A. SIFAT KOLIGATIF LARUTAN

1. Pengertian Sifat Koligatif Larutan

Sifat koligatif adalah sifat fisik larutan yang disebabkan oleh banyaknya zat terlarut pada suatu larutan. Sifat koligatif larutan yaitu penurunan tekanan uap jenuh, kenaikan titik didih, penurunan titik beku, dan tekanan osmotik.

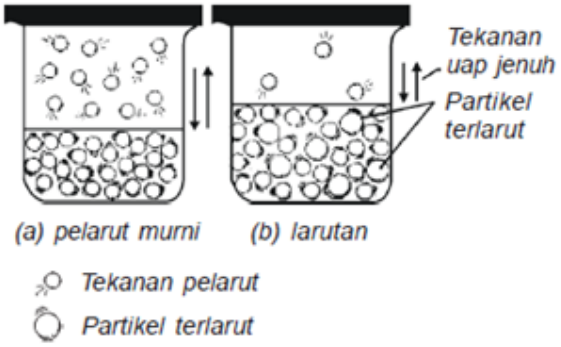
2. Sifat-sifat Koligatif Larutan

Sifat koligatif larutan yaitu :

a. Penurunan tekanan uap

Penurunan tekanan uap adalah sifat koligatif larutan dimana suatu larutan memiliki tekanan uap yang lebih rendah daripada pelarut murninya. Penurunan tekanan uap disebabkan oleh adanya zat terlarut *nonvolatile* (tidak mudah menguap) yang memiliki interaksi dengan pelarut murni, dan membuat molekul-molekul pelarut murni menjadi lebih sulit untuk menguap

Apabila ke dalam suatu pelarut dilarutkan zat yang tidak mudah menguap, ternyata tekanan uap jenuh larutan menjadi lebih rendah dari pada tekanan uap jenuh pelarut murni. Dalam hal ini uap jenuh larutan dapat jenuh dianggap hanya mengandung uap zat pelarut. Pada tahun 1880-an F.M. Raoult, seorang ahli kimia Prancis, menyatakan bahwa melarutkan zat terlarut mempunyai efek menurunkan tekanan uap dari pelarut.



Gambar 2.1 Perbandingan tekanan uap jenuh pelarut dan larutan

Hukum Raoult tersebut dapat dirumuskan sebagai berikut. : $\mathbf{\Delta P = Xt \,.\, P^o}$

Jika tekanan uap pelarut di atas larutan dilambangkan P maka : $\mathbf{\Delta P = Po - P}$

Jika komponen larutan terdiri pelarut dan zat terlarut dengan tetapan rumus berikut:

$$\mathbf{Xp + Xt = 1\ ,} \quad \text{maka} \quad \mathbf{Xt = 1 - Xp}.$$

Persamaan akan menjadi:

$$\mathbf{\Delta P = Xt \,.\, P^o}$$
$$\mathbf{P^o - P = (1 - Xp)\, P^o}$$
$$\mathbf{P^o - P = P^o - Xp \,.\, P^o}$$

Keterangan :

ΔP = Penurunan tekanan uap (mmHg)

Xp = Fraksi mol pelarut

Xt = Fraksi mol terlarut

P° = Tekanan uap jenuh pelarut murni (mmHg)

P = Tekanan uap larutan (mmHg)

Contoh:

Tentukan tekanan uap jenuh air pada larutan yang mengandung 12 % massa urea $CO(NH_2)_2$, jika diketahui Mr = 60 gram/mol

Penyelesaian :

Massa larutan dianggap 100 gram, sehingga

Massa 12% urea = $\frac{12}{100}$ x 100 $gram$ = 12 gram

Massa H_2O = 100 gr – 12 gr = 88 gram

n $CO(NH_2)_2$ = $\frac{gr}{Mr} = \frac{12\ gr}{60\ gr/mol}$ = 0,2 mol

n H_2O = $\frac{gr}{Mr} = \frac{88\ gr}{18\ gr/mol}$ = 4,89 mol

Xp = $\frac{np}{nt+np} = \frac{4{,}89\ mol}{(4{,}89+0{,}2)mol}$ = 0,96

P = Xp . P°

= 0,96 . 31,82 mmHg = 30,55 mmHg

b. Kenaikan Titik Didih

Titik didih dari suatu larutan adalah suhu pada saat tekanan uap jenuh air sama dengan tekanan luar . Oleh karena terjadinya penurunan tekanan uap larutan oleh keberadaan zat terlarut non-volatil, dibutuhkan kenaikan suhu untuk menaikkan tekanan uap larutan hingga sama dengan tekanan luar . Jadi, keberadaan zat terlarut dalam pelarut mengakibatkan terjadinya kenaikan titik didih, maka titik didih larutan, Tb, lebih tinggi dari titik didih pelarut murni, Tb°.Jadi selisih antara titik didih larutan dengan titik didih pelarut murni disebut kenaikan titik didih (ΔTb).

