

2. LARUTAN

1. Sifat Dasar Larutan

Larutan adalah campuran yang bersifat homogen antara molekul, atom ataupun ion dari dua zat atau lebih. Disebut campuran karena susunannya atau komposisinya dapat berubah. Disebut homogen karena susunannya begitu seragam sehingga tidak dapat diamati adanya bagian-bagian yang berlainan, bahkan dengan mikroskop optis sekalipun.

Fase larutan dapat berwujud gas, padat ataupun cair. Larutan gas misalnya udara. Larutan padat misalnya perunggu, amalgam dan paduan logam yang lain. Larutan cair misalnya air laut, larutan gula dalam air, dan lain-lain. Komponen larutan terdiri dari pelarut (*solvent*) dan zat terlarut (*solute*). Pada bagian ini dibahas larutan cair. Pelarut cair umumnya adalah air. Pelarut cair yang lain misalnya bensena, kloroform, eter, dan alkohol.

2. Kelarutan

Sebutir kristal gula pasir merupakan gabungan dari beberapa molekul gula. Jika kristal gula itu dimasukkan ke dalam air, maka molekul-molekul gula akan memisah dari permukaan kristal gula menuju ke dalam air (disebut melarut). Molekul gula itu bergerak secara acak seperti gerakan molekul air, sehingga pada suatu saat dapat menumbuk permukaan kristal gula atau molekul gula yang lain. Sebagian molekul gula akan terikat kembali dengan kristalnya atau saling bergabung dengan molekul gula yang lain sehingga kembali membentuk kristal (mengkristal ulang). Jika laju pelarutan gula sama dengan laju pengkristalan ulang, maka proses itu berada dalam kesetimbangan dan larutannya disebut jenuh.



Larutan jenuh adalah larutan yang mengandung zat terlarut dalam jumlah yang diperlukan untuk adanya kesetimbangan antara *solute* yang terlarut dan yang tak terlarut. Banyaknya *solute* yang melarut dalam pelarut yang banyaknya tertentu untuk menghasilkan suatu larutan jenuh disebut kelarutan (*solubility*) zat itu. Kelarutan umumnya dinyatakan dalam gram zat terlarut per 100 mL pelarut, atau per 100 gram pelarut pada temperatur yang tertentu. Jika kelarutan zat kurang dari 0,01 gram per 100 gram pelarut, maka zat itu dikatakan tak larut (*insoluble*). Jika jumlah *solute* yang terlarut kurang dari kelarutannya, maka larutannya disebut tak jenuh (*unsaturated*). Larutan tak jenuh lebih encer (kurang pekat) dibandingkan dengan larutan jenuh. Jika jumlah *solute* yang terlarut lebih banyak dari kelarutannya, maka larutannya disebut lewat jenuh (*supersaturated*). Larutan lewat jenuh lebih pekat daripada larutan jenuh.

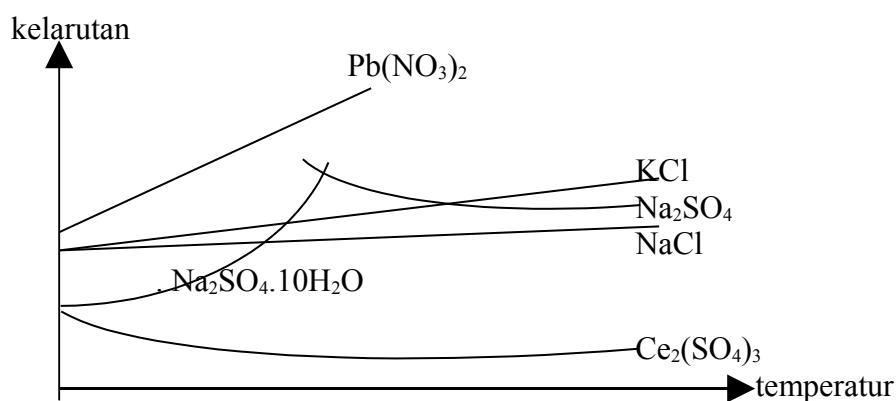
Faktor-faktor yang mempengaruhi kelarutan antara lain jenis zat terlarut, jenis pelarut, temperatur, dan tekanan.

