

A. Tujuan Pembelajaran

Setelah mengikuti pembelajaran secara mandiri pada modul ini, Ananda dapat :

1. Membedakan sifat koligatif larutan elektrolit dan non elektrolit
2. Merumuskan faktor Van't Hoff
3. Menggunakan faktor Van't Hoff pada sifat koligatif larutan Penurunan Tekanan Uap dan Kenaikan Titik Didih Larutan Elektrolit.

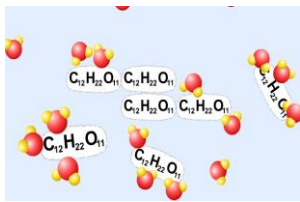
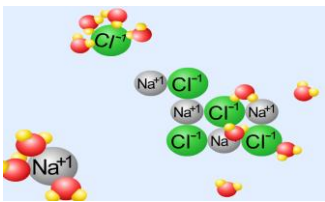
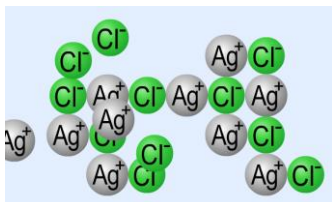
B. Uraian Materi

1. Pengelompokan Larutan dan Derajat Ionisasi (Apersepsi)

Ananda yang hebat, coba ingat kembali materi kimia di Kelas X tentang larutan elektrolit dan non elektrolit serta materi Kelas XI tentang Derajat Ionisasi.

- a. Elektrolit kuat dapat berasal dari :
 - 1) Asam kuat, contoh : HCl, H₂SO₄, HNO₃
 - 2) Basa kuat, contoh : NaOH, KOH, Ba(OH)₂
 - 3) Garam, contoh : NaCl, KCl, BaCl₂, Ca(NO₃)₂
- b. Elektrolit lemah dapat berasal dari :
 - 1) Asam lemah : CH₃COOH, HF, HCN
 - 2) Basa lemah : NH₄OH, Al(OH)₃
 - 3) Sebagian garam : AgCl, PbCl₂
- c. Derajat ionisasi :
 - 1) Elektrolit kuat, $\alpha = 1$
 - 2) Elektrolit lemah : $0 < \alpha < 1$

Perbandingan pelarutan senyawa non elektrolit, elektrolit kuat dan elektrolit lemah sebagai berikut :

Non elektrolit Contoh : gula	Elektrolit kuat Contoh : NaCl	Elektrolit lemah Contoh : AgCl
Ilustrasi : 	Ilustrasi : 	Ilustrasi : 
Persamaan reaksi : -	Persamaan reaksi : $\text{NaCl(aq)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$	Persamaan reaksi : $\text{AgCl(aq)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
Ket. : tidak terion	Ket. : terion sempurna	Ket. : terion sebagian

Materi apersepsi di atas akan menjadi dasar Ananda untuk dapat membedakan sifat koligatif larutan elektrolit dengan larutan non elektrolit.

Perbedaan rumus mencari sifat koligatif larutan elektrolit dengan larutan non elektrolit dapat Ananda lihat pada tabel berikut.

Sifat Koligatif Larutan	Larutan Non Elektrolit	Larutan Elektrolit
-------------------------	------------------------	--------------------

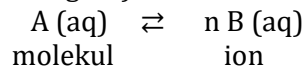
Penurunan Tekanan Uap (ΔP)	$\Delta P = P^o \cdot X_t$	$\Delta P = P^o \cdot X_t \cdot i$
Kenaikan Titik Didih (ΔT_b)	$\Delta T_b = m \cdot K_b$	$\Delta T_b = m \cdot K_b \cdot i$
Penurunan Titik Beku (ΔT_f)	$\Delta T_f = m \cdot K_f$	$\Delta T_f = m \cdot K_f \cdot i$
Tekanan Osmosis (π)	$\pi = M \cdot R \cdot T$	$\pi = M \cdot R \cdot T \cdot i$

Jika Ananda perhatikan di atas, perbedaan rumus sifat koligatif larutan elektrolit dengan larutan non elektrolit terletak pada simbol "i" yang merupakan simbol Faktor Van't Hoff.

