

KEGIATAN PEMBELAJARAN 1

SIFAT KOLIGATIF LARUTAN

Uraian Materi



Laut mati yang memiliki kadar garam tinggi, menyebabkan seseorang tidak akan tenggelam. Hal ini dikarenakan terjadinya penurunan tekanan uap dari pelarut, zat terlarutnya tidak mudah menguap.

Sumber: <http://www.oasisoverland.co.uk>

Gambar 1.1. Laut mati dengan kadar garam tinggi

Beberapa sifat penting larutan bergantung pada banyaknya partikel zat terlarut dalam larutan dan tidak tergantung pada jenis partikel zat terlarut. Sifat ini disebut sifat koligatif, yaitu penurunan tekanan uap, peningkatan titik didih, penurunan titik beku dan tekanan osmotik. Sifat koligatif larutan dapat di bedakan menjadi dua macam yaitu sifat larutan elektrolit dan non elektrolit. Hal itu disebabkan zat terlarut dalam larutan elektrolit bertambah jumlahnya karena terurai menjadi ion-ion, sedangkan zat terlarut pada larutan non elektrolit jumlahnya tetap karena tidak terurai menjadi ion-ion, sesuai dengan hal tersebut maka sifat koligatif larutan nonelektrolit lebih rendah daripada sifat koligatif larutan elektrolit. Pada pembahasan materi ini, sifat koligatif yang terjadi pada larutan encer, yang berarti larutan yang konsentrasinya $< 2M$.



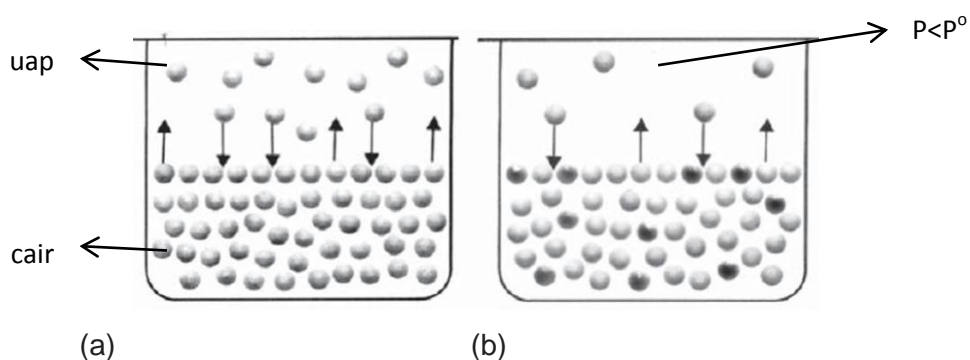
SIFAT KOLIGATIF LARUTAN NON ELEKTROLIT

1. Penurunan Tekanan Uap Jenuh

Pada peristiwa penguapan terjadi perubahan dari zat cair menjadi gas. Jika zat cair dimasukkan ke dalam suatu ruangan tertutup maka zat tersebut akan menguap hingga ruangan tersebut jenuh. Pada keadaan ini proses penguapan tetap berlangsung dan pada saat yang sama juga terjadi proses pengembunan. Laju penguapan sama dengan laju pengembunan. Keadaan ini dikatakan terjadi kesetimbangan dinamis antara zat cair dan uap jenuhnya. Artinya bahwa tidak akan terjadi perubahan lebih lanjut tetapi reaksi atau proses yang terjadi masih terus berlangsung. Tekanan yang disebabkan oleh uap jenuh dinamakan tekanan uap jenuh. Besarnya tekanan uap jenuh dipengaruhi oleh jumlah zat dan suhu. Makin besar tekanan uap suatu cairan, makin mudah molekul-molekul cairan itu berubah menjadi uap.

Untuk mengetahui penurunan tekanan uap maka pada tahun 1880-an kimiawan Perancis **F.M. Raoult** mendapati bahwa melarutkan suatu zat terlarut mempunyai efek penurunan tekanan uap dari pelarut. Apabila pada pelarut murni kita tambahkan sejumlah zat terlarut yang tidak mudah menguap, apa yang akan terjadi?

Coba perhatikan gambar berikut ini.



