



MODUL KIMIA DASAR ANORGANIK
KES 202 (KJ010)

Materi Pertemuan 5
Larutan

Disusun Oleh:
Reza Fadhillah, S.TP., M.Si

UNIVERSITAS ESA UNGGUL
2019

Larutan

Ada dua komponen penting larutan yaitu zat terlarut dan pelarut. Komponen yang jumlahnya lebih sedikit dinamakan zat terlarut (solute) sedang yang jumlahnya lebih banyak dinamakan pelarut. Larutan yang menggunakan air sebagai pelarut dinamakan larutan dalam air atau aqueous. Larutan yang mengandung zat terlarut dalam jumlah banyak dinamakan larutan pekat. Jika jumlah zat terlarut sedikit, dinamakan larutan encer. Istilah larutan biasanya mengandung arti pelarut cair dengan zat terlarut berbentuk padat, cair atau gas. Anda tentu tidak asing dengan contoh larutan yang berbentuk cair seperti bensin (campuran beberapa hidrokarbon cair), air laut (larutan yang mengandung garam NaCl dan garam lainnya dalam air) dan beberapa contoh lain.

Larutan dapat pula berbentuk padat dan gas. Contoh terbaik untuk larutan gas adalah udara yang terdiri dari gas N₂, O₂, CO₂, Ar dan gas lain dalam jumlah sedikit.

Dalam larutan padat, pelarutnya adalah zat padat. Campuran dari dua logam atau lebih yang membentuk larutan yang serba sama /homogen disebut alias. Suatu alias dibuat karena sifat-sifat yang sering menguntungkan diantaranya titik lebur, kekerasan, hantaran listrik dan tahan korosi. Anda tentu kenal dengan emas 22 karat atau 18 karat yang merupakan campuran antara emas murni dengan sedikit tembaga. Perunggu merupakan campuran dari tembaga dan timah, kuningan campuran homogen dari tembaga dan seng. Mata uang perak merupakan campuran dari perak dan tembaga, dan banyak contoh yang lain.

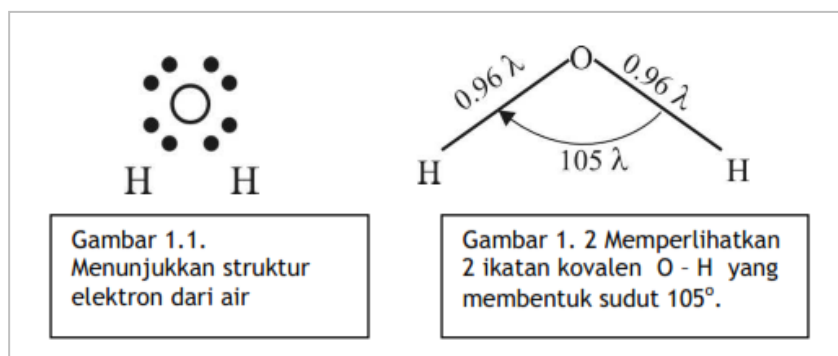
A. AIR SEBAGAI PELARUT UNIVERSAL

Air mempunyai fungsi yang sangat penting dalam kehidupan dan merupakan pelarut yang sangat baik. Air yang terdapat di danau, sungai, dan laut banyak mengandung zat yang terlarut di dalamnya. Air laut mengandung sekitar 3% zat padat terlarut yang berasal dari daratan dan dibawa aliran sungai dan erosi sejak ratusan bahkan ribuan tahun yang lalu. Zat yang larut umumnya berupa macam-macam garam yang mengandung ion natrium, kalsium, magnesium, sulfat, klorida, karbonat dan sejumlah ion lainnya. Ion-ion ini sangat penting artinya bagi pertumbuhan makhluk hidup (tumbuhan dan air) yang hidup di air.

Kemampuan air untuk melarutkan banyak zat merupakan sifat air paling penting. Daya larut yang baik itu disebabkan oleh sifat molekul air yang mudah memasuki celah-celah atau ruang antara molekul dari zat-zat yang dilarutkannya. Kemampuan air untuk melarutkan berbagai zat ini yang menyebabkan air dapat membawa zat yang sangat penting seperti mineral, garam, asam amino atau zat organik lainnya ke dalam sel atau jaringan tubuh. Air dapat membawa zat terlarut di dalamnya melalui membran ke jaringan yang memerlukannya kemudian kembali dengan membawa zat yang sudah tidak diperlukan. Demikian juga tumbuhan tidak dapat menyerap mineral yang diperlukannya dari dalam tanah tanpa air. Oksigen dan karbondioksida yang dibutuhkan oleh hewan air tawar atau hewan laut diambilnya dari larutan air.

