	0.685
1	0.392
2	0.112
3	0.29×10^{-1}
4	0.76×10^{-2}
5	0.18×10^{-2}
10	0.14×10^{-5}
15	0.94×10^{-9}
20	0.59×10^{-12}
30	0.24×10^{-18}
40	0.77×10^{-25}
50	0.31×10^{-31}
100	0.11×10^{-63}

Tabel (1.2) fraksi f dari molekul gas ideal dengan energi kinetiknya lebih besar dari $y\bar{K}$

Pada temperatur 300 K energi kinetik rata – rata dari molekul dalam gas adalah :

$$\bar{K}_{300} = \frac{3}{2} kT = (1,5 \times 1,38 \times 10^{-23} \text{ J / K})(300\text{K}) = 6.21 \times 10^{-21} \text{ J}$$

Fraksi molekul dalam gas ini dengan energi lebih besar dari $E = 31,05 \times 10^{-21} \text{ J}$ ditemukan dengan menghitung faktor :

$$y = \frac{E}{\bar{K}_{300}} = \frac{31,05 \times 10^{-21} \text{ J}}{6.21 \times 10^{-21} \text{ J}} = 5$$

Kemudian dengan menggunakan tabel 1.2 untuk mendapatkan $f_{300} = 0.18 \times 10^{-2}$. jika temperatur gas meningkat 25 % menjadi 375 K, energi kinetik rata – rata juga bertambah 25 % menjadi $\bar{K}_{375} = 7.76 \times 10^{-21} \text{ J}$. Pada temperatur ini $y = 4$, sehingga fraksi f_{375} dari molekul dengan energi lebih besar dari E adalah 0.76×10^{-2} . Yang berarti untuk energi 10000 molekul dalam gas, 18 mempunyai energi lebih besar dari E pada 300 K dan 76 mempunyai energi lebih besar dari E pada 375 K. Sehingga :

$$\frac{76}{18} = \frac{f_{375}}{f_{300}} = 4.2 \text{ kali sebanyak molekul dengan energi yang lebih besar dari } E \text{ pada } 375 \text{ K}$$

sebagaimana pada 300K. Dalam kasus ini 25 % temperatur bertambah menghasilkan 420 % kenaikan jumlah molekul dengan energi lebih besar dari E .

Distribusi energi dalam gas ditentukan berdasarkan reaksi kimia karena dua molekul dapat bereaksi secara kimia jika satu bertabrakan dengan yang lain dengan energi kinetik yang cukup untuk mengatasi tumbukan gaya antara elektron sekitarnya. Jika salah satu energi molekul

lebih kecil dari nilai E_a disebut *energi aktivasi* dari reaksi. Nilai E_a merupakan sifat dari setiap reaksi kimia.

Nilai dari reaksi kimia biasanya bergantung pada fraksi molekul dengan energi lebih besar dari E_a , dan fraksi ini seperti yang telah kita lihat untuk gas, sangat sensitif terhadap temperatur. Sifat molekul dari substansi yang dilarutkan dalam cairan mirip dengan sifat molekul dalam gas, sehingga distribusi dari molekul tersebut juga diberikan pada tabel 1.2. Dari sini solusi nilai kedua reaksi dalam gas dan cair bertambah secara cepat terhadap temperatur.

Sebagai contoh, jika aktivasi energi dari reaksi yang pasti adalah $E_a = 31.05 \times 10^{-21}$ J, dari contoh yang terakhir, ini terlihat bahwa ada 4,2 waktu sebanyak molekul dengan energi lebih besar dari E_a pada 375 K sebagaimana pada 300 K. Dari sini reaksi akan menjadi 4.2 kali lebih cepat pada 375 sebagaimana pada 300 K.

Kesensitifan fungsi biologi terhadap temperatur langsung memiliki konsekuensi dari temperatur yang bergantung pada nilai reaksi kimia. Aktivitas dari berbagai organisme direfleksikan terhadap nilai dari berbagai reaksi yang berbeda yang berada dalam tubuh. Sebagai contoh pertumbuhan bakteri dan organisme simpel lainnya yang berkembang biak bertambah oleh faktor 2 atau 3 untuk setiap kenaikan 10°C antara 10 dan 30°C . Artinya pertumbuhannya pada 30°C akan sebanyak 9 kali pertumbuhan pada 10°C .

