

MODUL 1

Larutan 1

Dra. Fitri Khoerunnisa, M.Si.



PENDAHULUAN

Ilmu kimia merupakan ilmu yang mengkaji transformasi materi baik transformasi secara kimia maupun transformasi secara fisika. Untuk mengkaji transformasi materi dapat dilakukan dengan menggunakan pendekatan termodinamika dan atau kinetika. Umumnya transformasi materi berlangsung dalam bentuk larutan atau dengan kata lain larutan merupakan media untuk berlangsungnya transformasi materi. Dengan demikian, larutan perlu dipelajari oleh semua orang termasuk Anda sebagai guru Kimia baik di SMP maupun di SMA yang ingin mempelajari kimia.

Larutan memiliki sifat-sifat yang dapat sama bahkan berbeda dengan sifat zat sebelum dicampurkan. Sebagai contoh, garam natrium klorida adalah zat padat ionik yang jika dilarutkan ke dalam pelarut air akan memiliki sifat yang tidak berbeda dengan sebelumnya. Akan tetapi, apabila asam klorida yang merupakan senyawa kovalen polar dilarutkan ke dalam air, sifat kovalennya hilang berubah menjadi sifat ionik. Oleh karena itu, Anda dalam mempelajari larutan tidak cukup hanya mengkaji bagaimana proses pelarutan terjadi, tetapi Anda perlu juga mengkaji lebih jauh tentang sifat-sifat yang ditimbulkan oleh larutan.

Secara umum setelah mempelajari Modul 1 ini Anda diharapkan dapat memahami konsep dasar larutan dan termodinamika larutan. Adapun secara khusus, setelah mempelajari Modul 1 ini Anda diharapkan dapat:

1. menjelaskan pengertian larutan;
2. mendeskripsikan jenis-jenis larutan;
3. menghitung komposisi larutan dalam berbagai satuan konsentrasi, yang meliputi fraksi mol, kemolaran, kemolalan, dan persen berat;
4. menjelaskan besaran molar parsial;
5. menjelaskan perbedaan dan karakteristik larutan ideal dan larutan nyata.
6. menjelaskan aspek-aspek termodinamika pencampuran;
7. menjelaskan hukum distribusi Nernst.

Materi yang akan disajikan dalam Modul 1 ini diuraikan ke dalam tiga kegiatan belajar sebagai berikut.

Kegiatan Belajar 1: Konsep Dasar Larutan.

Kegiatan Belajar 2: Komposisi Larutan.

Kegiatan Belajar 3: Termodinamika Larutan.

Pada Kegiatan Belajar 1 dibahas tentang definisi larutan, jenis-jenis larutan dan proses pelarutan. Pada Kegiatan Belajar 2 akan dibahas tentang komposisi larutan, meliputi: fraksi mol, molalitas, molaritas dan persen berat dan pada Kegiatan Belajar 3 akan dibahas tentang termodinamika larutan, meliputi besaran molar parsial, larutan ideal dan larutan nyata, termodinamika pencampuran dan distribusi Nernst.

Agar Anda berhasil dengan baik dalam mempelajari modul ini, berikut ini beberapa petunjuk belajar yang dapat Anda ikuti.

1. Bacalah dengan cermat bagian pendahuluan modul ini sampai Anda memahami secara tuntas tentang apa, untuk apa, dan bagaimana mempelajari modul ini.
2. Tangkaplah pengertian demi pengertian dari isi modul ini melalui pemahaman sendiri dan tukar pikiran dengan mahasiswa lain atau dengan tutor Anda.
3. Jika pembahasan dalam modul ini masih dianggap kurang, upayakan mencari informasi tambahan dari sumber yang lain, lihat rujukan pada daftar pustaka.
4. Mantapkan pemahaman Anda melalui kegiatan diskusi dengan mahasiswa lainnya atau dalam kegiatan tutorial.
5. Kerjakan latihan dan tes formatif yang disediakan dalam modul ini dengan sungguh-sungguh.

Selamat belajar! Semoga berhasil!

KEGIATAN BELAJAR 1**Konsep Dasar Larutan****A. DEFINISI LARUTAN**

Larutan merupakan campuran homogen yang terdiri dari dua zat atau lebih. Suatu larutan terdiri dari zat terlarut (*solute*) dan pelarut (*solvent*). Zat yang jumlahnya banyak biasanya disebut pelarut, sementara zat yang jumlahnya sedikit disebut zat terlarut. Tetapi ini tidak mutlak. Bisa saja dipilih zat yang lebih sedikit sebagai pelarut, tergantung pada keperluannya, tetapi di sini akan digunakan pengertian yang biasa digunakan untuk pelarut dan terlarut. Campuran yang dapat saling melarutkan satu sama lain dalam segala perbandingan dinamakan larutan '*miscible*'. Udara merupakan larutan *miscible*. Jika dua cairan yang tidak bercampur membentuk dua fasa dinamakan cairan "immiscible".

Suatu larutan sudah pasti berfasa tunggal. Berdasarkan wujud dari pelarutnya, suatu larutan dapat digolongkan ke dalam larutan padat, cair ataupun gas. Zat terlarut dalam ketiga fasa larutan tersebut juga dapat berupa gas, cair ataupun padat. Campuran gas selalu membentuk larutan karena semua gas dapat saling campur dalam berbagai perbandingan.