a. Pengaruh Jenis Zat pada Kelarutan

Zat-zat dengan struktur kimia yang mirip umumnya dapat saling bercampur dengan baik, sedangkan zat-zat yang struktur kimianya berbeda umumnya kurang dapat saling bercampur (*like dissolves like*). Senyawa yang bersifat polar akan mudah larut dalam pelarut polar, sedangkan senyawa nonpolar akan mudah larut dalam pelarut nonpolar. Contohnya alkohol dan air bercampur sempurna (*completely miscible*), air dan eter bercampur sebagian (*partially miscible*), sedangkan minyak dan air tidak bercampur (*completely immiscible*).

b. Pengaruh Temperatur pada Kelarutan

Kelarutan gas umumnya berkurang pada temperatur yang lebih tinggi. Misalnya jika air dipanaskan, maka timbul gelembung-gelembung gas yang keluar dari dalam air, sehingga gas yang terlarut dalam air tersebut menjadi berkurang. Kebanyakan zat padat kelarutannya lebih besar pada temperatur yang lebih tinggi. Ada beberapa zat padat yang kelarutannya berkurang pada temperatur yang lebih tinggi, misalnya natrium sulfat dan serium sulfat. Pada larutan jenuh terdapat kesetimbangan antara proses pelarutan dan proses pengkristalan kembali. Jika salah satu proses bersifat endoterm, maka proses sebaliknya bersifat eksoterm. Jika temperatur dinaikkan, maka sesuai dengan azas *Le Chatelier* (*Henri Louis Le Chatelier: 1850-1936*) kesetimbangan itu bergeser ke arah proses endoterm. Jadi jika proses pelarutan bersifat endoterm, maka kelarutannya bertambah pada temperatur yang lebih tinggi. Sebaliknya jika proses pelarutan bersifat eksoterm, maka kelarutannya berkurang pada suhu yang lebih tinggi.



Gambar 1. Kurva hubungan antara kelarutan beberapa garam dengan temperatur.

c. Pengaruh tekanan pada kelarutan

Perubahan tekanan pengaruhnya kecil terhadap kelarutan zat cair atau padat. Perubahan tekanan sebesar 500 atm hanya merubah kelarutan NaCl sekitar 2,3 % dan NH_4Cl sekitar 5,1 %. Kelarutan gas sebanding dengan tekanan *partial* gas itu. Menurut hukum *Henry* (*William Henry: 1774-1836*) massa gas yang melarut dalam sejumlah tertentu cairan (pelarutnya) berbanding lurus dengan tekanan yang dilakukan oleh gas itu (tekanan *partial*), yang berada dalam kesetimbangan dengan larutan itu. Contohnya kelarutan oksigen dalam air bertambah menjadi 5 kali jika tekanan *partial*-nya dinaikkan 5 kali. Hukum ini tidak berlaku untuk gas yang bereaksi dengan pelarut, misalnya HCl atau NH_3 dalam air.

3. Konsentrasi Larutan

Konsentrasi larutan menyatakan banyaknya zat terlarut dalam sejumlah tertentu larutan. Secara fisika konsentrasi dapat dinyatakan dalam % (persen) atau ppm (*part per million*) = bpj (bagian per juta). Dalam kimia, konsentrasi larutan dinyatakan dalam molar (M), molal (m) atau normal (N).

a. Molaritas (M)

Molaritas menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam setiap liter larutan.

$$M = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{volumelarutan}} = \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{\text{mol}}{\text{mL}} \times 1000 \text{ mL/L}$$

b. Molalitas (m)

Molalitas menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam setiap kilo gram (1 000 gram) pelarut.

$$m = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{kg pelarut}} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{g pelarut}} \times 1000 \text{ g/kg}$$

c. Normalitas (N)

Normalitas menyatakan jumlah ekuivalen zat terlarut dalam setiap liter larutan.

$$N = \frac{\text{ekuivalen solute}}{\text{L larutan}} = \frac{\frac{\text{massa solute}}{\text{massa ekuivalen}}}{\text{L}} = \frac{\frac{\text{gram}}{\text{Mr}}}{\text{L}} = \frac{n \times \frac{\text{gram}}{\text{Mr}}}{\text{L}} = \frac{n \times \text{mol}}{\text{L}} = n \times M$$

Massa ekuivalen adalah massa zat yang diperlukan untuk menangkap atau melepaskan 1 mol elektron dalam reaksi (reaksi *redoks*).