B. PROSES MELARUT

Kelarutan zat dalam suatu pelarut sangat bervariasi, karena itu akan lebih mudah bila kita mengetahui aturan umum yang dapat dipakai untuk meramalkan larutnya suatu zat dalam pelarut tertentu. Hingga saat ini aturan demikian masih belum ada, tetapi ada satu pegangan yang banyak digunakan untuk meramalkan sifat melarutnya zat-zat yang dikenal dengan "like dissolves like" atau partikel sejenis melarutkan partikel sejenis. Yang dimaksud dengan "like dissolves like" adalah suatu pelarut yang polar akan lebih mudah melarutkan zat yang polar. Sedangkan pelarut yang nonpolar lebih mudah melarutkan zat yang nonpolar. Molekul polar adalah suatu molekul yang distribusi muatan listriknya tidak simetri dan karenanya mempunyai momen dipole. Sebagai contoh misalnya molekul air (H_2O).



Karena atom O lebih elektronegatif dari atom H, maka 2 pasang elektron ikatan lebih tertarik ke arah atom O. Akibatnya atom O menjadi lebih negatif dan atom H menjadi lebih positif (seakan-akan kehilangan elektron). Karena molekul H_2O tidak simetri (dalam satu garis lurus) maka molekul H_2O menjadi berkutub atau polar.

CCl_4 adalah zat cair yang tidak polar, maka ia akan larut dengan baik dalam pelarut benzene (C_6H_6) yang juga tidak polar, tetapi sulit larut dalam air atau etanol yang polar. Hal ini disebabkan karena antara molekul-molekul polar terdapat gaya tarik antara satu dengan yang lain, sedangkan antara molekul nonpolar gaya tarik demikian dapat dianggap tidak ada. Bila dalam suatu campuran terdapat molekul polar dan nonpolar maka molekul-molekul polar akan saling menarik dan terpisah dari molekul tak polar. Sekarang Anda dapat menjelaskan mengapa berbagai lemak dan minyak tak dapat larut dalam air.

Senyawa dengan ikatan ion umumnya melarut dengan baik dalam pelarut yang polar. Untuk mengetahui polaritas suatu senyawa kita dapat melihat dari tetapan dielektriknya (lihat Tabel 1.1). Tetapan dielektrik bagi air sangat tinggi, berarti air sangat polar dan besar kemampuannya untuk melarutkan senyawa ion atau senyawa kovalen polar.

Tabel 1.1. Tetapan dielektrik beberapa pelarut.

Pelarut	Tetapan Dielektrik (D)
Air	80
Metanol	33,1
Aseton	21,4
Amonia	15,5
Klorobenzena	5,94
Toluen	2,38
Benzena	2,28

Disamping kepolaran pelarut, ada faktor lain yang dapat mempengaruhi kelarutan zat terlarut yaitu a) suhu dan b) tekanan. Pada umumnya kenaikan suhu dapat menambah kelarutan zat-zat padat dalam pelarut air. Dengan naiknya suhu larutan, maka energi kinetik partikel/molekul-molekul di dalam larutan bertambah. Kelarutan gas pada umumnya berkurang dengan kenaikan temperatur. Sebab gas yang melarut di dalam air atau pelarut apapun membentuk kesetimbangan dengan gas yang berada diluar larutan. Kenaikan suhu menyebabkan gas meninggalkan larutan sehingga jumlah gas terlarut menjadi berkurang.

Larutan yang terbentuk dari gas-gas di dalam zat cair sangat dipengaruhi oleh tekanan. Seorang ahli kimia dan fisika Inggris William Henry menyatakan: kelarutan suatu gas di dalam suatu cairan berbanding langsung dengan tekanan parsial (tekanan bagian) dari gas tersebut di atas cairan. Contoh, bila tekanan bagian suatu gas dibuat 2 x lipat, maka kelarutannya di dalam cairan menjadi 2 x lipat. Sebaliknya bila tekanan parsial nya diperkecil menjadi separuhnya, maka kelarutannya akan berkurang menjadi separuh dari semula. Hal ini bisa Anda temukan sehari-hari, bila Anda membuka minuman ringan yang mengandung gas CO₂, gas tersebut keluar dari larutan berbentuk gelembung gas.

Konsentrasi Larutan

Mempelajari larutan tidak cukup dengan memberi contoh dan menyebutkan komponen-komponen larutan saja. Ada aspek kuantitatif larutan yang penting kita ketahui yaitu konsentrasi larutan. Konsentrasi suatu larutan menyatakan jumlah zat terlarut dalam sejumlah larutan. Dalam kimia dikenal beberapa satuan konsentrasi dengan kelebihan dan kekurangannya. Berikut ini akan dibahas satuan konsentrasi yang dinyatakan dengan persen massa, persen volume, molaritas, molalitas fraksi mol, dan bagian perjuta.