ΔTb = Tb larutan – Tb pelarut

ΔTb = Tb – Tb°

Secara umum semakin banyak zat terlarut yang dilarutkan maka kenaikan titik didih akan semakin besar sehingga persamaan untuk menentukan perubahan titik didih sebanding dengan hasil kali molalitas (m) dengan nilai Kb pelarut.

ΔTb = m x Kb

Keterangan :

Tb larutan (Tb) = Titik didih larutan (°C)

Tb pelarut (Tb°) = Titik didih pelarut (°C)

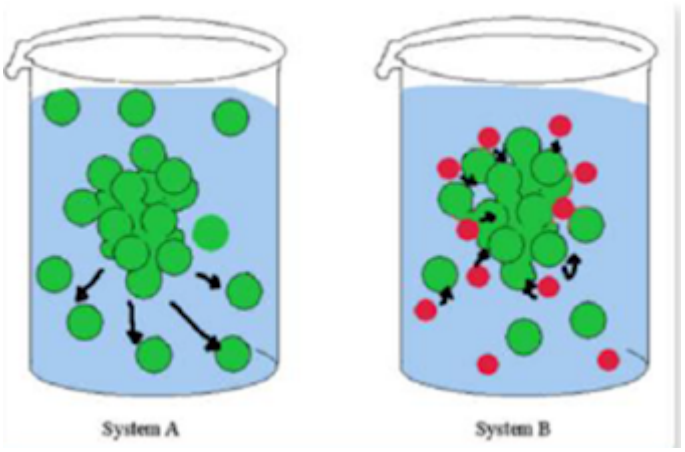
ΔTb = Kenaikan titik didih (°C)

m = Molalitas larutan (molal)

Kb = Tetapan kenaikan titik didih molal (°C/molal)

c. Penurunan titik beku

Titik beku larutan adalah suhu pada saat tekanan uap cairan sama dengan tekanan uap padatannya atau titik dimana air mulai membeku. Titik beku normal suatu zat adalah suhu pada saat zat meleleh atau membeku pada tekanan 1 atm (keadaan normal)



Gambar 2.2 Pengaruh Zat Terlarut Terhadap Proses Pembekuan Pelarut

suatu zat terlarut ditambahkan pada suatu pelarut murni, maka titik beku pelarut murni akan mengalami penurunan. Hal ini terjadi karena molekul molekul pelarut sulit berubah menjadi fase cair sebab partikel terlarut menghalangi pergerakan partikel pelarut. Dengan demikian larutan membeku pada temperatur yang lebih rendah dibanding titik beku pelarut murni air. Jadi selisih titik beku pelarut (Tfo) dengan titik beku larutan (Tf) disebut penurunan titik beku (ΔTf).

ΔTf = Tf pelarut – Tf larutan

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

Menurut Hukum Backman dan Raoult bahwa penurunan titik beku dan kenaikan titik didih berbanding langsung dengan molalitas yang terlarut di dalamnya.

$$\Delta Tf = m \times Kf$$

Keterangan :

Tf larutan (Tb) = Titik beku larutan (°C)

Tf pelarut (Tb°) = Titik beku pelarut (°C)

ΔTf = Penurunan titik beku (°C)

m = Molalitas larutan (molal)

Kf = Tetapan penurunan titik beku molal (°C/molal)

Contoh:

Tentukan titik didih dan titik beku larutan urea $CO(NH_2)_2$ 30 gram dalam 500 gram air. (Kb air = 0,52 dan Kf air = 1,86 °C/m)

Jawab:

$\Delta Tb = m \times \Delta Kb$

$= \frac{30 \text{ gram}}{60} \times \frac{1.000 \text{ gram}}{500} \times 0{,}52 \text{ °C/m}$

$= 0{,}5 \text{ gram} \times 2 \text{ gram} \times 0{,}52 \text{ °C/m}$

$= 0{,}52 \text{ °C}$

Titik didih larutan = 100 °C + 0,52 °C = 100,52 °C.