Contoh soal:

Sebanyak 1,11 g CuCl₂ dilarutkan ke dalam 100 g air. Jika massa jenis air 1 g/mL, massa atom relatif Cu = 40 dan massa atom relatif Cl = 35,5, maka hitunglah konsentrasi larutan tersebut dalam:

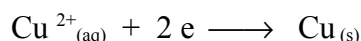
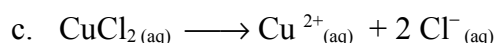
- Molar
- Molal
- Normal

Jawab:

$$\begin{aligned} \text{Massa molar CuCl}_2 &= 40 + (2 \times 35,5) = 111 \text{ g/mol} \\ \text{Volume air} &= \text{massa} : \text{massa jenis} = 100 \text{ g} : 1 \text{ g/mL} = 100 \text{ mL} \\ \text{Mol CuCl}_2 &= \text{massa} : \text{massa molar} = 1,11 \text{ g} : 111 \text{ g/mol} = 0,01 \text{ mol} \end{aligned}$$

Jika volume larutan = volume air, maka

$$\begin{aligned} \text{a. } M \text{ CuCl}_2 &= (\text{mol} : \text{mL}) \times 1000 \text{ mL/L} = (0,01 \text{ mol} : 100 \text{ mL}) \times 1000 \text{ mL/L} = 0,1 \text{ M} \\ \text{b. } m \text{ CuCl}_2 &= (\text{mol} : \text{g}) \times 1000 \text{ g/kg} = (0,01 \text{ mol} : 100 \text{ g}) \times 1000 \text{ g/kg} = 0,1 \text{ m} \end{aligned}$$



2 mol elektron ekuivalen dengan 1 mol CuCl₂. Jadi n = 2 ek/mol.

$$N \text{ CuCl}_2 = n \times \text{mol} : \text{L} = 2 \text{ ek/mol} \times 0,001 \text{ mol} : 0,1 \text{ L} = 0,2 \text{ N}$$

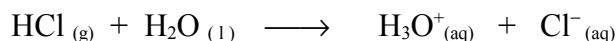
4. Daya Hantar Listrik Larutan

Berdasarkan daya hantar listriknya, larutan dapat bersifat elektrolit atau nonelektrolit. Larutan yang dapat menghantarkan arus listrik disebut larutan yang bersifat elektrolit. Larutan yang tidak dapat menghantarkan arus listrik disebut larutan yang bersifat nonelektrolit. Pada larutan elektrolit, yang menghantarkan arus listrik adalah ion-ion yang terdapat di dalam larutan tersebut. Pada elektroda negatif (katoda) ion positif menangkap elektron (terjadi reaksi reduksi), sedangkan pada elektroda positif (anoda) ion negatif melepaskan elektron (terjadi reaksi oksidasi). Jika di dalam larutan tidak terdapat ion, maka larutan tersebut tidak dapat menghantarkan arus listrik.

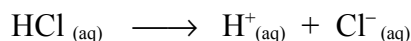
Senyawa elektrolit adalah senyawa yang jika dilarutkan ke dalam air akan terion (atau terionisasi). Senyawa elektrolit dapat dibedakan menjadi senyawa elektrolit kuat dan senyawa elektrolit lemah. Senyawa elektrolit kuat adalah senyawa yang di dalam air terion sempurna atau mendekati sempurna, sehingga senyawa tersebut semuanya atau hampir semua berubah menjadi ion. Senyawa yang termasuk senyawa elektrolit kuat adalah:

- Asam kuat, contohnya: HCl, HBr, HI, H₂SO₄, HNO₃, HClO₄
- Basa kuat, contohnya: NaOH, KOH, Ba(OH)₂, Sr(OH)₂
- Garam, contohnya: NaCl, KCl, MgCl₂, KNO₃, MgSO₄

Partikel-partikel yang ada di dalam larutan elektrolit kuat adalah ion-ion yang bergabung dengan molekul air, sehingga larutan tersebut daya hantar listriknya kuat. Hal ini disebabkan karena tidak ada molekul atau partikel lain yang menghalangi gerakan ion-ion untuk menghantarkan arus listrik, sementara molekul-molekul air adalah sebagai media untuk pergerakan ion. Misalnya HCl dilarutkan ke dalam air, maka semua HCl akan bereaksi dengan air dan berubah menjadi ion-ion dengan persamaan reaksi berikut:



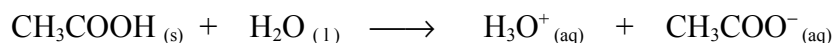
Reaksi ini biasa dituliskan:



Senyawa elektrolit lemah adalah senyawa yang di dalam air terion sebagian atau senyawa tersebut hanya sebagian saja yang berubah menjadi ion dan sebagian yang lainnya masih sebagai molekul senyawa yang terlarut. Larutan yang terbentuk daya hantar listriknya lemah atau kurang kuat karena molekul-molekul senyawa (yang tidak terion) dalam larutan tidak dapat menghantarkan listrik, sehingga menghalangi ion-ion yang akan menghantarkan listrik. Senyawa yang termasuk senyawa elektrolit lemah adalah:

- Asam lemah, contohnya: HF, H₂S, HCN, H₂CO₃, HCOOH, CH₃COOH
- Basa lemah, contohnya: Fe(OH)₃, Cu(OH)₂, NH₃, N₂H₄, CH₃NH₂, (CH₃)₂NH

Misalnya CH₃COOH dilarutkan ke dalam air, maka sebagian CH₃COOH akan terion dengan persamaan reaksi seperti berikut:



CH₃COOH yang terion reaksinya biasa dituliskan:



Ion-ion yang telah terbentuk sebagian bereaksi kembali membentuk CH₃COOH, sehingga dikatakan CH₃COOH yang terion hanya sebagian. Reaksinya dapat dituliskan:



Partikel-partikel yang ada di dalam larutan adalah molekul-molekul senyawa CH₃COOH yang terlarut dan ion-ion H⁺ dan CH₃COO⁻. Molekul senyawa CH₃COOH tidak

dapat menghantarkan arus listrik, sehingga akan menjadi penghambat bagi ion-ion H^+ dan CH_3COO^- untuk menghantarkan arus listrik. Dengan demikian dapat dikatakan bahwa larutan elektrolit lemah daya hantar listriknya kurang kuat.

Senyawa nonelektrolit adalah senyawa yang di dalam air tidak terion, sehingga partikel-partikel yang ada di dalam larutan adalah molekul-molekul senyawa yang terlarut. Dalam larutan tidak terdapat ion, sehingga larutan tersebut tidak dapat menghantarkan arus listrik. Kecuali asam atau basa, senyawa kovalen adalah senyawa nonelektrolit, contohnya: $C_6H_{12}O_6$, $CO(NH_2)_2$, CH_4 , C_3H_8 , $C_{13}H_{10}O$.

5. Sifat Koligatif Larutan Non-elektrolit

Sifat larutan berbeda dengan sifat pelarut murninya. Terdapat empat sifat fisika yang penting yang besarnya bergantung pada banyaknya partikel zat terlarut tetapi tidak bergantung pada jenis zat terlarutnya. Keempat sifat ini dikenal dengan sifat koligatif larutan. Sifat ini besarnya berbanding lurus dengan jumlah partikel zat terlarut. Sifat koligatif tersebut adalah tekanan uap, titik didih, titik beku, dan tekanan osmosis. Menurut hukum sifat koligatif, selisih tekanan uap, titik beku, dan titik didih suatu larutan dengan tekanan uap, titik beku, dan titik didih pelarut murninya, berbanding langsung dengan konsentrasi molal zat terlarut. Larutan yang bisa memenuhi hukum sifat koligatif ini disebut larutan ideal. Kebanyakan larutan mendekati ideal hanya jika sangat encer.

a. Tekanan Uap Larutan

Tekanan uap larutan lebih rendah dari tekanan uap pelarut murninya. Pada larutan ideal, menurut hukum *Raoult*, tiap komponen dalam suatu larutan melakukan tekanan yang sama dengan fraksi mol kali tekanan uap dari pelarut murni.

$$P_A = X_A \cdot P_A^0$$

P_A = tekanan uap yang dilakukan oleh komponen A dalam larutan.

X_A = fraksi mol komponen A.

P_A^0 = tekanan uap zat murni A.

Dalam larutan yang mengandung zat terlarut yang tidak mudah menguap (tak-atsiri atau *nonvolatile*), tekanan uap hanya disebabkan oleh pelarut, sehingga P_A dapat dianggap sebagai tekanan uap pelarut maupun tekanan uap larutan.