Aktifitas serangga juga dipengaruhi oleh temperatur. Kebanyakan serangga menjadi tidak bergerak pada temperatur di bawah 10°C (50°F). Pada suhu tubuh 110°F , yang 6°C di atas normal, jumlah metabolisme digandakan di atas normal pada manusia.

Komposisi atmosfer

Distribusi energi pada molekul gas tidak bergantung pada massa molekul, tetapi bergantung pada kecepatan. Ketika nilai rata – rata $K = \frac{1}{2}mv^2$ adalah sama untuk semua gas pada temperatur yang sama, kecepatan molekuler rata – rata molekul dengan massa yang kecil adalah lebih besar dari kecepatan rata – rata molekuler pada molekul dengan massa yang besar. Sebagai contoh molekul cahaya lebih reaktif daripada molekul yang berat karena kecepatannya yang lebih besar. Komposisi dari atmosfer bumi juga dihubungkan dengan kecepatan molekuler dalam massa.

Atmosfer bumi dipercaya mempunyai bermilyar – milyar bentukan beberapa tahun yang lalu yang mengeluarkan gas yang berasal dari *molten crust*. Gas tersebut dibentuk dari atmosfer primitif dengan temperatur 1000K atau lebih. Bumi hanya dapat menahan molekul tersebut yang mempunyai kecepatan lebih kecil dari kecepatan yang berasal dari bumi. Pada bab sebelumnya kecepatannya ditemukan $v_e = 11,2 \times 10^3$ m/s. Molekul yang mempunyai kecepatan ini (atau lebih) akan bergerak menjauhi bumi bergerak menuju luar angkasa. Yang tentu saja akan bertabrakan dengan molekul gas lainnya sebelum dapat melarikan diri., tapi apabila dalam jumlah yang besar dengan kecepatan tersebut cepat atau lambat akan dapat melarikan diri ke luar angkasa.

Sangat mudah untuk memperkirakan fraksi molekul oksigen yang dapat melarikan diri dari atmosfer primitive. Massa m_{O_2} dari molekul oksigen adalah 32 u atau:

$$m_{O_2} = (32 \text{ u}) (1.66 \times 10^{-27} \text{ kg/u}) = 53.1 \times 10^{-27} \text{ kg}.$$

Sehingga energi kinetik dari molekul oksigen yang bergerak dengan kecepatan yang lepas adalah :

$$K_e = \frac{1}{2} m_{O_2} v_e^2 = (0.5 \times 53.1 \times 10^{-27} \text{ kg})(11.2 \times 10^3 \text{ m/s})^2 = 3.33 \times 10^{-18} \text{ J}$$

Energi kinetik rata – rata dari molekul dalam atmosfer primitive (anggap berada pada temperatur 100K) adalah :

$$K = \frac{3}{2} kT = (1.5 \times 1.38 \times 10^{-23} \text{ J/K})(1000 \text{ K}) = 2.07 \times 10^{-20} \text{ J}$$

Sehingga nilai perbandingan K_e/K adalah :

$$y = \frac{K_e}{K} = \frac{3.33 \times 10^{-18} \text{ J}}{2.07 \times 10^{-20} \text{ J}} = 160$$

Tabel 1.2 tidak memberikan nilai f untuk nilai y yang begitu besar, tapi ini menunjukkan f lebih kecil dari 10^{-63} , sehingga tidak ada molekul tunggal oksigen yang memiliki kecepatan untuk lepas.