Gambar 1.2

- (a) Peristiwa penguapan zat cair dalam ruang tertutup sampai mencapai kesetimbangan antara laju penguapan dan laju pengembunan



- (b) Tekanan uap jenuh pelarut lebih besar daripada tekanan uap jenuh larutan ($P_0 > P$)

(Sumber: General Chemistry, Principles and Structure, James E Brady, 1990)

Gambar 1.2 menjelaskan bahwa partikel-partikel pada larutan lebih tidak teratur dibandingkan partikel-partikel pada pelarut murni. Hal ini menyebabkan tekanan uap larutan lebih kecil daripada pelarut murni. Inilah yang dinamakan penurunan tekanan uap jenuh. Selisih antara tekanan uap murni dengan tekanan uap larutan jenuh dapat dituliskan secara matematis seperti berikut

$$\Delta P = P^0 - P$$

Keterangan:

ΔP = penurunan tekanan uap

P^0 = tekanan uap pelarut murni

P = tekanan uap jenuh larutan

Jika zat terlarut bersifat tidak menguap (non volatile), artinya tidak memiliki tekanan uap yang dapat diukur sehingga tekanan uap dari larutan selalu lebih kecil daripada pelarut murninya. Jadi, hubungan antara tekanan uap larutan dan tekanan uap pelarut bergantung konsentrasi zat terlarut dalam larutan. Hubungan itu dirumuskan dalam Hukum Raoult (berasal dari nama kimiawan Perancis *Francois Raoult*) menyatakan bahwa tekanan uap larutan (P_1) sama dengan tekanan uap pelarut murni (P_1^0), dikalikan fraksi mol pelarut dalam larutan X_1

$$P_1 = X_1 P_1^0$$

Dalam larutan yang mengandung hanya satu zat terlarut, $X_1 = 1 - X_2$ dimana X_2 adalah fraksi mol zat terlarut

$$P_1 = (1 - X_2) P_1^0$$

sehingga

$$P_1^0 - P_1 = \Delta P = X_2 \cdot P_1^0$$



Jadi penurunan tekanan uap, ΔP , berbanding lurus terhadap konsentrasi zat terlarut yang diukur dalam fraksi mol.

Tekanan uap larutan lebih rendah daripada tekanan uap pelarut murninya, karena meningkatnya ketidakteraturan, akibat proses fisis dan proses kimia, semakin tidak teratur maka semakin besar kecenderungan berlangsungnya suatu proses. Penguapan meningkatkan ketidakteraturan suatu sistem sebab molekul dalam fasa uap kurang teratur dibandingkan molekul dalam fasa cairan. Larutan lebih tidak teratur dibandingkan pelarut murni, maka selisih ketidakteraturan antara larutan dan uap lebih kecil dibandingkan antara pelarut murni dan uap. Dengan demikian, molekul pelarut lebih kecil kecenderungannya untuk meninggalkan larutan dibandingkan meninggalkan pelarut murni untuk menjadi uap, dan tekanan uap larutan lebih kecil dibandingkan tekanan uap pelarut.

Contoh Soal 1

Pada 25°C tekanan uap air murni adalah 23,76 mmHg dan tekanan uap larutan urea adalah 22,98 mmHg. Perkirakan molalitas larutan tersebut !

Penjelasan dan penyelesaian :

1. Penentuan fraksi mol urea

$$\begin{aligned}\Delta P &= P^{\circ} - P \\ &= 23,76 - 22,98 \text{ mmHg} \\ &= 0,78 \text{ mmHg}\end{aligned}$$

Dengan menggunakan rumus $\Delta P = X_2 \cdot P_1^{\circ}$ didapat $X_2 = 0,033$

$$X_2 = 0,033$$

Rumus: $X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$

Keterangan: n_1 dan n_2 masing-masing adalah jumlah mol pelarut dan zat terlarut. Oleh karena fraksi mol urea dalam larutan ini hanya 0,033, larutan ini termasuk encer sehingga dapat diasumsikan bahwa n_1 jauh lebih besar daripada n_2 . Jadi dapat dituliskan:

$$X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{n_2}{n_1} \quad (n_1 > n_2)$$



$$n_2 = n_1 \cdot X_2$$

Jumlah mol air dalam 1 kg air adalah:

$$1000 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} = 55,49 \text{ mol}$$

dan jumlah mol urea yang ada dalam 1 kg air adalah :

$$\begin{aligned} n_2 &= n_1 \cdot X_2 = (55,49 \text{ mol}) (0,033) \\ &= 1,8 \text{ mol} \end{aligned}$$

Jadi konsentrasi larutan urea adalah 1,8 molal

Jika kedua komponen cairan yang mudah menguap (volatil) artinya memiliki tekanan uap yang dapat diukur, maka tekanan uap total dalam campuran adalah jumlah dari tekanan parsial masing-masing komponen. Hukum Raoult juga berlaku untuk cair-cair:

$$P_A = X_A P_A^0$$

$$P_B = X_B P_B^0$$

P_A dan P_B adalah tekanan uap parsial untuk komponen A dan B

P_A^0 dan P_B^0 adalah tekanan uap zat murni

X_A dan X_B adalah fraksi mol masing masing zat.

Bunyi Hukum Raoult:

Tekanan uap jenuh larutan sama dengan fraksi mol pelarut dikalikan dengan tekanan uap jenuh pelarut murni.