1. Persen (%) massa:

Persen massa atau persen berat menyatakan massa zat terlarut per massa larutan

$$\% \text{ massa zat terlarut} = \frac{\text{Massa zat terlarut}}{\text{Masa larutan}} \times 100 \%$$

Contoh :

Bila 0,892 g kalium klorida (KCl) dilarutkan dalam 54,6 g air, berapa konsentrasi larutan dinyatakan dengan % massa ?

$$\begin{aligned} \% \text{ massa KCl} &= \frac{\text{Massa KCl}}{\text{Masa larutan}} \times 100 \% \\ \% \text{ massa KCl} &= \frac{0,892 \text{ g}}{0,892 \text{ g} + 54,6 \text{ g}} \times 100 \% = 1,61 \% \end{aligned}$$

2. Persen (%) volume

Persen Volume menyatakan volume zat terlarut per volume larutan.

$$\% \text{ volume zat terlarut} = \frac{\text{volume zat terlarut}}{\text{volume larutan}} \times 100 \%$$

Contoh :

Sejumlah 50 ml alkohol dicampur dengan 50 ml air menghasilkan 96,54 ml larutan. Hitung % volume alkohol!

$$\% \text{ volume. alkohol} = \frac{50 \text{ ml}}{96,54 \text{ ml}} \times 100 \% = 51,79 \%$$

3. Molaritas (M)

Konsentrasi molar atau molaritas merupakan salah satu konsentrasi yang banyak dipakai. Molaritas menyatakan jumlah mol zat terlarut yang terdapat dalam 1 L larutan.

$$\text{Molaritas} = \frac{\text{Mol zat terlarut}}{\text{L larutan}}$$

Konsentrasi ini tidak dipengaruhi suhu karena merupakan perbandingan jumlah zat terlarut dan massa pelarut (massa zat tidak dipengaruhi suhu)

Contoh :

Hitung molalitas larutan asam sulfat yang mengandung 24,4 g asam sulfat dalam 198 g air. Massa molar asam sulfat = 98,08 g.

$$\text{Mol asam sulfat} = 24,4 \text{ g} \times \frac{0,1 \text{ mol}}{98,08 \text{ g}} = 0,24 \text{ mol}$$

$$\text{massa larutan} = (24,4 + 198) \text{ gram} = 222,4 \text{ gram} = 0,2224 \text{ kg}$$

$$\text{molalitas (m) asam sulfat} = \frac{\text{mol H}_2\text{SO}_4}{\text{massa larutan}} = \frac{0,24 \text{ mol}}{0,222 \text{ kg}} = 1,26 \text{ m}$$

5. Fraksi mol (X)

Menyatakan perbandingan jumlah mol satu komponen (zat terlarut atau pelarut) dengan jumlah mol total yang terdapat dalam larutan (mol zat terlarut + mol pelarut).

$$\text{Fraksi mol zat terlarut (Xzt)} = \frac{\text{Mol zat terlarut}}{\text{jumlah mol semua komponen}}$$

6. Bagian perjuta (bpj = ppm)

Satuan konsentrasi ini dipakai untuk larutan yang sangat encer. Karena larutan sangat encer, maka rapatan/massa jenis larutan dapat dianggap = 1. Konsentrasi ini dinyatakan dengan :

$$\text{ppm} \frac{\text{Massa zat terlarut (mg)}}{\text{Massa larutan (10}^6 \text{ mg)}} = \frac{\text{Massa zat terlarut (mg)}}{\text{Massa larutan (kg)}} = \frac{\text{Massa zat terlarut (mg)}}{\text{liter larutan}}$$

Selain satuan di atas, ada satu satuan yang sekarang jarang dipakai yaitu normalitas. Satuan ini menyatakan jumlah ekuivalen zat yang terdapat dalam tiap liter larutan.

$$\text{Normalitas} = N = \frac{\text{Jumlah ekuivalen zat}}{\text{Liter larutan}}$$

Dalam hal ini ekuivalen menyatakan jumlah elektron yang dilepas atau diterima.

1 mol Al = 3 ekuivalen Al

1 mol H₂SO₄ = 2 ekuivalen. (dapat menghasilkan 2 mol ion H⁺)

Bagaimana konsentrasi suatu larutan bila larutan tersebut diencerkan ? Pengenceran suatu larutan berarti penambahan pelarut ke dalam suatu larutan (jumlah mol zat terlarut tetap, jumlah pelarut bertambah). Pengenceran menyebabkan konsentrasi larutan menjadi lebih kecil. Perubahan molaritas dapat dihitung dengan :

$$V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$$

V₁ M₁ = keadaan sebelum pengenceran

V₂ M₂ = keadaan sesudah pengenceran

Sebagai contoh misalnya : 100 mL larutan NaOH 0,5 M ditambah air sebanyak 400 mL. maka konsentrasi larutan setelah diencerkan adalah :