Contoh soal:

Pada suhu $30^\circ C$ tekanan uap air murni adalah 31,82 mmHg. Hitunglah tekanan uap larutan sukrosa 2 m pada suhu $30^\circ C$.

Jawab:

Jika dimisalkan pelarutnya 1 000 g, maka:

Mol sukrosa = 2 mol

Mol air = $1\ 000\ g : 18\ g/mol = 55,6\ mol$

Tekanan uap larutan = tekanan uap pelarut = $P_A = X_A \cdot P_A^0$
 $= [55,6\ mol : (55,6 + 2)\ mol] \times 31,82\ mmHg$
 $= 30,7\ mmHg$

b. Titik Didih Larutan

Titik didih larutan bergantung pada kemudahan zat terlarutnya menguap. Jika zat terlarutnya lebih mudah menguap daripada pelarutnya (titik didih zat terlarut lebih rendah), maka titik didih larutan menjadi lebih rendah dari titik didih pelarutnya, atau dikatakan titik didih larutan turun. Contohnya larutan etil alkohol dalam air titik didihnya lebih rendah dari 100 °C tetapi lebih tinggi dari 78,3 °C (titik didih etil alkohol 78,3 °C dan titik didih air 100 °C). Jika zat terlarutnya tidak mudah menguap (tak-atsiri atau *nonvolatile*) daripada pelarutnya (titik didih zat terlarut lebih tinggi), maka titik didih larutan menjadi lebih tinggi dari titik didih pelarutnya, atau dikatakan titik didih larutan naik. Pada contoh larutan etil alkohol dalam air tersebut, jika dianggap pelarutnya adalah etil alkohol, maka titik didih larutan juga naik. Kenaikan titik didih larutan disebabkan oleh turunnya tekanan uap larutan. Berdasar hukum sifat koligatif larutan, kenaikan titik didih larutan dari titik didih pelarut murninya berbanding lurus dengan molalitas larutan.

$$\Delta t_b = k_b \cdot m$$

Δt_b = kenaikan titik didih larutan.

k_b = kenaikan titik didih molal pelarut.

m = konsentrasi larutan dalam molal.

Contoh soal:

Hitunglah titik didih larutan glukosa 0,1 m jika kenaikan titik didih molal air 0,512 °C /m !

Jawab:

$$\Delta t_b = k_b \cdot m = 0,512 \text{ °C /m} \times 0,1 \text{ m} = 0,0512 \text{ °C}$$

$$\text{Jadi } t_b \text{ larutan} = t_b \text{ air} + \Delta t_b = 100 \text{ °C} + 0,0512 \text{ °C} = 100,0512 \text{ °C}$$

c. Titik Beku Larutan

Penurunan tekanan uap larutan menyebabkan titik beku larutan menjadi lebih rendah dari titik beku pelarut murninya. Hukum sifat koligatif untuk penurunan titik beku larutan berlaku pada larutan dengan zat terlarut atsiri (*volatile*) maupun tak-atsiri (*nonvolatile*). Berdasar hukum tersebut, penurunan titik beku larutan dari titik beku pelarut murninya berbanding lurus dengan molalitas larutan.

$$\Delta t_f = k_f \cdot m$$

Δt_f = penurunan titik beku larutan.

k_f = penurunan titik beku molal pelarut.

m = konsentrasi larutan dalam molal.

Contoh soal:

Hitunglah titik beku larutan glukosa 0,1 m jika penurunan titik beku molal air 1,86 °C /m !

Jawab:

$$\Delta t_f = k_f \cdot m = 1,86 \text{ °C /m} \times 0,1 \text{ m} = 0,186 \text{ °C}$$

$$\text{Jadi } t_f \text{ larutan} = t_f \text{ air} - \Delta t_f = 0 \text{ °C} - 0,186 \text{ °C} = -0,186 \text{ °C}$$

Besarnya tetapan titik didih molal (k_b) dan titik beku molal (k_f) beberapa pelarut adalah seperti pada tabel berikut:

Pelarut	Titik beku (°C)	k_f (°C /m)	Titik didih (°C)	k_b (°C /m)
Air	0,0	1,86	100,0	0,512
Asam asetat	16,6	3,9	117,9	3,07
Benzena	5,50	4,9	80,1	2,53
Kamfor	179,8	39,7	207,42	5,61
Nitrobenzena	5,7	7,0	210,8	5,24
Fenol	40,90	7,4	181,75	3,56