Ketika komponen dalam campuran telah mencapai kesetimbangan, total tekanan uap pada campuran dapat ditentukan dengan menggabungkan hukum Raoult dengan hukum Dalton.

Tekanan total diberikan oleh hukum Dalton untuk tekanan parsial

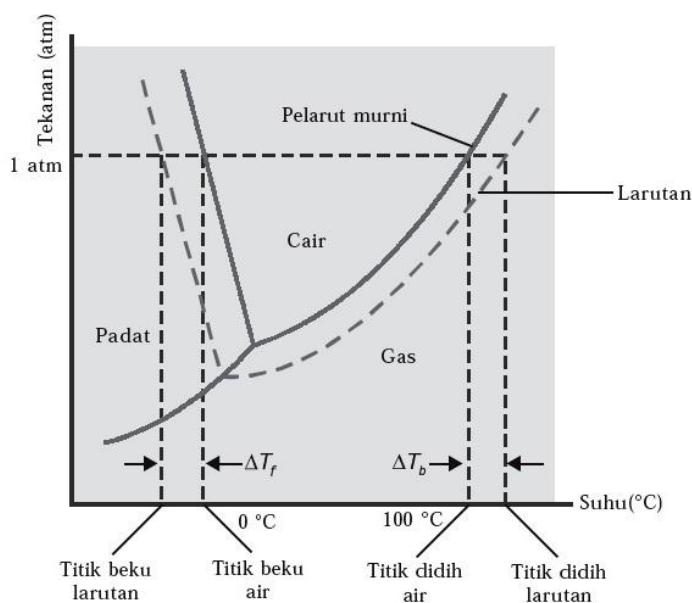
$$P_T = P_A + P_B$$

$$\text{Atau: } P_T = X_A P_A^0 + X_B P_B^0$$



2. Kenaikan Titik Didih

Pada proses pendidihan terjadi karena panas meningkatkan gerakan atau energi kinetik, dari molekul yang menyebabkan cairan berada pada titik di mana cairan itu menguap. Titik didih cairan berhubungan dengan tekanan uap. Jika sebuah larutan mempunyai tekanan uap yang tinggi pada suhu tertentu, maka molekul-molekul yang berada dalam larutan tersebut mudah untuk melepaskan diri dari permukaan larutan menuju fasa uap jika mempunyai tekanan uap yang rendah, maka molekul-molekul dalam larutan tersebut tidak dapat dengan mudah melepaskan diri dari larutan menuju fasa uap. Jadi larutan dengan tekanan uap yang lebih tinggi pada suhu tertentu akan memiliki titik didih yang lebih rendah. Cairan akan mendidih ketika tekanan uapnya menjadi sama dengan tekanan udara luar. Titik didih cairan pada tekanan udara 760 mmHg disebut *titik didih standar* atau titik didih normal. Jadi yang dimaksud dengan *titik didih* adalah suhu pada saat tekanan uap jenuh cairan itu sama dengan tekanan udara luar (tekanan pada permukaan cairan). Telah dijelaskan di depan bahwa tekanan uap larutan lebih rendah dari tekanan uap pelarutnya. Hal ini disebabkan karena zat terlarut itu mengurangi bagian atau fraksi dari pelarut sehingga laju penguapan berkurang. Hubungan antara tekanan uap jenuh dan suhu air dalam larutan berair ditunjukkan pada Gambar 1.3 berikut.



Sumber: Kimia Dasar, Konsep konsep Inti, Raymond Chang, 2003



Gambar 1.3: Diagram fasa yang mengilustrasikan kenaikan titik didih dan penurunan titik beku larutan berair

Pada diagram 1.3 terlihat kurva putus-putus untuk larutan dan kurva biasa untuk pelarut murni. Coba Anda amati dan pelajari, diagram juga memperlihatkan titik didih larutan lebih tinggi dibandingkan titik didih air dan titik beku larutan lebih rendah dibandingkan titik beku air. Titik bertemunya ketiga garis kurva biasa disebut dengan titik Triple yang menyatakan keseimbangan ketiga fasa, yaitu padat, cair dan gas. Selain itu, dapat terlihat bahwa pada suhu berapapun tekanan uap larutan lebih rendah daripada tekanan uap pelarut murninya. Sehingga mengakibatkan kurva larutan (putus-putus) memotong garis horisontal yang bertanda $P=1$ atm pada suhu yang lebih tinggi daripada titik didih normal pelarut murni. Analisis dari gambar menunjukkan bahwa titik didih larutan lebih tinggi daripada titik didih pelarut murninya sehingga kenaikan titik didih ΔT_b di definisikan sebagai berikut.