2. Faktor Van't Hoff

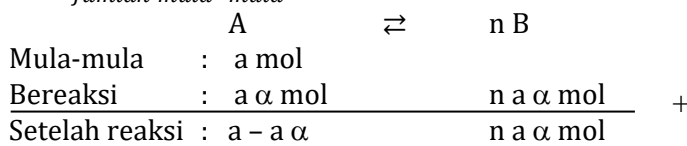
Zat elektrolit dalam air akan terionisasi menjadi ion-ion penyusunnya. Peruraian itu akan menyebabkan penambahan jumlah partikel, sedangkan sifat koligatif tergantung pada banyaknya partikel dalam larutan. Hal itulah yang menyebabkan pada konsentrasi yang sama sifat koligatif larutan elektrolit lebih besar dari larutan non elektrolit.

Untuk mengetahui banyaknya penambahan partikel zat elektrolit dalam larutan, kita misalkan elektrolit A terionisasi membentuk sejumlah n ion B (kumpulan ion positif dan ion negatif) menurut reaksi :



Jika kita misalkan : A mula-mula yang terion = a mol dengan derajat ionisasi = α , maka dapat dituliskan :

$$\alpha = \frac{\text{jumlah yang mengion}}{\text{jumlah mula-mula}}$$



Banyaknya partikel dalam larutan adalah = partikel zat A yang tidak terion + jumlah partikel B yang terbentuk, yaitu :

$$\begin{aligned} &= (a - a \alpha + n a \alpha) \text{ mol} \\ &= a (1 + n \alpha - \alpha) \text{ mol} \\ &= a [1 + (n - 1) \alpha] \text{ mol} \end{aligned}$$

Jika dibandingkan, antara partikel zat setelah reaksi ionisasi dengan partikel zat sebelum reaksi ionisasi, akan diperoleh:

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

terjadi penambahan jumlah partikel sebesar $[1 + (n - 1) \alpha]$ kali. Penambahan itu dinamakan faktor *Van't Hoff* atau faktor *i*.

Jadi : $i = [1 + (n - 1) \alpha]$,

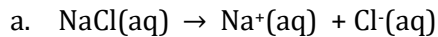
Dimana :

n = jumlah ion yang dihasilkan hasil ionisasi suatu elektrolit (n = 2 disebut biner, n = 3 disebut terner, n = 4 disebut kuarternar)

α = derajat ionisasi larutan elektrolit
(elektrolit kuat, $\alpha = 1$, elektrolit lemah : $0 < \alpha < 1$)

Dari rumusan faktor Van't Hoff, dapat disimpulkan bahwa $i = n$, jika elektrolit kuat ($\alpha = 1$).

Contoh :



Dari persamaan reaksi ionisasi NaCl, dapat dinyatakan : jumlah ion yang dihasilkan = satu ion Na^+ dan satu ion $\text{Cl}^- = 2$ ($n = 2$) dan NaCl mengalami ionisasi sempurna ($\alpha = 1$), sehingga :

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

$$i = [1 + (2 - 1) 1],$$

$$i = [1 + (1) 1],$$

$$= 2$$



Dari persamaan reaksi ionisasi MgCl_2 , dapat dinyatakan : jumlah ion yang dihasilkan satu ion Mg^{2+} dan dua ion $\text{Cl}^- = 3$ ($n = 3$) dan MgCl_2 mengalami ionisasi sempurna ($\alpha = 1$), sehingga :

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

$$i = [1 + (3 - 1) 1]$$

$$i = [1 + (2) 1]$$

$$i = [1 + 2]$$

$$= 3$$

3. Penggunaan Faktor Van't Hoff pada Sifat Koligatif Larutan Elektrolit

a. Penurunan Tekanan Uap Larutan

Faktor Van't Hoff melekat pada mol zat terlarut (nt) atau pada fraksi mol zat terlarut (X_t), sehingga rumus untuk menghitung penurunan tekanan uap larutan dirumuskan :

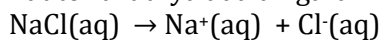
$$\Delta P = P^o \cdot X_t \cdot i, \text{ dimana : } X_t = \frac{nt}{np + nt}$$

Contoh soal :

Larutan garam dapur, NaCl ($M_r = 58,5$) dengan kadar 10% massa pada suhu $t^\circ\text{C}$, bila tekanan uap air pada suhu yang sama = 24 mmHg, berapakah tekanan uap larutan?