$\Delta Tb = m \times \Delta Kb$

$= \frac{30 \text{ gram}}{60} \times \frac{1.000 \text{ gram}}{500} \times 1{,}86 \text{ °C/m}$

$= 0{,}5 \text{ gram} \times 2 \text{ gram} \times 1{,}86 \text{ °C/m}$

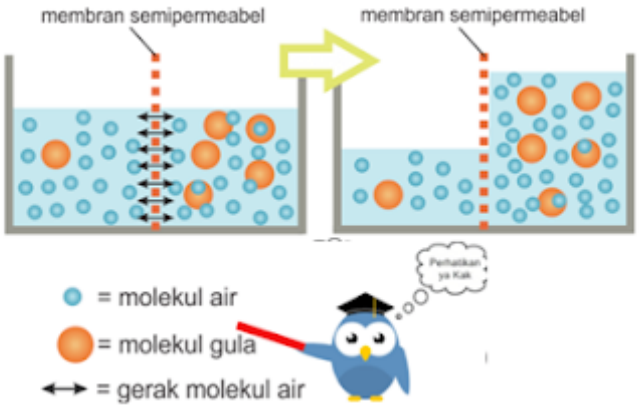
$= 1{,}86 \text{ °C}$

Titik beku larutan = 0 °C – 1,86 °C = –1,86 °C.

d. Teknan osmotic

Apabila dua jenis larutan yang berbeda konsentrasinya dipisahkan oleh suatu membran semipermeabel, apa yang terjadi?

Coba perhatikan bgambar berikut:



Gambar 2.3. osmosis

Proses perpindahan molekul pelarut dari larutan encer ke larutan yang lebih pekat atau dari pelarut murni ke suatu larutan melalui selapu semipermeabel disebut peristiwa osmosis. Peristiwa osmosis akan berlangsung hingga dicapai suatu kesetimbangan atau hingga kedua larutan isotonis. Hal ini ditandai dengan berhentinya perubahan volume larutan. Perbedaan volume dua larutan pada kesetimbangan menghasilkan suatu tekanan yang disebut tekanan osmosis. Tekanan osmosis dapat juga diartikan sebagai tekanan yang diberikan untuk mencegah terjadinya peristiwa osmosis.

Menurut Van't Hoff, tekanan osmotik larutan-larutan encer dapat dihitung dengan rumus yang serupa dengan persamaan gas ideal, yaitu:

$$PV = nRT \quad \text{atau} \quad \Pi V = nRT$$

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

$$\Pi = MRT$$

Keterangan :

Π = Tekanan osmosis (atm)

M = Molaritas (mol/L)

R = Tetapan gas (0,082 atm L/mol K)

T = Suhu (K)

n = Mol terlarut (mol)

V = Volume larutan (L atau mL)

3. Konsentrasi Larutan

a. Molaritas (M)

Sifat koligatif merupakan sifat larutan yang dipengaruhi oleh jumlah partikel zat terlarut dan tidak tergantung dari sifat zat terlarut. Jumlah partikel zat terlarut dalam suatu larutan dinyatakan dalam suatu besaran yaitu Konsentrasi Larutan.Molaritas menyatakan banyaknya mol zat terlarut didalam setiap 1 liter larutan

Rumus :

$$M = \frac{n}{V} \qquad M = \frac{m}{Mr} \times \frac{1000}{V\,(ml)} \qquad M = \frac{\%\, x\, 10\, x\, \rho}{Mr}$$

Keterangan :

M = molaritas (M)

n = mol zat (mol)

V = volume (L atau mL)

ρ = massa jenis (gr/mL)

m = massa terlarut (gr)

Mr = molekul relatif (gr/mol)

% = persen kadar zat

b. Molalitas (m)

Molalitas menyatakan banyaknya mol zat terlarut di dalam setiap 1.000 gram pelarut.

Rumus :

$$m = \frac{gr}{Mr} \; x \; \frac{1000}{p\,(gr)}$$

Keterangan :

m = molalitas (m) p = massa pelarut (gr)

gr = massa terlarut (gr) Mr = molekul relatif (gr/mol)

b. Fraksi Mol (X)

Fraksi mol (X) menyatakan perbandingan banyaknya mol dari zat pelarut dan pelarut terhadap jumlah mol seluruh komponen dalam larutan. Dalam suatu larutan terdapat 2 fraksi mol yakni fraksi mol terlarut (Xt) dan fraksi mol pelarut (Xp).

Rumus :

$$Xt = \frac{n_t}{n_t + n_p} \qquad Xp = \frac{n_p}{n_t + n_p}$$

$$X_t + X_p = 1$$

Keterangan :

Xt = fraksi mol terlarut nt = mol terlarut

Xp = fraksi mol pelarut np = mol pelarut

p = massa pelarut (gr)