$$\Delta T_b = T_b - T_b^\circ$$

Dimana T_b adalah titik didih larutan dan T_b° adalah titik didih pelarut murni. Kenaikan titik didih (ΔT_b) berbanding lurus dengan penurunan tekanan uap maka akan berbanding lurus juga dengan konsentrasi (molalitas) larutan, sehingga dapat dirumuskan:

$$\Delta T_b = K_b \cdot m$$

$$\Delta T_b = K_b \cdot \frac{w}{M} \cdot \frac{1000}{\text{massa pelarut}}$$

Dengan

ΔT_b = kenaikan titik didih larutan ($^\circ\text{C}$)

W = massa zat terlarut (gram)

massa pelarut (gram)

M = massa molar (g/mol)

K_b = kenaikan titik didih molal ($^\circ\text{C}/m$) yang bergantung pada pelarut



K_b adalah konstanta kenaikan titik didih molal dan m adalah molalitas larutan. Satuan K_b adalah $^{\circ}\text{C}/m$. Perlu diketahui bahwa sistem larutan suhunya tidak dijaga tetap sehingga kita tidak dapat menyatakan satuan konsentrasi bukan dalam molaritas, karena molaritas berubah jika suhu berubah atau terkait dengan volume jadi jika dipanaskan/didinginkan volume akan berubah. Untuk menghindarinya digunakan satuan molal.

Tabel 1.1 Konstanta kenaikan titik didih molal untuk beberapa cairan yang umum

Pelarut	Titik Didih ($^{\circ}\text{C}$)	K_b $^{\circ}\text{C molal}^{-1}$
Air	100	0,52
Aseton	56,5	1,72
Etanol	78,4	1,2
Benzena	80,1	2,52
Etil eter	34,6	2,11
Asam asetat	118,3	3,07
Kloroform	61,2	3,63

Contoh Soal 2

Suatu larutan non elektrolit mengandung 4 gram zat terlarut dalam 1000 gram air. Larutan tersebut mendidih pada suhu $100,0347^{\circ}\text{C}$. Berapa massa molekul zat tersebut, jika $K_b = 0,52^{\circ}\text{C}\cdot m^{-1}$?

Penyelesaian:

$$\Delta T_b = K_b \cdot \frac{w}{M} \cdot \frac{1000}{\text{massa pelarut}}$$

Sehingga:

$$\begin{aligned} \text{Massa molar (Mr)} &= \frac{K_b}{\Delta T_b} \cdot \frac{w \cdot 1000}{\text{massa pelarut}} \\ &= \frac{0,52}{0,0347} \cdot \frac{4 \cdot 1000}{1000} \end{aligned}$$



$$= 60 \text{ g/mol}$$

Jadi massa molar adalah 60

3. Penurunan Titik Beku

Pada kehidupan sehari-hari, Anda bisa menemukan penerapan penurunan titik beku, seperti :

- a. Cairan pendingin adalah larutan berair yang memiliki titik beku jauh di bawah 0°C . Cairan pendingin digunakan pada pabrik es, juga digunakan untuk membuat es putar. Cairan pendingin dibuat dengan melarutkan berbagai jenis garam ke dalam air. Pada pembuatan es putar cairan pendingin dibuat dengan mencampurkan garam dapur dengan kepingan es batu dalam sebuah bejana berlapis kayu. Pada pencampuran itu, es batu akan mencair sedangkan suhu campuran turun. Campuran bahan pembuat es putar dimasukkan dalam bejana lain yang terbuat dari bahan stainless steel. Bejana ini kemudian ke dalam cairan pendingin, sambil terus menerus diaduk sehingga campuran membeku.
- b. Antibeku pada radiator mobil
Pada daerah beriklim dingin, biasanya air radiator mudah membeku sehingga radiator kendaraan cepat rusak. Oleh karena itu, air radiator tersebut perlu ditambahkan etilen glikol agar titik beku air radiator menurun sehingga tidak mudah membeku



Gambar 1.4 penambahan etilen glikol pada air radiator agar terjadi penurunan titik beku

- c. Antibeku dalam tubuh hewan



Prinsip sifat koligatif larutan penurunan titik beku terdapat pula pada hewan-hewan yang tinggal di daerah beriklim dingin, karena di dalam tubuhnya mengandung zat-zat antibeku yang mampu menurunkan titik beku air $0,8^{\circ}\text{C}$ sehingga ikan laut dapat bertahan di musim dingin. Zat antibeku dalam tubuh hewan daerah beriklim dingin dapat mencegah pembentukan kristal es dalam jaringan dan selnya.

d. Antibeku untuk mencairkan salju

Daerah beriklim dingin memanfaatkan sifat koligatif penurunan titik beku larutan untuk mencairkan salju. Jalanan bersalju ditaburi garam NaCl dan CaCl_2 , agar mencairkan salju. Semakin banyak garam yang ditaburkan maka akan semakin banyak salju yang mencair karena terjadi penurunan titik beku air.