Pembahasan :

Zat terlarutnya adalah garam yang mengalami ionisasi sempurna, yaitu :



Jumlah ion (n) = 2, $\alpha = 1$, karena elektrolit kuat maka : $i = n = 2$

Misal : masa larutan = 100 gram, kadar NaCl = 10%

$$\begin{aligned} \text{Masa NaCl} &= \frac{10}{100} \times 100 \text{ gram} \\ &= 10 \text{ gram} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Masa H}_2\text{O} &= (100 - 10) \text{ gram} \\ &= 90 \text{ gram} \end{aligned}$$

Hitung mol masing-masing zat dalam larutan, yaitu :

$$\text{Mol NaCl} = \frac{\text{massa}}{M_r} = \frac{10}{58,5} = 0,17 \text{ mol}$$

$$\text{Mol H}_2\text{O} = \frac{\text{massa}}{M_r} = \frac{90}{18} = 5 \text{ mol}$$

$$X_t = \frac{nt}{np + nt} = \frac{0,17}{5 + 0,15} = \frac{0,17}{5,32} = 0,032$$

$$\begin{aligned} \Delta P &= P^o \cdot X_t \cdot i \\ &= 24 \text{ mmHg} \cdot 0,032 \\ &= 0,767 \text{ mmHg} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 P &= P^o - \Delta P \\
 &= 24 - 0,767 \text{ mmHg} \\
 &= 23,233 \text{ mmHg}
 \end{aligned}$$

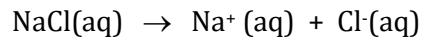
b. Kenaikan Titik Didih

Pada penggunaan hukum Van't Hoff dalam menghitung sifat koligatif larutan, perlu diperhatikan :

- Tentukan jenis zat terlarutnya (non elektrolit/elektrolit kuat/elektrolit lemah) untuk menentukan harga derajat ionisasinya
- Tuliskan persamaan ionisasinya untuk menentukan jumlah ion yang dihasilkan

Contoh soal :

- 1) Sebanyak 5,85 gram NaCl ($M_r = 58,5$) dilarutkan dalam 500 gram air, hirunglah titik didih larutan

Pembahasan :

Dari persamaan reaksi ionisasi NaCl (elektrolit kuat) dapat dinyatakan : $n = 2$, $\alpha = 1$, maka : $i = n$

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

Hitung molalitas larutan :

$$\begin{aligned}
 m &= \frac{gr}{M_r} \times \frac{1000}{P} \\
 &= \frac{5,85}{58,5} \times \frac{1000}{500} \\
 &= 0,2 \text{ molal}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \Delta T_b &= m \times K_b \times i \\
 &= 0,2 \text{ molal} \times 0,52 \text{ }^\circ\text{C/molal} \times 2 \\
 &= 0,208 \text{ }^\circ\text{C}
 \end{aligned}$$

$$T_b \text{ lar.} = T_b \text{ pel.} + \Delta T_b$$

$$\begin{aligned}
 T_b \text{ lar.} &= 100 + 0,208 \\
 &= 100,208 \text{ }^\circ\text{C}
 \end{aligned}$$

- 2) Larutan dibuat dengan melarutkan 7,5 gram suatu elektrolit biner ($M_r = 60$) ke dalam 100 gram air, larutan mendidih pada suhu $101,04 \text{ }^\circ\text{C}$, maka hitunglah derajat ionisasi senyawa elektrolit biner tersebut, K_b air = $0,52 \text{ }^\circ\text{C/molal}$.

