

## RENCANA PELAKSANAAN PEMBELAJARAN SIFAT KOLIGATIF LARUTAN ELEKTROLIT

Satuan Pendidikan : SMAN 1 Trimurjo  
Kelas / Semester : XII / 1  
Tema : Sifat Koligatif Larutan  
Sub Tema : Sifat Koligatif Larutan Elektrolit  
Pembelajaran ke : 1  
Alokasi waktu : 2 x 45 menit  
Guru Mapel : Iman Abiworo, S.Si.  
Alamat surel : abiworo21@gmail.com

Kompetensi Inti :

3. Memahami, menerapkan, menganalisis dan mengevaluasi pengetahuan faktual, konseptual, prosedural, dan metakognitif berdasarkan rasa ingintahunya tentang ilmu pengetahuan, teknologi, seni, budaya, dan humaniora dengan wawasan kemanusiaan, kebangsaan, kenegaraan, dan peradaban terkait penyebab fenomena dan kejadian, serta menerapkan pengetahuan prosedural pada bidang kajian yang spesifik sesuai dengan bakat dan minatnya untuk memecahkan masalah.

Kompetensi Dasar :

- 3.1 Menganalisis fenomena sifat koligatif larutan
  - 3.1.1. Memahami penggunaan garam untuk mencairkan salju.
  - 3.1.2 Memahami penjelasan tentang sifat koligatif larutan dengan menggunakan diagram P-T.
  - 3.1.3 Menganalisis dan menyimpulkan penyebab sifat koligatif larutan.
- 3.2 Membedakan sifat koligatif larutan elektrolit dan larutan nonelektrolit
  - 3.2.1 Memahami sifat koligatif larutan elektrolit.
  - 3.2.2 Memahami sifat koligatif larutan nonelektrolit.
  - 3.2.3 Membedakan sifat koligatif larutan elektrolit dan larutan nonelektrolit.
- 4.1 Menyajikan hasil penelusuran informasi tentang kegunaan prinsip sifat koligatif larutan dalam kehidupan sehari-hari
  - 4.1.1. Memaparkan terapan sifat koligatif dalam kehidupan sehari-hari misalnya membuat es krim, memasak, dan mencegah pembekuan air radiator.
  - 4.1.2. Memaparkan hasil diskusi terkait analisis penyebab sifat koligatif larutan
- 4.2 Menganalisis data percobaan untuk menentukan derajat pengionan
  - 4.2.1. Melakukan percobaan untuk menentukan derajat pengionan.
  - 4.2.2. Menganalisis data percobaan untuk menentukan derajat pengionan

### A. TUJUAN PEMBELAJARAN

Setelah pembelajaran, siswa dapat :

1. Menentukan konsentrasi suatu larutan
2. Memahami tentang larutan elektrolit
3. Memahami pengertian tentang sifat koligatif larutan elektrolit : Penurunan tekanan uap ( $\Delta P$ ), Kenaikan titik didih ( $\Delta T_b$ ), Penurunan titik beku ( $\Delta T_f$ ), Tekanan Osmosis ( $\pi$ )
4. Menggunakan rumus untuk menentukan harga sifat koligatif larutan elektrolit : Penurunan tekanan uap ( $\Delta P$ ), Kenaikan titik didih ( $\Delta T_b$ ), Penurunan titik beku ( $\Delta T_f$ ), Tekanan Osmosis ( $\pi$ )
5. Memahami peristiwa sehari hari yang berkaitan dengan sifat koligatif larutan

### B. KEGIATAN PEMBELAJARAN

Aktifitas pembelajaran : penyampaian materi dan mengerjakan tugas.

#### 1. Kegiatan awal

Siswa diajak untuk mengamati peristiwa sehari hari yang berkaitan dengan sifat koligatif larutan. Peristiwa tersebut seperti pembuatan es krim, membuat bubur kacang hijau, air radiator mobil, cairan infus.

#### 2. Kegiatan inti

Siswa di bagi menjadi beberapa kelompok. Kemudian mengamati proses mendidihnya beberapa larutan diantaranya : air, air 250 ml dan 50 gram gula, air 250 ml dan 100 gram gula, air 250 ml dan 50 gram

garam, air 250 ml dan 100 gram garam. Yang diamati adalah lamanya waktu yang di perlukan oleh masing masing larutan itu untuk mendidih.

Ringkasan materi :

#### A. Konsentrasi

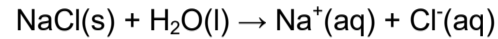
Konsentrasi adalah ukuran kepekatan suatu larutan. Satuan satuan konsentrasi diantaranya :

- ◇  $\text{mol} = \frac{gr}{mr}$
- ◇ Fraksi mol zat terlarut (X) =  $\frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{mol zat terlarut} + \text{mol zat pelarut}}$
- ◇ Molaritas (M) =  $\frac{gr}{mr} \times \frac{1000}{ml P}$
- ◇ Molalitas (m) =  $\frac{gr}{mr} \times \frac{1000}{gr P}$

#### B. Larutan elektrolit

Larutan terdiri dua bagian yaitu pelarut dan zat terlarut.