Setelah Anda mengetahui penerapan sifat koligatif larutan penurunan titik beku sebagaimana yang telah dijelaskan, maka Anda perlu lebih memperdalam mengenai penurunan titik beku larutan tersebut. Mengapa bisa terjadi penurunan titik beku? Faktor apa sajakah yang dapat mempengaruhi terjadinya penurunan titik beku?

Pada diagram fasa, gambar 1.3 menunjukkan bahwa penurunan tekanan uap larutan bergeser kurva padatan – cairan ke arah kiri. Akibatnya, garis ini memotong garis horisontal pada suhu yang lebih rendah daripada titik beku air. Penurunan titik beku air didefinisikan sebagai berikut.

$$\Delta T_f = T_f^{\circ} - T_f$$

Dimana T_f adalah titik didih larutan dan T_f° adalah titik didih pelarut murni. Penurunan titik beku (ΔT_f) berbanding lurus dengan penurunan tekanan uap maka akan berbanding lurus juga dengan konsentrasi (molalitas) larutan, sehingga dapat dirumuskan:

$$\Delta T_f = K_f \cdot m$$

$$\Delta T_f = K_f \cdot \frac{w}{M} \cdot \frac{1000}{\text{massa pelarut}}$$



Dengan

ΔT_f = penurunan titik beku larutan ($^{\circ}\text{C}$)

w = massa zat terlarut (gram)

massa pelarut (gram)

M = massa molar (g/mol)

K_f = kenaikan titik didih molal ($^{\circ}\text{C}/m$)

Dimana dalam persamaan tersebut terdapat m adalah konsentrasi dari zat terlarut dalam satuan molalitas dan K_f adalah konstanta penurunan titik beku molal ($^{\circ}\text{C}/\text{molal}$).



Berikut ini adalah data konstanta penurunan titik beku molal.

Tabel 1.2 Data konstanta penurunan titik beku molal dari beberapa cairan yang umum

Pelarut	Titik Beku (°C)	K_f (°C/m)
Aseton	-95,35	2,40
Benzena	5,45	5,12
Kamfer	179,8	39,7
Karbon Tetraklorida	-23	29,8
Sikloheksana	6,5	20,1
Naftalena	80,5	6,94
Fenol	43	7,27
Air	0	1,86

Mengapa dapat terjadi penurunan titik beku larutan?

Pembekuan melibatkan transisi dari keadaan tidak teratur menjadi teratur sehingga energi harus diambil dari sistem. Larutan lebih tidak teratur dibandingkan pelarut, maka lebih banyak energi yang harus diambil darinya untuk menciptakan keteraturan dibandingkan dalam kasus pelarut murni. Jadi, larutan memiliki titik beku lebih rendah dibandingkan pelarut.

Contoh Soal 3

Berapa gram urea yang terlarut di dalam 500 gram air jika larutan tersebut titik bekunya $-1,4^\circ\text{C}$? (K_f air = $1,86^\circ\text{Cm}^{-1}$ dan M_r Urea = 60)

Penentuan M_r zat terlarut dapat dihitung dengan rumus:

Penyelesaian:

$$\Delta T_b = K_b \cdot \frac{w}{M} \cdot \frac{1000}{\text{massa pelarut}}$$

Sehingga:

$$\Delta T_f = K_f \cdot \frac{w}{M} \cdot \frac{1000}{\text{massa pelarut}}$$



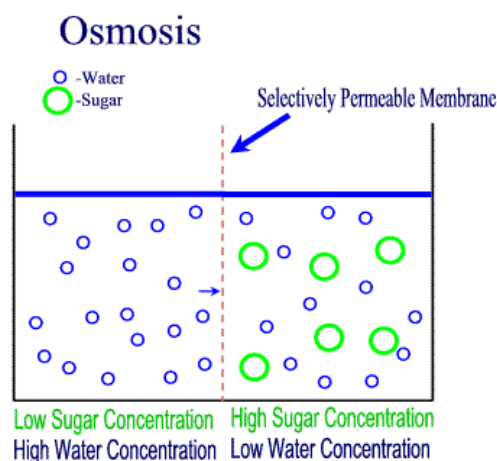
$$1,4^{\circ}\text{C} = 1,4^{\circ}\text{C} = 1,86^{\circ}\text{C/molal} \cdot \frac{w(g)}{60\text{ g/mol}} \cdot \frac{1000}{500} \text{ kg}^{-1}$$

$$W = \frac{1,4 \times 60 \times 500}{1000 \times 1,86} = 22,58 \text{ gram}$$

Jadi massa urea adalah 22, 58 gram

4. Tekanan Osmotik

Pada penerapan sifat koligatif larutan, tekanan osmotik dapat dijumpai pada proses kimia dan biologi bergantung pada aliran molekul pelarut secara selektif melewati membran berpori dari larutan encer ke larutan yang lebih pekat. Hal ini diperlihatkan pada gambar 1.5 berikut.