$$V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$$

$$100 \text{ mL} \cdot 0,5 \text{ M} = 500 \text{ mL} \cdot M_2$$

$$M_2 = \frac{50 \text{ ml M}}{500 \text{ ml}} = 0,1 \text{ M}$$

Selain pengenceran, perubahan konsentrasi dapat terjadi karena beberapa larutan yang sejenis dicampurkan. Konsentrasi larutan yang seperti ini dapat dihitung sebagai berikut :

$$V_{\text{camp}} \cdot M_{\text{camp}} = V_1 M_1 + V_2 M_2 + V_3 M_3 + \dots$$

$$M_{\text{camp}} = \frac{V_1 M_1 + V_2 M_2 + V_3 M_3}{V_1 + V_2 + V_3}$$

Contoh :

Sejumlah 25 mL larutan NaOH 0,4 M dicampur dengan 175 mL larutan NaOH 0,2 M. Konsentrasi campuran tersebut adalah :

$$M_{\text{camp}} = \frac{25 \text{ mL} \cdot 0,4 \text{ M} + 175 \text{ mL} \cdot 0,2 \text{ M}}{(25+175) \text{ ml}} = 0,225 \text{ M}$$

Contoh :

Sejumlah 25 mL larutan NaOH 0,4 M dicampur dengan 175 mL larutan NaOH 0,2 M. Konsentrasi campuran tersebut adalah :

$$M_{\text{camp}} = \frac{25 \text{ mL} \cdot 0,4 \text{ M} + 175 \text{ mL} \cdot 0,2 \text{ M}}{(25+175) \text{ ml}} = 0,225 \text{ M}$$

Mengubah satuan konsentrasi

Masing-masing satuan konsentrasi dipakai untuk keperluan yang berbeda-beda. Konsentrasi yang dinyatakan dengan fraksi mol, umumnya dipakai untuk menghitung tekanan parsial gas dan yang berhubungan dengan tekanan uap larutan (dibahas dalam sifat koligatif larutan). Kelebihan konsentrasi molar terutama karena bagi kita lebih mudah mengukur

volume larutan dengan teliti dari pada menimbang beratnya, konsentrasi ini banyak dipakai dalam analisis volumetri.

Satuan konsentrasi yang tidak dipengaruhi suhu adalah molalitas, konsentrasi ini dinyatakan dengan mol zat terlarut dan massa pelarut. Sama dengan molalitas, konsentrasi yang dinyatakan dengan persen massa juga tidak dipengaruhi suhu. Untuk keperluan eksperimen ada kalanya kita harus mengubah satuan konsentrasi larutan, dalam hal ini kita memerlukan satu faktor pengubah yaitu massa jenis atau rapatan larutan.

Pendekatan umum bagi kita dalam konversi/mengubah konsentrasi larutan adalah dengan mengetahui : a) satuan konsentrasi awal, b) kuantitas yang diperlukan dalam satuan konsentrasi akhir, c) faktor tambahan yang mungkin diperlukan, seperti rapatan /masa jenis larutan

Contoh :

Larutan etanol dibuat dengan melarutkan 10 mL etanol, C₂H₅OH (rapatan = 0,789 g/mL) dengan air secukupnya dalam labu ukur sampai menghasilkan 100 mL larutan etanol dengan rapatan 0,982 g/mL. Berapa konsentrasi larutan ini dinyatakan dengan :

- persen volume
- persen massa
- molaritas
- molalitas
- fraksi mol

Penyelesaian:

- persen (%) volume etanol =

$$\frac{10 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} \times 100 \% = 10 \%$$

- persen (%) massa etanol :

$$\begin{aligned} \text{massa 10 mL etanol} &= 10 \text{ mL} \times \frac{0,789 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 7,89 \text{ g} \\ \text{massa 100 mL larutan etanol} &= 100 \text{ mL} \times \frac{0,982 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 98,2 \text{ g} \\ \text{persen (\%)} \text{ massa larutan etanol} &= \frac{7,89 \text{ g}}{98,2 \text{ g}} \times 100 \% = 8,03 \% \end{aligned}$$

- Molaritas etanol :

Di bagian (b) di atas dapat dihitung massa 10 mL etanol = 7,89 g Massa rumus etanol, C₂H₅OH = 46 g

$$\text{Mol 10 mL etanol} = 7,89 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{46 \text{ g}} = 0,171 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Konsentrasi molar (molaritas) 100 mL larutan etanol} &= \frac{0,171 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} \\ &= 1,71 \text{ M} \end{aligned}$$

d. Molalitas etanol

Dari bagian b) didapat massa 10 mL etanol = 7,89 g

Massa 100 mL larutan etanol = 98,2 g

Massa air yang ditambahkan = massa larutan – massa etanol = (98,2 - 7,89) g = 90,3 g air = 0,0903 kg