Situasinya berbeda ketika gas yang lebih bercahaya seperti hidrogen dan helium. Yang mana keduanya mempunyai energi kinetik rata – rata yang sama sebagaimana hidrogen tetapi karena massanya yang sangat kecil, sehingga mempunyai energi kinetik yang kecil ketika bergerak dengan kecepatan untuk melepaskan. Sebagai contoh, ketika massa hidrogen 1/16 massa /oksigen, energi kinetik untuk lepas dari hidrogen adalah hanya 1/16nya dari oksigen, sehingga :

$$K = \frac{1}{16}(3.33 \times 10^{-18} J) = 2.07 \times 10^{-19} J$$

Dengan $y = \frac{K_e}{K} = \frac{2.07 \times 10^{-19} J}{2.07 \times 10^{-20} J} = 10$ kali \bar{K} . Nilai ini terdapat pada tabel 1.2 yaitu dengan nilai

fraksi $f = 0.14 \times 10^{-5}$ molekul hidrogen cukup mempunyai kecepatan untuk lepas.

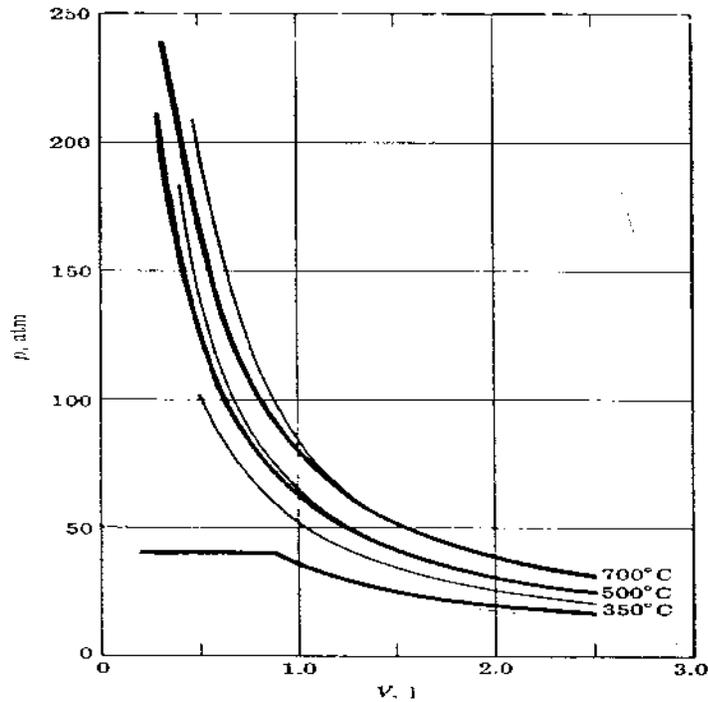
5. Gas Nyata

Tekanan dan volume gas nyata dihubungkan dengan hukum gas ideal pada persamaan (1.9), hanya ketika rapat jenis partikelnya kecil. Pada tekanan yang tinggi hubungan tekanan – volume pada gas nyata dapat dianggap menyimpang dari gas ideal. Pada kebanyakan gas penyimpangan itu menjadi besar pada rapat jenis partikel di atas 10^{21} partikel/cm³, atau sekitar 1 mol/l. Yang artinya tekanan pada 1 mol gas terdapat volume 1l atau dapat dikatakan hukum gas ideal tidak berlaku.

Diagram pV

Pada gambar dapat dilihat hubungan antara tekanan p terhadap volume V 1 mol gas H₂O. Setiap kurva diberikan variasi tekanan dan volume pada temperatur yang telah ditentukan (temperatur tetap), sehingga kurva ini disebut kurva *isotermi*. Pada kurva yang terang adalah hubungan pV untuk gas ideal, dan kurva yang gelap adalah hubungan pV untuk H₂O.

Kurva isotermis pada gambar tersebut adalah tipe kurva untuk berbagai gas nyata. Di atas temperatur kritis, isotermis gas nyata adalah kurva halus yang bersesuaian dengan isotermis gas ideal. Ini dikarenakan pada gas nyata beberapa molekul dijaga dari tumbukan dengan dinding dengan menghadirkan beberapa molekul lainnya yang dekat dengan dinding. Sehingga tekanan pada gas nyata lebih kecil bila dibandingkan dengan tekanan pada gas ideal pada temperatur dan volume yang sama. Di bawah temperatur kritis, keadaan tidak lagi sebagai kurva halus.