Gambar 1.5 Proses osmotik: pergerakan molekul dari larutan encer ke larutan pekat melalui membran semipermeabel

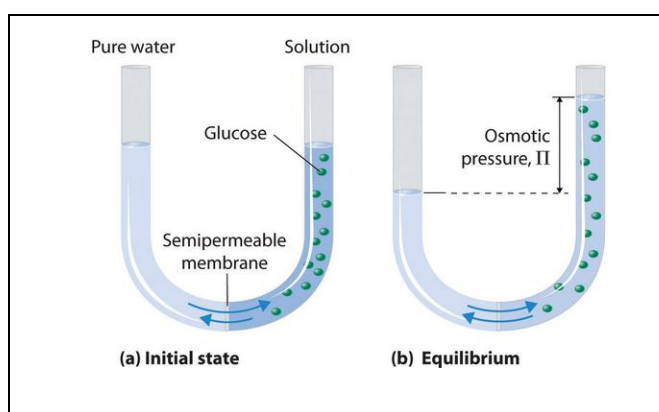
Gerakan molekul pelarut murni/larutan yang lebih encer melewati membran semipermeabel dari pelarut murni atau pelarut encer ke larutan yang lebih pekat disebut osmosis, sedangkan Tekanan osmotik (π) suatu larutan adalah tekanan yang diperlukan untuk menghentikan osmosis. Akibat laju ke kanan lebih besar dari laju ke kiri maka timbul peristiwa osmosis. Agar laju ke kanan sama dengan laju ke kiri maka harus diberi tekanan sedemikian



rupa sedemikian rupa sehingga seimbang dan tekanan disebut tekanan osmosis.

Bagaimana bisa terjadi tekanan osmotik?

Hal ini diilustrasikan menggunakan gambar 1.6. Pada gambar 1.6 (a) kondisi awal kedua permukaan yang sama tinggi antara pelarut/larutan encer dengan larutan yang lebih pekat; sedangkan (b) tekanan osmotik sama dengan tekanan hidrostatis yang diberikan oleh kolom cairan sebelah kanan a keadaan kesetimbangan. Pada dasarnya pengaruh yang sama terjadi jika pelarut murni digantikan dengan larutan yang lebih encer daripada larutan yang ada di sebelah kanan. Pada wadah tersebut, kedua larutan dipisahkan dengan membran semipermeabel yang memungkinkan molekul pelarut melewatinya tetapi menghalangi lewatnya zat terlarut. Pada awalnya, permukaan air memiliki tinggi permukaan yang sama. Setelah beberapa saat, permukaan di bagian kanan mulai naik hingga mencapai kondisi kesetimbangan. Gerakan molekul pelarut murni melewati membran semipermeabel dari pelarut murni atau pelarut encer ke larutan yang lebih pekat disebut osmosis. Tekanan osmotik (π) suatu larutan adalah tekanan yang diperlukan untuk menghentikan osmosis. Tekanan ini dapat diukur langsung dari selisih permukaan-permukaan cairan pada keadaan akhir



Sumber: *general chemistry book, colligative properties of solution*, <http://2012books.lardbucket.org/>

Gambar 1.6 Tekanan osmotik (a) permukaan pelarut murni (kiri) dan permukaan larutan (kanan) pada awalnya sama tinggi, (b) proses selama osmosis permukaan pada sisi larutan naik sebagai akibat aliran pelarut murni dari kiri ke kanan.



Berdasarkan penjelasan tersebut, tekanan osmotik dapat dirumuskan sebagai berikut.

$$\pi = MRT$$

$$\pi V = nRT$$

Keterangan:

M = molaritas larutan

R = konstanta gas (0,0821 L.atm/K.mol)

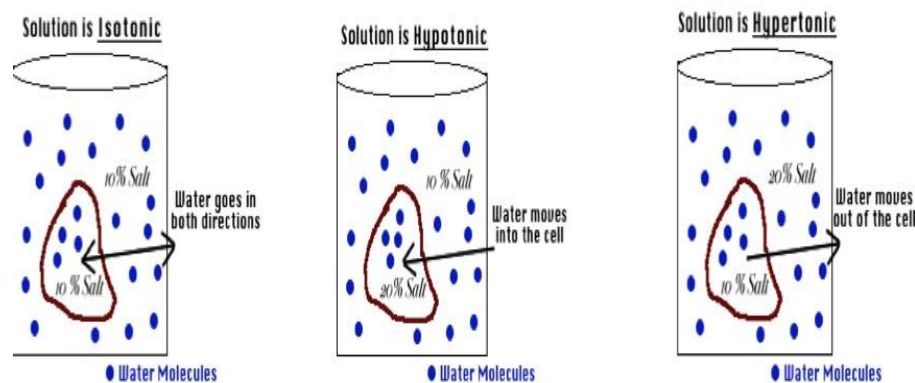
T = suhu mutlak ;