Tabel 2. Tetapan titik beku molal dan titik didih molal beberapa pelarut.

d. Tekanan Osmose Larutan

Peristiwa lewatnya molekul pelarut menembus membran semipermeabel dan masuk ke dalam larutan disebut osmose. Tekanan osmose larutan adalah tekanan yang harus diberikan pada larutan untuk mencegah terjadinya osmose (pada tekanan 1 atm) ke dalam larutan tersebut. Hampir mirip dengan tekanan pada gas ideal, pada larutan ideal, besarnya tekanan osmose berbanding lurus dengan konsentrasi zat terlarut.

$$\pi = \frac{n.R.T}{V} = M.R.T$$

π = tekanan osmose (atm).

n = jumlah mol zat terlarut (mol).

R = tetapan gas ideal = 0,08206 L.atm/mol.K

T = suhu larutan (K).

V = volume larutan (L).

M = molaritas ($M = \text{mol/L}$).

Jika tekanan yang diberikan pada larutan lebih besar dari tekanan osmose, maka pelarut murni akan keluar dari larutan melewati membran semipermeabel. Peristiwa ini disebut osmose balik (*reverse osmosis*), misalnya pada proses pengolahan untuk memperoleh air tawar dari air laut.

Contoh soal:

Hitunglah berapa tekanan osmose yang harus diberikan pada 1 liter larutan gula 0,1 M pada suhu 27 °C supaya air tidak dapat menembus membran semipermeabel masuk ke dalam larutan tersebut !

Jawab:

$$\begin{aligned} \pi &= (n.R.T) : V &&= M.R.T \\ & &&= 0,1 \text{ M} \times 0,08206 \text{ L.atm/mol.K} \times (27 + 273) \text{ K} \\ & &&= 2,46 \text{ atm} \end{aligned}$$

6. Sifat Koligatif Larutan Elektrolit

Larutan elektrolit memperlihatkan sifat koligatif yang lebih besar dari hasil perhitungan dengan persamaan untuk sifat koligatif larutan nonelektrolit di atas. Perbandingan antara sifat koligatif larutan elektrolit yang terlihat dan hasil perhitungan dengan persamaan untuk sifat koligatif larutan nonelektrolit, menurut *Van't Hoff* besarnya

selalu tetap dan diberi simbol i (i = tetapan atau faktor *Van't Hoff*). Dengan demikian dapat dituliskan:

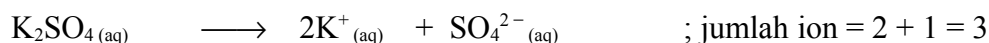
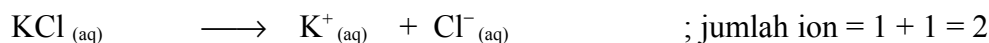
$$i = \frac{\text{sifat koligatif larutan elektrolit dengan konsentrasi } m}{\text{sifat koligatif larutan nonelektrolit dengan konsentrasi } m}$$

Semakin kecil konsentrasi larutan elektrolit, harga i semakin besar, yaitu semakin mendekati jumlah ion yang dihasilkan oleh satu molekul senyawa elektrolitnya. Untuk larutan encer, yaitu larutan yang konsentrasinya kurang dari 0,001 m, harga i dianggap sama dengan jumlah ion. Contohnya dalam tabel berikut:

Larutan	0,1 m	0,05 m	0,01 m	0,005 m	Jumlah ion
NaCl	1,87	1,89	1,93	1,94	2
KCl	1,86	1,88	1,94	1,96	2
K ₂ SO ₄	2,46	2,57	2,77	2,86	3
H ₂ SO ₄	2,22	2,32	2,59	2,72	3
HCl	1,91	1,92	1,97	1,99	2

Tabel 3. Harga i untuk beberapa larutan elektrolit

Ionisasi senyawa KCl dan K₂SO₄ adalah seperti berikut:



Empat macam sifat koligatif larutan elektrolit adalah:

a. Penurunan tekanan uap, $\Delta P = i.P^0.X_A$

b. Kenaikan titik didih, $\Delta t_b = i.k_b.m$

c. Penurunan titik beku, $\Delta t_f = i.k_f.m$

d. Tekanan osmose,
$$\pi = \frac{i.n.R.T}{V} = i.M.R.T$$

Contoh soal:

Terdapat tiga macam larutan, yaitu:

(i) 0,360 gram C₆H₁₂O₆ dilarutkan ke dalam 2 liter air.