Gambar (1.6) diagram p - V

Pada bagian yang horizontal dalam kurva isotermis menandakan bahwa volume ditempatkan oleh gas yang dapat berkurang tanpa penambahan tekanan. Ini mungkin saja karena sebagai gas yang dikompres, beberapa akan mengalami kondensasi menjadi keadaan cair. Gas dapat dicairkan dengan cara dikompresi hanya jika temperatur berada di bawah temperatur kritis dari gas.

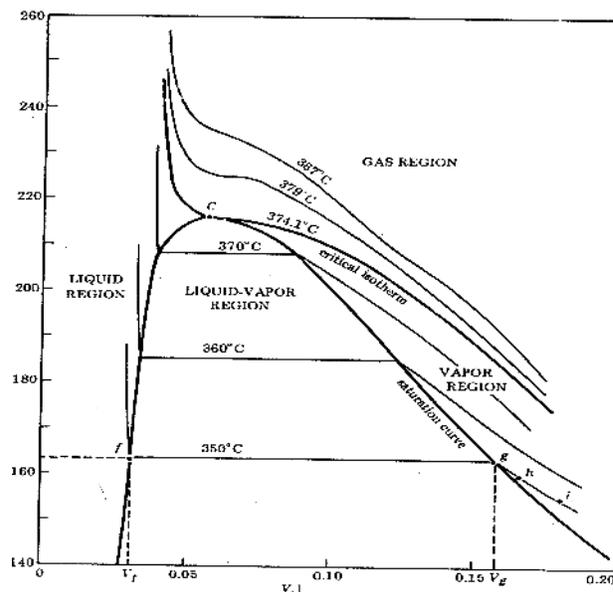
Pada temperatur lainnya isotermis mempunyai ciri khas yang serupa seperti terlihat pada gambar. Dapat dilihat bahwa garis yang menggambarkan kesetimbangan antara fase cair dan uap, atau garis penguapan, bertambah pendek ketika temperturnya naik sampai tercapai temperatur tertentu yaitu temperatur kritis. Di atas temperatur ini tidak ada perbedaan antara cairan dan uap, yang ada hanya fase gas. Isotermis pada temperatur kritis disebut isotermis kritis, dan titik yang menggambarkan batas garis penguapan disebut titik kritis. Dapat dilihat bahwa titik kritis adalah titik belok pada isotermis kritis. Tekanan dan volum pada titik kritis dikenal dengan tekanan kritis dan volume kritis. Semua titik tempat kedudukan cairan dijenuhkan terletak pada kurva jenuh cairan, dan semua titik yang menggambarkan uap dijenuhkan terletak pada kurva jenuh uap. Kedua kurva jenuh yang diberi tanda putus – putus

bertemu pada titik kritis. Kurva di atas titik kritis isotherm merupakan kurva malar yang pada volume besar dan tekanan rendah mendekati isotherm gas ideal.

Diagram pV diatas tidak memperlihatkan daerah temperatur rendah yang menggambarkan fase padat. Daerah padatan dan daerah kesetimbangan antara padat dan uap diperlihatkan oleh isotherm yang ciri umunya sama seperti terdapat pada gambar di atas. Bagian datar salah satu isotherm ini menggambarkan peralihan dari padatan jenuh ke uap jenuh, atau sublimasi. Jelaslah bahwa ada garis serupa yang merupakan batas antara daerah cair – uap dan daerah padat – uap, garis ini berkaitan dengan *titik tripel*. Dalam hal 1 kg air biasa, titik tripel terjadi pada tekanan 611.2 Pa dan temperatur 0.01°C, dan garis itu merentang dari volume 10⁻³ m³ (cairan jenuh) hingga volume 206m³ uap jenuh.