Pembahasan :

Diketahui elektrolit biner, berarti harga $n = 2$

$$\begin{aligned}
 \Delta T_b &= T_b \text{ pelarut} + T_b \text{ larutan} \\
 &= 101,04 - 100 \\
 &= 1,04 \text{ }^\circ\text{C}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 m &= \frac{gr}{M_r} \times \frac{1000}{P} \\
 &= \frac{7,5}{60} \times \frac{1000}{100} \\
 &= 1,25 \text{ molal}
 \end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned}
 i &= \frac{\Delta T_b}{m \times K_b} \\
 &= \frac{1,04}{1,25 \times 0,52} \\
 &= 1,6
 \end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned}
 1,6 &= [1 + (2-1) \alpha] \\
 1,6 &= (1 + \alpha) \\
 \alpha &= 1,6 - 1 \\
 &= 0,6
 \end{aligned}$$

C. Rangkuman

1. Banyaknya partikel dalam larutan elektrolit dan non-elektrolit tidak sama meskipun konsentrasinya sama, karena larutan elektrolit terurai menjadi ion-ionnya, sedangkan larutan nonelektrolit tidak terionisasi, sehingga pada konsentrasi yang sama sifat koligatif larutan elektrolit lebih besar dari sifat koligatif larutan non elektrolit.
2. Pertambahan jumlah partikel larutan elektrolit setelah mengalami ionisasi dinyatakan dengan faktor Van't Hoff, $i = [1 + (n - 1) \alpha]$, dimana n = jumlah ion yang dihasilkan hasil ionisasi suatu elektrolit ($n = 2$ disebut biner, $n = 3$ disebut terner, $n = 4$ disebut kuartern), α = derajat ionisasi larutan elektrolit (elektrolit kuat, $\alpha = 1$, elektrolit lemah : $0 < \alpha < 1$)

3. Rumus sifat koligatif larutan elektrolit dituliskan sebagai berikut :

- a. Penurunan Tekanan Uap (ΔP), dirumuskan :

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

- b. Kenaikan Titik Didih (ΔT_b), dirumuskan :

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

- c. Penurunan Titik Beku (ΔT_f), dirumuskan :

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

- d. Tekanan Osmosis (π), dirumuskan :

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

D. Penugasan Mandiri

1. Larutan elektrolit biner pada suhu tertentu memiliki fraksi mol terlarut 0,2, tekanan uap air murni pada suhu tersebut = 30 mmHg dan bila mengalami ionisasi sempurna dalam larutannya, berapakah tekanan uap larutannya?
2. Dalam suatu percobaan di laboratorium, dua orang siswa, Andi dan Budi mengukur titik didih larutan, Andi melarutkan 18 gram glukosa ($M_r = 180$) dalam 500 gram air lalu dipanaskan, Andi melarutkan 5,35 gram NaCl ($M_r = 53,5$) dalam 500 gram air lalu dipanaskan. Suhu larutan diukur dengan menggunakan termometer. Bila K_b air = $0,52 \text{ }^{\circ}\text{C/m}$.
 - a. Bandingkan larutan Andi dan Budi, pada termometer larutan siapakah menunjukkan angka lebih tinggi?
 - b. Jelaskan mengapa hal ini terjadi
3. Diketahui 5 buah wadah yang berisi larutan sebagai berikut
 - (1) AlCl_3 0,1 m
 - (2) Glukosa 0,2 m

KEGIATAN PEMBELAJARAN 2

Penurunan Titik Beku dan Tekanan Osmosis Larutan Elektrolit

A. Tujuan Pembelajaran

Setelah mengikuti pembelajaran secara mandiri pada modul ini, Ananda dapat :

1. Menganalisis penurunan titik beku larutan elektrolit.
2. Menganalisis tekanan osmosis larutan elektrolit.

B. Uraian Materi

1. Penurunan Titik Beku Larutan Elektrolit

Perlu Ananda ingat Kembali bahwa pada penggunaan hukum Van't Hoff dalam menghitung sifat koligatif larutan, perlu diperhatikan :

- Tentukan jenis zat terlarutnya (non elektrolit/elektrolit kuat/elektrolit lemah) untuk menentukan harga derajat ionisasinya
- Tuliskan persamaan ionisasinya untuk menentukan jumlah ion yang dihasilkan

Contoh Soal

Larutan 4 gram suatu basa bervalensi satu (LOH) dalam 100 gram air membeku pada temperatur $-3,72$ °C. jika penurunan titik beku molal air $1,86$ °C, hitunglah masa atom relatif logam L bila diketahui Ar : H = 1, O = 16.