Mol 10 mL etanol = 0,171 mol (lihat bagian. c di atas)

Molalitas larutan = mol etanol / kg pelarut = 0,171 mol / 0,0903 kg air = 1,89 m

e. Fraksi mol etanol

Mol etanol = 0,171 mol (lihat bagian c di atas)

Massa air / pelarut = 90,3 g (lihat bagian d di atas)

Jumlah mol air = 90,3 / 18 = 5,02 mol

Sifat Koligatif Larutan

Beberapa sifat penting larutan ditentukan oleh jumlah zat terlarut dan tidak tergantung pada macam zat terlarut. Sifat ini disebut sifat koligatif (dari bahasa Latin colligare, “mengumpul bersama”) sebab sifat-sifat itu bergantung pada efek kolektif jumlah partikel terlarut, bukan pada sifat partikel. Sifat-sifat ini meliputi: Penurunan tekanan uap larutan, peningkatan titik didih, penurunan titik beku dan tekanan osmotik larutan.

1. Penurunan tekanan uap larutan

Jika suatu zat yang tidak mudah menguap (misalnya gula) dilarutkan dalam sebuah pelarut misalnya air, ternyata tekanan uap larutan lebih rendah dari tekanan uap pelarut, atau $P < P^{\circ}$. Hal ini disebabkan karena molekul-molekul gula (zat terlarut) menghalangi gerak molekul-molekul air (pelarut) dari bentuk cair ke bentuk uap. Pada tahun 1887 Raoult menyatakan secara kuantitatif hubungan antara penurunan tekanan uap dengan fraksi mol zat terlarut sebagai berikut :

$$P = P^{\circ} \cdot X_A \quad \text{di mana}$$

P	= tekanan uap larutan
P°	= tekanan uap pelarut
X_A	= fraksi mol pelarut

Kita tahu bahwa $X_A + X_B = 1$ atau $X_A = 1 - X_B$

Dengan mensubstitusi persamaan di atas dapat diturunkan rumus untuk menghitung penurunan tekanan uap larutan:

$$\begin{aligned} P &= P^{\circ} \cdot X_A \\ &= P^{\circ} \cdot (1 - X_B) \\ &= P^{\circ} - P^{\circ} \cdot X_B \\ P^{\circ} - P &= P^{\circ} X_B \quad \text{atau} \end{aligned}$$

$$\Delta P = P^{\circ} X_B$$

Dimana:

ΔP = penurunan tekanan uap larutan
 P° = tekanan uap pelarut
 X_B = fraksi mol zat terlarut

Jika dalam suatu pelarut dilarutkan beberapa zat terlarut, maka penurunan tekanan uapnya dapat dihitung dengan :

$$\Delta P = P^{\circ} (X_B + X_C + \dots X_n)$$

Untuk larutan yang sangat encer, rumus tersebut dapat dipakai untuk menentukan Mr zat terlarut :

$$\begin{aligned} \Delta P &= P^{\circ} X_B \quad \text{di mana } X_B = \text{fraksi mol zat terlarut} \\ X_B &= \frac{n_B}{n_A + n_B} \end{aligned}$$

Dalam larutan yang encer, $n_B < n_A$ sehingga $X_B = \frac{n_B}{n_A}$ dan penurunan tekanan uap larutan dapat dihitung sebagai :

$$\begin{aligned} \Delta P &= P^{\circ} \frac{n_B}{n_A} \\ &= P^{\circ} \frac{W_B}{M_A} \times \frac{M_B}{W_A} \\ M_B &= \frac{P^{\circ}}{\Delta P} \cdot \frac{W_B \cdot M_A}{W_A} \end{aligned}$$

Contoh:

Sejumlah 10 gram paraffin $C_{20}H_{42}$ dilarutkan dalam 50 gram benzene C_6H_6 . Tekanan uap benzene murni pada $50^\circ C$ adalah 300 mmHg. Berapa tekanan uap larutan pada suhu tersebut ?

Jawab : Mr $C_{20}H_{42}$ = 282 dan Mr C_6H_6 = 78

$$\text{Mol paraffin} = 10 \text{ g} \times 1 \text{ mol} / 282 \text{ g} = 0,035 \text{ mol}$$

$$\text{Mol benzene} = 50 \text{ g} \times 1 \text{ mol} / 78 \text{ g} = 0,640 \text{ mol}$$

$$X_{\text{pelarut}} = X_{C_6H_6} = \frac{0,640 \text{ mol}}{0,675 \text{ mol}} = 0,948$$

$$P_{\text{larutan}} = X_{\text{pelarut}} \times P^{\circ}_{\text{pelarut}} \\ = 0,948 \times 300 \text{ mmHg} = 284 \text{ mm Hg}$$