Substance	Critical temperatur °C
Ammonia	132.4
Carbon dioxide	31.0
Chlorine	144
Ethanol	126.9
Helium	-267.9
Iodine	512
Methane	-82.1
Nitrogen	-146.9
Oxygen	-118.5
Propane	96.8
Sulfur	1040
Trichloromethane (chloroform)	262
Water	374.1

Tabel (1.3) temperatur kritis pada beberapa substansi



Gambar (1.7) isotermis H₂O

Vapor Pressure (Tekanan Uap Air)

Tekanan p_v pada bagian yang horizontal dari diagram isotermal disebut *vapor pressure* (tekanan uap air). Ini merupakan tekanan yang mana uap air dan cair dapat secara bersamaan berada pada temperatur isotermal. Tabel (1.4) menunjukkan tekanan uap air H₂O untuk berbagai variasi temperatur antara 0 dan 374,1 °C. (tekanan uap air biasanya tidak ada di atas temperatur kritis). Tabel (1.4) adalah V_f dan V_g diisi oleh 1 mol H₂O pada tekanan p_r , ketika berada dalam keadaan gas dan cair.

Temperature, °C	Pressure, atm	V_f l	V_g l
374.1	218.3	0.057	0.057
300	84.8	0.0252	0.389
250	39.2	0.0224	0.897
200	15.3	0.0207	2.28
150	4.69	0.0196	7.04
100	1.00	0.0187	30.0
80	0.466	0.0185	61.1
60	0.196	0.0183	138
40	0.0728	0.0180	350
37	0.0621	0.0.80	411
30	0.0418	0.0180	590
20	0.0230	0.0179	1004
15	0.0168	0.0179	1400
10	0.0121	0.0179	1910
5	0.00856	0.0179	2640
0	0.00626	0.0179	3700

Tabel (1.4)

Tabel (1.4) memperlihatkan bahwa 1 mol air (cairan H₂O) pada 20°C terdapat volume 0.0179 l. Jika ini ditempatkan disekitar wadah yang dikosongkan, beberapa cairan tersebut akan menguap. Artinya beberapa molekul H₂O meninggalkan cairan, membentuk gas dalam daerah yang kosong di atas cairan. Ketika molekul menguap lebih banyak, tekanan dari uap air ini akan bertambah. Pada saat yang bersamaan beberapa molekul dalam uap air bertabrakan dengan permukaan dari cairan, yang akan masuk kembali dalam keadaan cair. Jumlah molekul yang

berkondensasi kembali bertambah sebagaimana tekanan uap bertambah, yang pada akhirnya akan dicapai titik *dynamic equilibrium*, dimana nilai dari molekul yang menguap dari cair sama dengan nilai dari molekul yang berkondensasi kembali menjadi cair. Tekanan uap pada titik ekuilibrium ini adalah tekanan uap yang diberikan pada tabel (1.4) pada 20°C adalah 0.0230 atm. Ketika tekanan mencapai nilai ini, jumlah molekul dalam keadaan cair dan gas akan konstan. Yang artinya tidak terjadi kondensasi ataupun penguapan sehingga sistem berada dalam keadaan ekuilibrium. Tetapi ada aliran yang konstan dari molekul dari cair menjadi gas dan aliran yang sama dari molekul gas menjadi cair, yang mengakibatkan mengapa keadaan ekuilibrium disebut keadaan dinamik. Sistem digambarkan oleh titik dalam daerah cair – uap dari diagram p – V H₂O.

Pada keadaan ekuilibrium, $V = 2,1 - 0.0181 = 1,982 \text{ l}$.

Dari tabel kita lihat bahwa 1 mol gas H₂O menempati 1004 l pada temperatur dan tekanan ini, sehingga hanya :

$$\frac{1.982 \text{ l}}{1004 \text{ l}} = 0.00197 \text{ mol H}_2\text{O} \text{ berada dalam keadaan gas. Fraksi } 0.99803 \text{ mol adalah masih dalam}$$

keadaan cair. Jika volume dari wadah dikurangi dengan menjaga temperatur konstan pada 20°C, fraksi yang lebih besar dari H₂O akan menjadi berada dalam keadaan gas untuk menjaga tekanan H₂O pada 0,0230 atm. Ketika volume wadah mencapai 1004 l, semua H₂O berada dalam keadaan gas. Selanjutnya penambahan volume ini akan mengurangi jumlah tekanan karena jumlah molekul dalam keadaan gas tidak dapat dinaikkan. Sistem sekarang digambarkan oleh titik dalam daerah uap dalam diagram p-V.