Larutan elektrolit adalah larutan yang **dapat menghantarkan arus listrik**. Hal ini karena larutan elektrolit dapat menghasilkan ion-ion yang bergerak bebas dalam larutannya. Contohnya itu larutan garam (NaCl).



Dari reaksi di atas, terlihat bahwa jika sebuah senyawa NaCl dilarutkan ke dalam air, maka akan dihasilkan ion  $\text{Na}^+$  dan ion  $\text{Cl}^-$ . Dengan demikian, kita mendapati bahwa jumlah ion terlarutnya menjadi dua ion.

Sementara itu, larutan nonelektrolit **tidak dapat menghantarkan arus listrik** karena molekul-molekul terlarutnya tidak terionisasi di dalam larutannya. Hal ini menyebabkan tidak terbentuknya beda potensial dalam larutan, sehingga listrik tidak dapat mengalir. Contoh dari larutan nonelektrolit adalah larutan gula seperti glukosa, sukrosa dan maltosa, larutan urea ( $\text{CON}_2\text{H}_4$ ), serta larutan alkohol seperti metanol, etanol dan propanol.

Larutan elektrolit dibagi lagi menjadi dua jenis, yaitu elektrolit kuat dan elektrolit lemah. Elektrolit kuat adalah larutan yang molekul molekulnya terionisasi secara sempurna ( $\alpha = 1$ ). Elektrolit lemah adalah larutan yang molekul molekulnya terionisasi secara tidak sempurna ( $0 < \alpha < 1$ ).

#### C. Sifat koligatif larutan elektrolit

sifat koligatif larutan adalah sifat yang hanya bergantung pada jumlah partikel terlarut dalam suatu larutan dan tidak bergantung pada sifat alami partikel terlarut. **Sifat koligatif larutan** bergantung pada jumlah dari partikel terlarut saja, dalam bentuk atom, ion, maupun molekul.

Sifat koligatif larutan meliputi empat sifat, yaitu :

1. Penurunan tekanan uap ( $\Delta P$ )
2. Kenaikan titik didih ( $\Delta T_b$ )
3. Penurunan titik beku ( $\Delta T_f$ )
4. Tekanan osmotik ( $\pi$ )

Sifat koligatif larutan ini di kemukakan oleh Franchoise Marie Raoult, oleh karenanya hubungan konsentrasi zat terlarut dengan ke empat sifat koligatif tersebut disebut Hukum Raoult.

Untuk larutan elektrolit, banyaknya ion yang terkandung didalamnya mempengaruhi harga keempat sifat koligatif larutan elektrolit tersebut. Hal ini dikemukakan oleh ilmuwan Jerman Jacobus van't Hoff. Sehingga pada persamaan Hukum Raoult untuk keempat sifat koligatif tersebut di kalikan dengan faktor van't Hoff yang dilambangkan dengan  $i$ . dimana  $i = 1 + (n - 1) \alpha$ , dengan  $\alpha$  adalah derajat ionisasi dan n adalah jumlah ion.

Untuk elektrolit kuat nilai  $\alpha = 1$  sehingga  $i = n$

#### 1. Penurunan tekanan uap ( $\Delta P$ )

Jika ke dalam suatu ruangan tertutup dimasukkan zat cair pada suhu tertentu, sebagian zat cair tersebut akan menguap memenuhi ruangan sampai menjadi jenuh dan mencapai kesetimbangan antara zat cair dan uap. Uap yang dihasilkan menimbulkan tekanan. Tekanan yang ditimbulkan oleh uap jenuh ini disebut tekanan uap jenuh.

Apabila suatu zat dilarutkan ke dalam zat cair ( pelarut ), partikel- partikel zat yang terlarut tersebut akan menjadi penghalang molekul cairan murni yang akan meninggalkan fase cair sehingga mengurangi proses penguapan partikel pelarut sehingga tekanan uap jenuh yang dihasilkan lebih rendah dari tekanan uap jenuh pelarutnya. Jadi tekanan uap jenuh larutan lebih rendah dari tekanan uap pelarutnya. Selisih tekanan uap jenuh pelarut dan tekanan uap jenuh larutan disebut penurunan tekanan uap jenuh, dituliskan sebagai  $\Delta P$ . Menurut Raoult, penurunan tekanan uap jenuh larutan sama dengan hasil kali tekanan uap jenuh pelarut dengan fraksi mol zat terlarut. Untuk larutan elektrolit hubungannya menjadi :

$$\Delta P = P^{\circ} \cdot X_{\text{zat terlarut}} \cdot i \quad \text{Atau} \quad P = P^{\circ} \cdot X_{\text{pelarut}} \cdot i \quad \text{dan} \quad \Delta P = P^{\circ} - P$$

dengan ,  $P^{\circ}$  = tekanan uap jenuh pelarut  
 $P$  = Tekanan uap larutan  
 $X_{\text{zat terlarut}}$  = fraksi mol zat terlarut  
 $X_{\text{pelarut}}$  = fraksi mol pelarut  
 $i$  = faktor van't Hoff

2. Kenaikan Titik didih ( $\Delta T_b$ )

Titik didih zat cair adalah temperatur tetap pada saat zat cair mendidih. Pada temperatur ini tekanan uap zat cair sama dengan tekanan udara disekitarnya. Hal ini menyebabkan terjadi penguapan diseluruh bagian zat cair.