Larutan yang mengandung beberapa zat yang mudah menguap

Larutan yang mengandung C_6H_6 dan CCl_4 , keduanya (zat terlarut dan pelarut) cenderung mudah menguap. Dalam hal ini uap mengandung molekul-molekul zat terlarut dan pelarut. Oleh karena itu tekanan uap larutan merupakan jumlah dari tekanan parsial masing-masing komponen. Suatu larutan yang mengandung komponen A dan komponen B yang keduanya mudah menguap, tekanan parsialnya adalah :

$$P_A = X_A \cdot P^{\circ}_A$$

$$P_B = X_B \cdot P^{\circ}_B$$

di mana :

P_B = tekanan parsial komponen B dalam larutan

P°_B = tekanan uap B murni

X_B = fraksi mol B

$$\text{Tekanan total : } P_{\text{tot}} = P_A + P_B \\ = X_A \cdot P^{\circ}_A + X_B \cdot P^{\circ}_B$$

Contoh:

Suatu campuran mengandung 50 g CCl_4 dan 50 g CHCl_3 . Tekanan uap CCl_4 murni pada $50^\circ\text{C} = 317 \text{ mmHg}$. Sedangkan tekanan uap CHCl_3 murni = 526 mmHg . Berapa tekanan uap campuran pada 50°C ?

Jawab :

Untuk mengetahui tekanan uap campuran, kita harus mengetahui tekanan parsial masing-masing komponen, dengan menentukan fraksi mol masing-masing komponen. $M_r \text{ CCl}_4 = 153,8$ dan $M_r \text{ CHCl}_3 = 119,4$

$$50 \text{ g CCl}_4 = 50 \text{ g} \times 1 \text{ mol} / 153,8 \text{ g} = 0,325 \text{ mol}$$

$$50 \text{ g CHCl}_3 = 50 \text{ g} \times 1 \text{ mol} / 119,4 \text{ g} = 0,419 \text{ mol}$$

$$\text{jumlah mol komponen} = (0,325 \text{ mol} + 0,419 \text{ mol}) = 0,744 \text{ mol}$$

$$X_{\text{CCl}_4} = 0,325 \text{ mol} / 0,744 \text{ mol} = 0,437$$

$$X_{\text{CHCl}_3} = 0,419 \text{ mol} / 0,744 \text{ mol} = 0,563$$

$$\begin{aligned} P_{\text{CCl}_4} &= X_{\text{CCl}_4} \times P_{\text{CCl}_4}^\circ \\ &= 0,437 \times 317 \text{ mm Hg} = 139 \text{ mm Hg} \end{aligned}$$

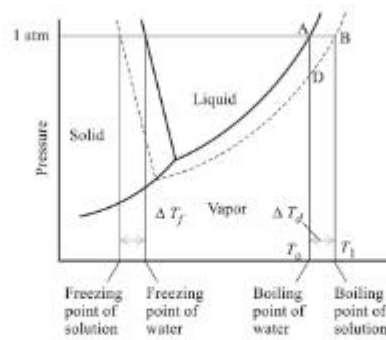
$$\begin{aligned} \text{Tekanan total} &= P_{\text{CCl}_4} + P_{\text{CHCl}_3} \\ &= 139 \text{ mm Hg} + 296 \text{ mmHg} = 439 \text{ mmHg} \end{aligned}$$

2. Kenaikan Titik Didih Larutan

Bila air murni dipanaskan pada tekanan udara 1 atmosfer, maka air itu akan mendidih pada suhu 100°C , karena pada suhu itu tekanan uapnya sama dengan tekanan udara luar. Sekarang bila kita larutkan gula ke dalam air, maka pada suhu 100°C larutan itu belum mendidih. Larutan itu memerlukan suhu yang lebih tinggi lagi untuk mendidih. Hal ini disebabkan molekul-molekul gula menghalangi penguapan sebagian molekul-molekul air sehingga tekanan uapnya belum mencapai tekanan udara luar. Untuk ini diperlukan pemanasan yang lebih tinggi. Selisih antara titik didih larutan dengan titik didih air murni disebut kenaikan titik didih (Δt_d).

Dengan percobaan dapat diamati bahwa larutan gula tebu (sacharosa) dan larutan glukosa yang konsentrasinya sama, akan mendidih pada suhu yang sama pula. Jika konsentrasinya tidak sama, maka kenaikan titik didihnya sebanding dengan konsentrasinya. Pengaruh konsentrasi pada kenaikan titik didih hanya tergantung pada jenis zat pelarutnya dan tidak pada jenis zat yang dilarutkan.

Perhatikan diagram di bawah ini :



Gambar 1.3. Diagram fasa yang menggambarkan penurunan titik beku dan kenaikan titik didih larutan.