(ii) 0,320 gram CuSO₄ dilarutkan ke dalam 2 liter air.

(iii) 0,267 gram AlCl₃ dilarutkan ke dalam 2 liter air.

Jika massa jenis air = 1 g/mL, k_b air = 0,512 °C/m, k_f air = 1,86 °C/m, massa atom relatif H = 1, C = 12, O = 16, Al = 27, S = 32, Cl = 35,5, dan Cu = 64, maka hitunglah:

a. Titik didih masing-masing larutan tersebut.

b. Titik beku masing-masing larutan tersebut.

c. Tekanan uap masing-masing larutan tersebut, jika tekanan uap air 1 atm.

d. Tekanan osmose untuk mencegah osmose pada masing-masing larutan tersebut pada suhu 27 °C.

Jawab:

Massa jenis air	= 1 g/mL	= 1 kg/L
Massa 2 L air	= 2 L x 1 kg/L	= 2 kg
Mol 2 L air	= 2 000 g : 18 g/mol	= 111,111 mol
Massa molar C ₆ H ₁₂ O ₆	= (6 x 12) + (12 X 1) + (6 X 16)	= 180 g/mol
Mol C ₆ H ₁₂ O ₆	= 0,360 g : 180 g/mol	= 0,002 mol
Molalitas C ₆ H ₁₂ O ₆	= 0,002 mol : 2 kg	= 0,001 m
Massa molar CuSO ₄	= (1 X 64) + (1 x 32) + (4 x 16)	= 160 g/mol
Mol CuSO ₄	= 0,320 g : 160 g/mol	= 0,002 mol
Molalitas CuSO ₄	= 0,002 mol : 2 kg	= 0,001 m
Massa molar AlCl ₃	= (1 x 27) + (3 x 35,5)	= 133,5 g/mol
Mol AlCl ₃	= 0,267 g : 133,5 g/mol	= 0,002 mol
Molalitas AlCl ₃	= 0,002 mol : 2 kg	= 0,001 m

a. $t_b \text{ larutan} = t_b \text{ air} + \Delta t_b$

(i) $t_b \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 100 \text{ }^\circ\text{C} + k_b \cdot m$
 $= 100 \text{ }^\circ\text{C} + (0,512 \text{ }^\circ\text{C/m} \times 0,001 \text{ m}) = 100,000512 \text{ }^\circ\text{C}$

(ii) $t_b \text{ CuSO}_4 = 100 \text{ }^\circ\text{C} + i \cdot k_b \cdot m$
 $= 100 \text{ }^\circ\text{C} + (2 \times 0,512 \text{ }^\circ\text{C/m} \times 0,001 \text{ m}) = 100,001024 \text{ }^\circ\text{C}$

(iii) $t_b \text{ AlCl}_3 = 100 \text{ }^\circ\text{C} + i \cdot k_b \cdot m$
 $= 100 \text{ }^\circ\text{C} + (4 \times 0,512 \text{ }^\circ\text{C/m} \times 0,001 \text{ m}) = 100,002048 \text{ }^\circ\text{C}$

b. $t_f \text{ larutan} = t_f \text{ air} - \Delta t_f$

(i) $t_f \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 0 \text{ }^\circ\text{C} - k_f \cdot m$
 $= 0 \text{ }^\circ\text{C} - (1,86 \text{ }^\circ\text{C/m} \times 0,001 \text{ m}) = -0,00186 \text{ }^\circ\text{C}$

(ii) $t_f \text{ CuSO}_4 = 0 \text{ }^\circ\text{C} - i \cdot k_f \cdot m$
 $= 0 \text{ }^\circ\text{C} - (2 \times 1,86 \text{ }^\circ\text{C/m} \times 0,001 \text{ m}) = -0,00372 \text{ }^\circ\text{C}$