Karena larutan memiliki tekanan uap yang lebih rendah dari pelarutnya, maka larutan akan mendidih pada suhu yang lebih tinggi dari pelarutnya.

Perbedaan titik didih larutan dan pelarutnya disebut kenaikan titik didih larutan ( $\Delta T_b$ ).

$$\Delta T_b = \text{titik didih larutan} - \text{titik didih pelarut}$$

Atau

$$\text{Titik didih larutan} = \text{titik didih pelarut} + \Delta T_b$$

Hubungan kenaikan titik didih larutan dengan konsentrasi zat terlarut dirumus oleh Raoult sebagai berikut

$$\Delta T_b = m \cdot K_b \quad \text{Dan untuk larutan elektrolit menjadi} \quad \Delta T_b = m \cdot K_b \cdot i$$

$\Delta T_b$  = kenaikan titik didih  
 $m$  = molalitas larutan  
 $K_b$  = tetapan kenaikan titik didih molal ( $^{\circ}\text{C/molal}$ )  
 $i$  = faktor van't Hoff =  $1 + (n - 1) \alpha$

Atau

$$\Delta T_b = \frac{gr}{mr} \times \frac{1000}{P} \times K_b \cdot i$$

$gr$  = massa zat terlarut ( gram )  
 $mr$  = massa molekul relatif zat terlarut  
 $P$  = massa pelarut dalam gram

3. Penurunan titik beku

Penurunan tekanan uap juga menyebabkan penurunan titik beku larutan. Titik beku larutan lebih rendah dari titik beku pelarutnya. Selisih titik beku pelarut dengan titik beku larutan disebut penurunan titik beku ( $\Delta T_f$ )

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

atau

$$\text{Titik beku larutan} = \text{titik beku pelarut} - \Delta T_f$$

Hubungan penurunan titik beku dengan konsentrasi larutan elektrolit dirumuskan :

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

$\Delta T_f$  = penurunan titik beku  
 $m$  = molalitas zat terlarut  
 $K_f$  = Tetapan penurunan titik beku molal ( $^{\circ}\text{C/molal}$ )  
 $i$  = Faktor van't Hoff

4. Tekanan osmotik ( $\pi$ )

Proses osmosis merupakan proses mengalirnya zat cair dari larutan yang encer menuju ke larutan yang pekat dengan melewati membran semipermeabel. Tekanan yang diperlukan untuk menghentikan proses osmosis disebut Tekanan Osmotik

Berdasarkan tekanan osmosik larutan, larutan terbagi menjadi tiga, yaitu :

1. Larutan isotonik, adalah larutan yang memiliki tekanan osmotik sama. Ketika sel darah ditempatkan dalam kondisi isotonik (kondisi dimana konsentrasi zat terlarut di dalam dan di luar sel adalah sama), maka sel darah tidak akan mengalami hal apapun.
2. Larutan hipertonik, adalah larutan yang memiliki tekanan osmotik lebih besar. Jika sel darah ditempatkan dalam kondisi hipertonik (konsentrasi zat terlarut di luar sel lebih tinggi daripada di dalam sel), air dari dalam sel darah akan keluar, menyebabkan sel darah menjadi mengempis.
3. Larutan hipotonik, adalah larutan yang memiliki tekanan osmotik lebih kecil. Ketika sel darah ditempatkan dalam kondisi hipotonik (dalam larutan yang memiliki konsentrasi partikel terlarut lebih rendah dari sel), maka air akan berpindah dari luar ke dalam sel, sehingga sel darah akan mengembang.

Peristiwa osmosis terjadi juga karena adanya suatu tekanan, dimana pengertian dari tekanan osmotik larutan adalah tekanan yang dibutuhkan untuk menghentikan proses osmosis. Tekanan osmotik larutan disimbolkan sebagai  $\pi$  dan memiliki satuan atm (tekanan atmosfer). Rumus dari tekanan osmotik larutan elektrolit adalah sebagai berikut. :

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

- $\pi$  = Tekanan osmosis  
M = molaritas larutan  
R = tetapan gas ideal = 0,082 L atm/mol  
T = suhu (K)  
i = factor Van't Hoff

#### C. Kegiatan akhir

Dari materi yang telah di bahas siswa menuliskan kesimpulan dari data yang didapat di awal pembelajaran pada saat mengamati waktu yang diperlukan oleh masing masing larutan untuk mendidih.  
Guru menutup kegiatan pembelajaran.

#### D. PENILAIAN PEMBELAJARAN

Penilaian dalam bentuk :

1. Penilaian sikap
2. Penilaian terhadap pengerjaan tugas.

#### E. Sumber Belajar

1. Muhtaridi, 2017, Kimia 3, Yudhistira.
2. Michael Purba, Eti Sarwiyati, 2018, Kimia 3. Erlangga.
3. Endang Susilowati, 2012, Kimia 3, Global.
4. Website ruangguru