Pada suhu di mana air mendidih ($A = T$), larutan (pada titik D) belum mendidih sebab tekanan uapnya masih lebih rendah dari tekanan udara luar (atmosfir). Tekanan uap larutan akan sama dengan tekanan udara luar pada suhu yang lebih tinggi (B), ini berarti larutan akan mendidih pada suhu yang lebih tinggi yaitu T. Dari diagram terlihat bahwa titik didih larutan lebih tinggi dari air, selisih titik didih ini dinyatakan dengan ΔT_d , yang besarnya adalah :

$$\Delta T_d = T_d - T^{\circ}d$$

T_d = titik didih larutan

$T^{\circ}d$ = titik didih pelarut

Untuk mengukur titik didih larutan Anda perlu hati-hati dalam memilih satuan konsentrasi zat terlarut. Dalam hal ini kita berhubungan dengan sistem (larutan) di mana suhunya tidak tetap, jadi kita tidak dapat menyatakan konsentrasi dengan satuan molar sebab molaritas dipengaruhi suhu. Untuk mengukur titik didih larutan dipakai konsentrasi molal (m).

Kenaikan titik didih yang disebabkan oleh 1 mol zat terlarut dalam 1000 gram pelarut ternyata mempunyai harga tetap dan disebut tetapan kenaikan titik didih molal (K_d). Masing-masing pelarut mempunyai K_d yang tertentu. Misalnya K_d air = $0,52^{\circ}\text{C}$ sedangkan K_d alkohol = $1,19^{\circ}\text{C}$

Dari uraian di atas dapat disimpulkan bahwa :

Untuk 1 mol zat dalam 1000 g pelarut, $\Delta T_d = K_d$

Untuk 2 mol zat dalam 1000 g pelarut, $\Delta T_d = 2 \times K_d$

Untuk m mol zat dalam 1000 g pelarut, $\Delta T_d = m \times K_d$

Jadi : $\Delta T_d = m \times K_d$

Dimana : ΔT_d = kenaikan titik didih larutan

m = konsentrasi molal zat terlarut

K_d = tetapan kenaikan titik didih molal pelarut

Kenaikan titik didih larutan dapat dipakai untuk menentukan massa rumus/massa molekul zat terlarut. Anda tentu masih ingat bahwa m (molalitas) larutan menyatakan :

$$m = \frac{\text{Mol zat terlarut}}{1000 \text{ g pelarut}} = \frac{W_B}{M_{rB}} = \frac{1000}{W_A}$$

W_B = massa zat terlarut

M_{rB} = massa molekul zat terlarut

W_A = massa pelarut

Sehingga untuk menghitung massa rumus zat terlarut, maka rumus di atas dapat ditulis sebagai:

$$\Delta T_d = K_d \cdot \frac{W_B}{M_{rB}} = \frac{1000}{W_A}$$

$$M_{rB} = K_d \cdot \frac{W_B}{\Delta T_d} = \frac{1000}{W_A}$$

3. Penurunan Titik Beku Larutan

Titik beku larutan lebih rendah dari titik beku pelarutnya. Larutan gula misalnya, membeku di bawah suhu 0°C. Selisih antara titik beku larutan dengan titik beku pelarut disebut penurunan titik beku larutan, dinyatakan dengan ΔT_b . Penurunan titik beku larutan ini juga sebanding dengan konsentrasi zat terlarut. Hubungan ini dapat dinyatakan dengan rumus :

$$\Delta T_b = m \times K_b$$

di mana :

- ΔT_b = penurunan titik beku larutan
- m = konsentrasi molal zat yang dilarutkan
- K_b = tetapan penurunan titik beku molal pelarut.

Seperti halnya dengan kenaikan titik didih, maka penurunan titik beku larutan ini juga dapat dipakai untuk menentukan massa molekul zat yang dilarutkan yaitu :

$$\Delta T_b = K_b \cdot \frac{W_B}{M_{rB}} \times \frac{1000}{W_A}$$

$$M_{rB} = K_b \cdot \frac{W_B}{\Delta T_b} \times \frac{1000}{W_A}$$

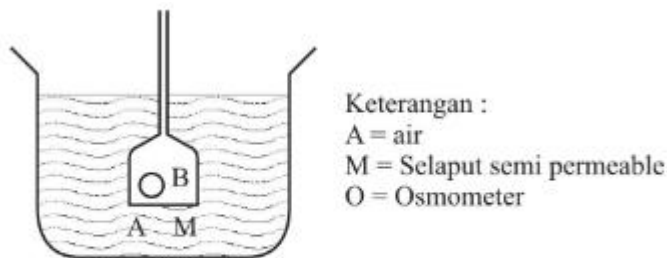
4. Tekanan Osmosis Larutan

Jika buah-buahan kering seperti kismis, kita masukkan ke dalam air, maka buah tersebut akan mengembang. Hal ini disebabkan karena air yang masuk menembus kulit buah lebih banyak dibandingkan air yang keluar kembali. Sedangkan molekul-molekul gula dari buah ini tidak bisa keluar

menembus kulit buah. Peristiwa ini menyebabkan terjadinya tekanan dari dalam terhadap kulit buah sehingga buah-buahan mengembang. Kulit buah ini merupakan selaput semi permeable dan peristiwa ini disebut osmosis.