Pembahasan :

Suatu asam bervalensi satu artinya menghasilkan satu buah ion OH^- , reaksi ionisasinya :

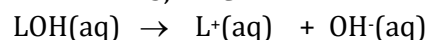


Jumlah ion yang dihasilkan (n) = 2, larutan dianggap elektrolit kuat, sehingga harga : $\alpha = 1$.

$$\Delta T_f = T_f \text{ pelarut} - T_f \text{ larutan}$$

$$\Delta T_f = 0 - (-3,72)$$

$$= +3,72 \text{ } ^\circ\text{C}$$



Jumlah ion (n) = 2, $\alpha = 1$, maka

$$\Delta T_f = \frac{\text{gram}}{Mr} \times \frac{1000}{P} \times \alpha \times K_f \times n$$

$$3,72 = \frac{4}{Mr} \times \frac{1000}{100} \times 1,86 \times 2$$

$$Mr = \frac{74,4}{3,72} \times 2$$

$$= 40$$

$$Mr \text{ LOH} = Ar \text{ L} + Ar \text{ O} + Ar \text{ H}$$

$$Ar \text{ L} = Mr \text{ LOH} - (Ar \text{ O} + Ar \text{ H})$$

$$Ar \text{ L} = 40 - (Ar \text{ O} + Ar \text{ H})$$

$$= 40 - 17$$

$$= 23$$

2. Tekanan Osmosis Larutan Elektrolit

Proses osmosis terjadi jika kedua larutan yang dipisahkan oleh membran semipermeabel mempunyai tekanan osmotik yang berbeda. Untuk larutan yang terdiri atas zat nonelektrolit, maka tekanan osmotik berbanding lurus dengan

konsentrasi (kemolaran) zat terlarut. Untuk larutan elektrolit dengan memperhitungkan faktor Van't Hoff, $i = [1+(n-1) \alpha]$, sehingga rumus untuk menghitung tekanan osmosis larutan elektrolit adalah:

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

Keterangan :

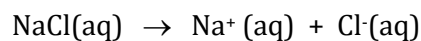
π	= tekanan osmosis (atm), 1 atm = 76 cmHg = 760 mmHg
M	= molaritas larutan (mol/L)
R	= tetapan umum gas = 0,082 L . atm/mol K
T	= suhu mutlak = ($^{\circ}\text{C} + 273$) K
i	= faktor Van't Hoff

Contoh soal :

- a. Tentukanlah tekanan osmotik larutan elektrolit kuat yang mengandung 5,85 gram NaCl ($M_r \text{ NaCl} = 58,5$) dalam 1 liter larutan pada suhu 27°C !

Pembahasan :

NaCl adalah elektrolit kuat, dalam larutannya mengalami ionisasi sempurna, menurut reaksi :



Dari reaksi ionisasi NaCl, dapat ditentukan jumlah ion yang dihasilkan, $n = 2$ dan derajat ionisasinya, $\alpha = 1$, sehingga : $i = n = 2$.

Untuk menghitung tekanan osmotik dari larutan NaCl, menggunakan rumus berikut:

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

kita bisa menghitung harga M terlebih dahulu dengan rumus :

$$M = \frac{gr}{M_r} \times \frac{1000}{vol}$$

$$M = \frac{5,85}{58,5} \times \frac{1000}{1000}$$

$$= 0,1 \text{ mol/L}$$

Setelah kita hitung molaritas larutan, lalu masukkan ke dalam rumus tekanan osmosis larutan elektrolit, dimana harga i sudah kita tentukan besarnya = 2.

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

$$= 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 300 \text{ K} \times 2$$

$$= 4,923 \text{ atm}$$

- b. Larutan H_3PO_4 1 M isotonis dengan larutan urea 2 M pada suhu yang sama. Hitunglah berapa persen larutan H_3PO_4 yang terionisasi dalam larutan?