π = tekanan (atm)

n = jumlah mol zat terlarut

V = volume larutan (L)

Konsentrasi dinyatakan dengan molaritas, karena pengukuran tekanan osmotik dilakukan pada suhu tetap. Tekanan osmotik pun berbanding lurus dengan konsentrasi larutan. Jika kedua larutan mempunyai konsentrasi yang sama maka tekanan osmotik pun akan sama akan disebut keadaan *isotonik*. Jika kedua larutan memiliki tekanan osmotik yang tidak sama, larutan yang lebih pekat disebut *hipertonik* dan larutan yang lebih encer disebut *hipotonik*.



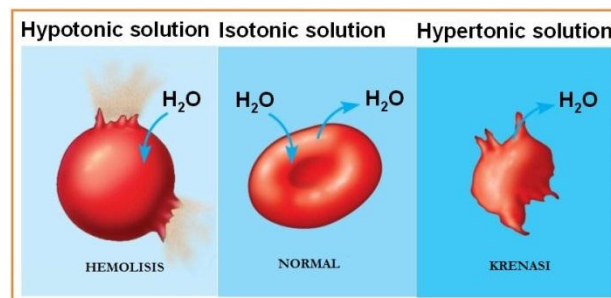
Sumber: kimia.upi.edu

Gambar 1.7 Partikel zat terlarut dan pelarut murni (air) pada kondisi isotonik, hipotonik dan hipertonik



Fenomena tekanan osmotik dapat diamati dalam banyak contoh yang menarik, diantaranya:

1. Hemolisis, yaitu kadar sel darah merah yang terlindungi dari lingkungan eksternal oleh membran semipermeable. Sel darah merah diletakkan dalam larutan hipotonik, karena larutan hipotonik kurang pekat dibandingkan larutan di dalam sel, air bergerak ke dalam sel. Sel akan mengembang dan akhirnya pecah membebaskan hemoglobin dan molekul lain.



Sumber: General chemistry

Gambar 1.8 (a) larutan hipotonik (b) larutan isotonik (c) larutan hipertonik yang terjadi pada sel darah merah

2. Pengawetan selai dan jelly. Kadar gula pada selai dan jelly sangat tinggi yang penting dalam proses pengawetan, karena gula membantu membunuh bakteri. Jika sel bakteri berada dalam larutan gula hipertonik, air intrasel cenderung bergerak keluar dari sel bakteri ke larutan yang lebih pekat melalui proses osmosis. Proses ini disebut krenasi, menyebabkan sel mengerut dan akhirnya tidak berfungsi lagi. Tekanan osmotik merupakan mekanisme utama dalam pengangkutan air ke bagian atas pada tumbuhan. Karena daun terus menerus kehilangan air ke udara, dalam proses yang disebut transpirasi, konsentrasi zat terlarut dalam cairan daun meningkat. Air didorong ke atas lewat batang, cabang dan ranting ranting pohon oleh tekanan osmotik.

Penggunaan sifat koligatif untuk menentukan massa molar

Sifat koligatif larutan non elektrolit dapat digunakan untuk menentukan massa molar zat terlarut. Berikut ini adalah contoh soal dalam penentuan massa molar



Contoh Soal 4

Sebanyak 7,85 g sampel senyawa dengan rumus empiris C_5H_4 dilarutkan ke dalam 301 g benzena. Titik beku larutan adalah $1,05^\circ C$ di bawah titik beku benzena murni. Berapa massa molar dan rumus molekul senyawa tersebut?

Penyelesaian

Tahap 1 Menghitung molalitas larutan dari titik bekunya

$$\text{Molalitas} = \frac{\Delta T_b}{K_b} = \frac{1,05 \text{ } ^\circ C}{5,12 \text{ } ^\circ C/m} = 0,205 \text{ } m$$

Karena ada 0,205 mol zat terlarut dalam 1 kg pelarut, jumlah mol zat terlarut dalam 301 g atau 0,301 kg, pelarut adalah:

Tahap 2 menentukan jumlah mol senyawa dalam 7,58 g

$$\text{Molalitas} = \frac{0,205 \text{ } mol}{1 \text{ } kg \text{ } pelarut} \times 0,301 \text{ } kg \text{ } pelarut = 0,0617 \text{ } mol$$

Sehingga dapat dihitung massa molar zat terlarut

$$\frac{7,85 \text{ } g}{0,0617 \text{ } mol} = 127 \text{ } g/mol$$

Karena massa rumus C_5H_4 adalah 64 g dan massa molarnya adalah 127 g, maka rumus molekulnya adalah $C_{10}H_8$ (naftalena)