(iii) $t_f \text{ AlCl}_3 = 0 \text{ }^\circ\text{C} - i \cdot k_f \cdot m$
 $= 0 \text{ }^\circ\text{C} - (4 \times 1,86 \text{ }^\circ\text{C/m} \times 0,001 \text{ m}) = -0,00744 \text{ }^\circ\text{C}$

c. $P \text{ larutan} = P \text{ air} - \Delta P$

(i) $P \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 1 \text{ atm} - P^0 \cdot X \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 $= 1 \text{ atm} - \{1 \text{ atm} \times [0,002 \text{ mol} : (0,002 \text{ mol} + 111,111 \text{ mol})]\}$
 $= 0,999982 \text{ atm}$

(ii) $P \text{ CuSO}_4 = 1 \text{ atm} - i \cdot P^0 \cdot X \text{ CuSO}_4$
 $= 1 \text{ atm} - \{2 \times 1 \text{ atm} \times [0,002 \text{ mol} : (0,002 \text{ mol} + 111,111 \text{ mol})]\}$
 $= 0,999964 \text{ atm}$

(iii) $P \text{ AlCl}_3 = 1 \text{ atm} - i \cdot P^0 \cdot X \text{ AlCl}_3$
 $= 1 \text{ atm} - \{4 \times 1 \text{ atm} \times [0,002 \text{ mol} : (0,002 \text{ mol} + 111,111 \text{ mol})]\}$
 $= 0,999928 \text{ atm}$

d. $\pi \text{ larutan} = n \cdot R \cdot T : V$

(i) $\pi \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = [0,002 \text{ mol} \times 0,08206 \text{ L.atm/mol.K} \times (27 + 273) \text{ K}] : 2 \text{ L}$
 $= 0,049236 \text{ atm}$

(iii) $\pi \text{ CuSO}_4 = [2 \times 0,002 \text{ mol} \times 0,08206 \text{ L.atm/mol.K} \times (27 + 273) \text{ K}] : 2 \text{ L}$
 $= 0,098472 \text{ atm}$

(iii) $\pi \text{ AlCl}_3 = [4 \times 0,002 \text{ mol} \times 0,08206 \text{ L.atm/mol.K} \times (27 + 273) \text{ K}] : 2 \text{ L}$
 $= 0,196944 \text{ atm}$

SOAL LATIHAN

1. Sebanyak 0,585 gram garam dapur, NaCl dilarutkan ke dalam 10 liter air. Jika massa jenis air 1 g/mL, dan larutan tersebut dianggap ideal, maka hitunglah:
 - a. Tekanan uap larutan pada suhu 100 °C (pada suhu 100 °C tekanan uap air 1 atm).
 - b. Titik didih larutan.
 - c. Titik beku larutan.
 - d. Tekanan osmose yang harus diberikan pada larutan untuk mencegah terjadinya osmose ke dalam larutan tersebut pada suhu 27 °C.
2. Berapa gram NaCl yang harus dilarutkan ke dalam 100 gram air, sehingga jika larutannya dianggap ideal, maka titik didihnya 100,000512 °C ?
3. Titik didih larutan glukosa adalah 100,000512 °C. Jika larutan tersebut dianggap ideal, maka hitunglah:
 - a. Berapa °C titik beku larutan tersebut ?
 - b. Berapa gram glukosa yang terdapat dalam 100 mL larutan tersebut ?
 - c. Berapa mL air yang harus ditambahkan ke dalam 100 mL larutan tersebut agar titik didihnya menjadi 100,000256 °C.
4. Titik beku larutan CaCl₂ adalah - 0,00558 °C. Jika larutan tersebut dianggap ideal, maka hitunglah berapa mL larutan tersebut yang harus ditambah dengan air agar 100 mL larutan tersebut titik didihnya 100,000256 °C.
5. Untuk mencegah terjadinya osmose, maka pada 100 mL larutan AlCl₃ harus diberikan tekanan osmose sebesar 0,1 atm pada suhu 27 °C. Jika larutan tersebut dianggap ideal, maka hitunglah
 - a. Berapa atm tekanan uap larutan tersebut ? Diketahui pada suhu 27 °C tekanan uap air adalah 26,74 mmHg.
 - b. Berapa °C titik beku larutan tersebut ?
6. Tekanan uap larutan nonelektrolit pada suatu keadaan adalah 556 mmHg. Jika pada keadaan tersebut tekanan uap air adalah 560 mmHg dan larutan tersebut dianggap ideal, maka hitunglah berapa °C titik beku larutan tersebut !