Pembahasan :

Konsentrasi $\text{H}_3\text{PO}_4 = 1 \text{ M}$

Konsentrasi urea = 2 M

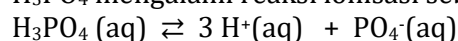
Kedua larutan isotonis, artinya mempunyai tekanan osmosis yang sama, sehingga berlaku : $\pi_1 = \pi_2$ atau $\pi \text{ urea} = \pi \text{ H}_3\text{PO}_4$

Urea termasuk zat non elektrolit, rumus yang digunakan : $\pi = M \cdot R \cdot T$

H_3PO_4 termasuk elektrolit lemah, rumus yang digunakan : $\pi = M \cdot R \cdot T \cdot i$

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

H_3PO_4 mengalami reaksi ionisasi sebagian menurut reaksi :



Jumlah ion yang dihasilkan dari reaksi ionisasi, $n = 4$

$$\pi_{\text{urea}} = \pi_{\text{H}_3\text{PO}_4}$$

$$M_{\text{urea}} \cdot R \cdot T = M_{\text{H}_3\text{PO}_4} \cdot R \cdot T \cdot i, \text{ variabel yang sama sebelah kiri dan kanan}$$

dicoret, sehingga menjadi :

$$M_{\text{urea}} = M_{\text{H}_3\text{PO}_4} \cdot [1 + (n - 1) \alpha]$$

$$2 = 1 [1 + (4 - 1) \alpha]$$

$$2 = (1 + 3\alpha)$$

$$3\alpha = 2 - 1$$

$$3\alpha = 1$$

$$\alpha = \frac{1}{3}$$

$$= 33,33 \%$$

A. Rangkuman

- Untuk larutan yang terdiri atas zat non elektrolit, maka tekanan osmotik berbanding lurus dengan konsentrasi (kemolaran) zat terlarut. Untuk larutan elektrolit dengan memperhitungkan faktor Van't Hoff, $i = [1+(n-1) \alpha]$, sehingga rumus untuk menghitung tekanan osmosis larutan elektrolit adalah:

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

Keterangan :

π = tekanan osmosis (atm), 1 atm = 76 cmHg = 760 mmHg

M = molaritas larutan (mol/L)

R = tetapan umum gas
= 0,082 L . atm/mol K

T = suhu mutlak = ($^{\circ}\text{C} + 273$) K

i = faktor Van't Hoff

B. Penugasan Mandiri

- Bila ke dalam 250 gram air dilarutkan 12 gram asam asetat ($M_r = 60$) dengan derajat ionisasi 0,75, hitunglah titik beku larutan.
- Sebanyak 11,7 gram NaCl dan 34,2 gram suatu zat non elektrolit dilarutkan dalam 500 gram air. Larutan tersebut membeku pada $-1,86^{\circ}\text{C}$. Tentukanlah massa molekul relative (M_r) zat non elektrolit tersebut ($M_r \text{ NaCl} = 58,5$).
- Tekanan osmotik darah manusia pada 37°C adalah 7,7 atm. Berapa gram NaCl harus dilarutkan dalam 1 liter larutan sehingga pada suhu yang sama isotonic dengan darah manusia ($M_r \text{ NaCl} = 58,5$).
- Hitung tekanan osmosis larutan bila ke dalam 500 mL larutan dimasukkan 6 gram urea ($M_r = 60$) dan 11,1 gram CaCl_2 ($M_r = 111$) dan 5,85 gram NaCl ($M_r = 58,5$) pada suhu 27°C ($K_b \text{ air} = 0,52$, $K_f \text{ air} = 1,86$)

E. Latihan Soal

- Seorang guru kimia menugaskan siswa melakukan percobaan penentuan titik beku larutan non elektrolit dan larutan elektrolit. Larutan yang tersedia yaitu: larutan urea 0,1 molal dan larutan KCl 0,1 molal. Setelah melakukan percobaan, 5 kelompok memberikan kesimpulan sebagai berikut:
 - Kelompok A : titik beku larutan urea 0,1 molal > titik beku larutan KCl 0,1 molal
 - Kelompok B : titik beku larutan urea 0,1 molal < titik beku larutan KCl 0,1 molal
 - Kelompok C : titik beku larutan urea 0,1 molal = titik beku larutan KCl 0,1 molal
 - Kelompok D : penurunan titik beku larutan urea 0,1 molal < penurunan titik beku larutan KCl 0,1 molal