SIFAT KOLIGATIF LARUTAN ELEKTROLIT

Sifat koligatif larutan dapat terjadi pula pada larutan elektrolit. Pada larutan elektrolit terjadi proses terurainya ion-ion dalam larutan. Banyaknya partikel zat terlarut adalah yang menentukan sifat koligatif larutan. Contohnya adalah, larutan garam NaCl didalamnya akan terurai menjadi ion ion Na^+ dan Cl^- sehingga 0,1 m larutan NaCl akan dua kali lebih besar dibandingkan 0,1 molal larutan nonelektrolit. Larutan non elektrolit, misalnya sukrosa atau gula. Bagaimana dengan Larutan $CaCl_2$ pada penurunan titik beku?

0,1 m larutan $CaCl_2$ tentunya akan menurunkan titik beku tiga kali lebih banyak daripada 0,1 m larutan sukrosa. Mengapa hal ini terjadi? Untuk melihat pengaruh ini, perhatikan persamaan berikut ini



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

$$\Delta T_f = i \cdot K_f \cdot m$$

$$\pi = i \cdot M \cdot R \cdot T$$

Variabel i adalah faktor Van't Hoff yang didefinisikan sebagai berikut.

$$i = \frac{\text{jumlah partikel sebenarnya dalam larutan setelah penguraian}}{\text{jumlah satuan rumus yang semula terlarut dalam larutan}}$$

Jadi i harus bernilai 1 untuk semua non elektrolit. Pada larutan elektrolit i ditentukan dari ion ion yang terurai dalam larutan. Misalnya setiap satuan NaCl atau KNO_3 akan terurai menjadi 2 ion sehingga $i=2$, sedangkan setiap satuan Na_2SO_4 atau MgCl_2 yang terurai menghasilkan 3 ion ($i=3$). Pada kenyataannya sifat koligatif larutan elektrolit biasanya lebih kecil daripada yang diperhitungkan, karena pada konsentrasi yang lebih tinggi, gaya elektrostatik berpengaruh sehingga kation dan anion saling tarik menarik. Suatu kation dan satu anion yang terikat oleh gaya elektrolitik dinamakan gaya elektrostatik (pasangan ion) Pembentukan satu pasangan ion menurunkan jumlah partikel dalam larutan sebanyak satu, mengakibatkan berkurangnya sifat koligatif. Tekanan osmotik termasuk dalam sifat-sifat koligatif karena besarnya hanya tergantung pada jumlah partikel zat terlarut.

Perbedaan sifat koligatif larutan elektrolit dengan larutan non elektrolit secara kuantitatif dinyatakan oleh faktor van't Hoff (i). Harga i dapat ditentukan dengan rumus berikut.

$$i = \frac{n\alpha + (1 - \alpha)}{1} \text{ atau } i = \frac{1 + (n - 1)\alpha}{1} \text{ atau } i = 1 + (n - 1)\alpha$$

i merupakan faktor van't Hoff sebagai pengali untuk memperoleh harga sifat koligatif larutan elektrolit, n adalah jumlah ion dari zat elektrolit, dan α adalah derajat ionisasi zat elektrolit.

Harga faktor Van't Hoff setiap zat elektrolit sangat bervariasi bergantung pada konsentrasi larutannya. Harga i berlaku untuk larutan elektrolit encer.



Contoh Soal 5

Larutan kalsium klorida dibuat dengan melarutkan 25 gram CaCl_2 dalam 500 gram air. Hitung tekanan uap larutan pada 80°C jika tekanan uap air pada suhu $80^\circ\text{C} = 355 \text{ mmHg}$ (massa atom relatif $\text{Ca}=40$, $\text{Cl}=35,5$, $\text{H}= 1$, $\text{O} = 16$)

Penyelesaian

$$\text{Mol H}_2\text{O} = 500/18 = 27,8 \text{ mol}$$

$$\text{Mol CaCl}_2 = 25/111 = 0,225 \text{ mol}$$

CaCl_2 dalam air terurai menjadi tiga ion (Ca^{2+} , dan 2 ion Cl^-) maka dalam larutan terdapat

$$3 \times 0,225 \text{ mol ion} = 0,675 \text{ mol ion}$$

Jadi

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol H}_2\text{O} + \text{mol CaCl}_2}$$

$$= \frac{27,8 \text{ mol}}{27,8 \text{ mol} + 0,675 \text{ mol}} = 0,976$$

$$P_{\text{larutan}} = X_{\text{pelarut}} \cdot P^{\circ}_{\text{pelarut}}$$

$$= 0,976 \cdot 355 \text{ mmHg} = 346,5 \text{ mmHg}$$