Udara mengandung gas H₂O dalam konsentrasi yang bervariasi dari 0 sampai 6%, bergantung pada kondisi cuaca. Gas ini mendesak tekanan parsial dalam jumlah yang sesuai dengan konsentrasinya.

Sebagai contoh, dalam udara yang mengandung 0,85% H₂O, tekanan parsial dari H₂O adalah :

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = 0.0085 p_o$$

Dimana p_o adalah tekanan total atmosfer. Dengan $p_o = 1 \text{ atm}$, tekanan parsial H₂O hanya 0.0085 atm.

Sebagai contoh, pada temperatur 20°C tekanan parsial H₂O dapat menjadi 0.023 atm (tabel 1.4). Sebenarnya H₂O mengandung udara yang biasanya dinyatakan sebagai persentasi maksimum dari H₂O yang berada pada temperatur udara. Persentasi ini disebut *relative humidity*.

Sebagai contoh, jika H₂O di udara pada 20°C mengandung tekanan parsial 0.0085 atm, maka *relative humidity*nya adalah :

$$\frac{p_{H_2O}}{p_v} \times 100 = \frac{0.0085 \text{ atm}}{0.0230} \times 100 = 37\%$$

Udara yang sama pada 10°C, mempunyai *relative humidity*:

$$\frac{0.0085 \text{ atm}}{0.0121 \text{ atm}} \times 100 = 70\%$$

Temperatur udara yang mempunyai *relative humidity* 100% disebut *dew point* atau titik embun. Dari tabel (1.4) titik embun dari udara dengan $p_{H_2O} = 0.0085$ atm adalah sekitar 5°C. Pengembunan dimulai untuk berkondensasi keluar dari udara ini, ketika temperatur jatuh menjadi 5°C. Ini biasanya terjadi pada malam hari, pengembunan muncul sebagai embun ke dalam tanah. Pengembunan juga akan berkondensasi pada berbagai permukaan yang mana 5°C atau lebih kecil.

Titik embun dapat dengan mudah diukur dengan membungkus bagian dari baju yang basah sekitar *bulb* termometer dan kemudian gerakan termometer menjadi cepat dalam udara untuk menambah nilai dari penguapan air dari baju. Selama penguapan, hanya molekul yang energik yang dapat meninggalkan fasa cair, sehingga temperatur dalam keadaan cair lebih rendah. Temperatur terus turun hingga mencapai nilai tekanan uap sama dengan tekanan parsial H₂O dalam udara. Pada temperatur ini tidak ada penguapan yang menempati karena kondensasi air pada baju secepat penguapan ini..

Sebagai contoh, anggap pembacaan termometer 10°C. Artinya bahwa p_{H_2O} adalah 0,0121 atm, tekanan uap dari H₂O pada 10°C. Jika temperatur udara 20°C, maka *relative humidity*nya adalah :

$$\frac{0.0121 \text{ atm}}{0.0230 \text{ atm}} \times 100 = 52,6\%$$

Titik didih dari fasa cair adalah temperatur yang tekanan uapnya sama dengan tekanan atmosfer. Pada temperatur ini gelembung uap dibentuk pada bagian dalam fasa cair. Gelembung uap tidak dapat dibentuk pada temperatur yang rendah karena tekanan disekitarnya, yang mana

tekanan uap lebih kecil dari tekanan atmosfer, sehingga gelembung *collapse* (runtuh/hancur). Dari tabel (1.4) kita lihat bahwa tekanan uap dari H₂O sama 1.0 atm pada 100°C artinya air mencapai titik didihnya pada 100°C, yang mana titik didih hanya terjadi pada tekanan 1 atm.