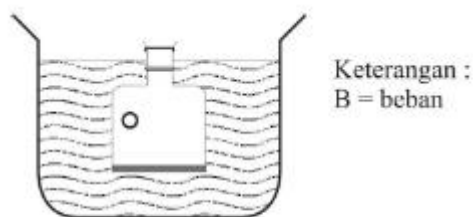
Secara umum, osmosis dinyatakan sebagai peristiwa mengalirnya pelarut dari larutan yang lebih encer ke larutan yang lebih pekat melalui suatu membran semi permeable. Sedangkan membran semi permeable adalah membran yang dapat dilalui oleh molekul pelarut, tetapi tidak dapat dilalui oleh partikel zat terlarut.

Corong seperti Gambar 1.4 di bawah ini bagian bawahnya ditutup dengan selaput yang mempunyai sifat semi permeable, yang dibuat dari kertas perkamen. Sebelum dimasukkan ke dalam bak yang berisi air, corong tersebut diisi dengan larutan gula. Setelah corong dicelupkan ke dalam bak, maka akan terjadi perpindahan air dari bak ke dalam corong. Ini dapat dilihat dari permukaan air dalam tangkai osmometer yang naik perlahan-lahan.



Gambar 1.4 : Osmometer

Perpindahan air ke dalam osmometer dapat dicegah dengan menggunakan suatu gaya. Dengan beban di atasnya, (lihat Gambar 1.4) maka aliran air ke dalam osmometer dapat dicegah. Gaya yang diperlukan untuk mengimbangi desakan air ke atas disebut tekanan osmotik larutan.



Gambar 1.5. Osmometer dengan beban

Van't Hoff menyatakan bahwa ada hubungan antara sifat gas dan larutan.

Bila hukum gas dapat dinyatakan dengan : $P \cdot V = n R T$

Untuk larutan : $\pi V = n R T$

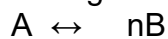
π = tekanan osmotik suatu larutan yang mengandung n mol zat terlarut dalam volume V liter pada suhu T karena $n/V = M$ (molar) maka persamaan di atas dapat ditulis : $\pi = M R T$ di mana : R = tetapan yang besarnya $0,082 \text{ L. atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

5. Sifat Koligatif Larutan Elektrolit

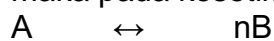
Larutan asam, basa dan garam menunjukkan penurunan titik beku dan kenaikan titik didih yang abnormal. Artinya titik beku dan titik didih yang kita tentukan dengan eksperimen lebih besar bila dibandingkan dengan titik beku dan titik didih yang dihitung menurut rumus : $\Delta T_d = m \times K_d$ atau : $\Delta T_b = m \times K_b$

Hal ini disebabkan karena elektrolit itu terurai menjadi ion-ion, sehingga banyaknya partikel-partikel di dalam larutan menjadi bertambah. Dengan demikian penurunan titik beku dan kenaikan titik didih larutan menjadi lebih besar.

Sebagai contoh misalnya elektrolit A yang mengion sebagai berikut :



Bila derajat ionisasi $A = \alpha$ dan jumlah molekul A mula-mula adalah a mol, maka pada kesetimbangan terdapat :



(a - a α) mol n.a α mol

Zat A yang tidak terurai : (a - a α) mol

Zat B yang terbentuk : n.a α mol

Banyaknya zat sesudah ionisasi = (a - a α + n.a α) mol

Perbandingan banyaknya zat sesudah dan sebelum ionisasi adalah :

$$\frac{\text{Banyaknya zat sesudah ionisasi}}{\text{Banyaknya zat sebelum ionisasi}} = \frac{a - a\alpha + n.a\alpha}{a} = i$$

$$i = \frac{a [1 + (n - 1) \alpha]}{a} = 1 + (n-1) \alpha$$

i disebut juga *factor van't Hoff*

Karena sifat koligatif larutan dipengaruhi oleh banyaknya partikel-partikel zat terlarut, maka untuk larutan elektrolit berlaku :

$$\Delta T_d = m \times K_d \times i$$

$$= m \times K_d \times [1 + (n-1) \alpha]$$

$$\Delta T_b = m \times K_b \times i$$

$$= m \times K_b \times [1 + (n-1) \alpha]$$

$$\pi = M R T i$$

factor van't Hoff dapat dipakai untuk mencari harga α

$$i = 1 + (n-1) \alpha$$

$$i - 1 = (n - 1) \alpha$$

maka: $\alpha = \frac{i-1}{(n-1)}$