Dalam larutan cair, cairan disebut "pelarut" dan komponen lain (gas atau zat padat) disebut "terlarut". Jika dua komponen pembentuk larutan adalah cairan maka komponen yang jumlahnya lebih besar atau strukturnya tidak berubah dinamakan pelarut. Contoh, 25 gram etanol dalam 100 gram air, air disebut sebagai pelarut, sedangkan etanol sebagai zat terlarut, sebab etanol lebih sedikit daripada air. Contoh lain adalah sirup, dalam sirup, gula pasir merupakan komponen paling banyak daripada air, tetapi gula dinyatakan sebagai zat terlarut dan air sebagai pelarut, sebab struktur air tidak berubah, sedangkan gula berubah dari padat menjadi cairan.

B. JENIS-JENIS LARUTAN**1. Larutan Ideal dan Non-Ideal**

Dalam suatu sistem, atom-atom, ion-ion, dan molekul-molekul nyata saling mempengaruhi satu sama lain sehingga perilakunya sukar diramalkan secara tepat. Akibat kesukaran meramalkan perilaku zat nyata menimbulkan

cara atau model yang dapat menjelaskan perilaku secara teoritis, dinamakan hukum ideal. Oleh karena itu, muncul istilah larutan ideal, sebagai upaya untuk menjelaskan keadaan sistem dari larutan nyata.

Molekul-molekul gas ideal dipandang sebagai molekul-molekul bebas yang tidak berinteraksi satu sama lain. Dalam larutan cair pendekatan keidealannya berbeda dengan gas ideal. Dalam larutan ideal partikel-partikel pelarut dan terlarut yang dicampurkan berada dalam kontak satu sama lain. Pada larutan ideal dengan zat terlarut molekuler, gaya interaksi antara semua partikel pelarut dan terlarut setara. Dengan kata lain, dalam larutan ideal, misalnya zat A dan zat B, gaya antarpartikel: A—A; A—B atau B—B adalah sama. Benzen dan toluen memiliki gaya interaksi mendekati sama sehingga jika dicampurkan akan mendekati larutan ideal.

Larutan ideal dengan zat terlarut ionik didefinisikan sebagai larutan yang ion-ionnya dalam larutan bergerak bebas satu sama lain, dan baku tarik hanya terjadi dengan molekul pelarut. Untuk larutan ionik yang sangat encer dapat dikategorikan mendekati perilaku ideal sebab ion-ion dalam larutan itu saling berjauhan akibatnya interaksi elektrostatisnya lemah

Komponen dalam larutan ideal memberikan sumbangan terhadap konsentrasi larutan sangat efektif. Contoh seorang perenang dalam kolam renang sendirian. Dia dapat pergi ke mana saja sesuai kehendaknya, dan dia memberikan sumbangan terhadap konsentrasi kolam sepenuhnya dalam kolam renang (1 perenang /kolam). Jika terdapat 25 perenang dalam kolam itu, keefektifan masing-masing perenang untuk menjelajah kolam turun akibat dari tabrakan atau desakan satu sama lain sehingga keefektifan konsentrasi akan lebih kecil dari 25 perenang/kolam yang seharusnya.

Dalam larutan non-ideal, gaya antar atom-atom, ion-ion atau molekul-molekul harus dipertimbangkan dalam perhitungan. Sebagai contoh perhatikan daya hantar listrik larutan elektrolit kuat, misalnya NaCl. Jika larutan NaCl sangat encer kurang dari 0,01 M, daya hantarnya diharapkan sesuai dengan disosiasi garam ke dalam ion-ionnya, tetapi jika konsentrasi larutan besar perbedaan antara harapan dan amatan menjadi lebih besar. Penyebabnya, ion-ion berlawanan muatan mengadakan baku tarik satu sama lain, baku tarik ini menimbulkan ion-ion saling berdekatan sehingga larutan jadi lebih pekat. Setiap ion dikelilingi oleh molekul pelarut yang berlawanan muatan, kecenderungan ini dapat menghambat laju ion-ion menuju elektroda yang menyebabkan daya hantar listriknya lebih rendah dari harapan.

Pengaruh ini menjadi lebih besar jika larutan lebih pekat atau jika ion-ion mempunyai muatan lebih besar dari satu, seperti MgSO_4 .

Contoh Soal 1.1.

Manakah di antara zat berikut yang mendekati sifat larutan ideal?

- (a) $\text{C}_6\text{H}_6(l)$ dan $\text{CH}_3\text{OH}(s)$
 (b) $\text{CH}_4(l)$ dan $\text{CH}_3\text{CH}_3(l)$

Penyelesaian:

Larutan yang bersifat ideal memiliki gaya antaraksi pelarut-pelarut = gaya antaraksi pelarut-terlarut = gaya antaraksi terlarut-terlarut .

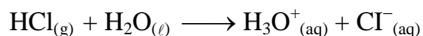
Pada campuran CH_3OH dan C_6H_6 terdapat perbedaan gaya antaraksi akibat perbedaan polaritas masing-masing komponennya di mana CH_3OH cenderung bersifat polar, sedangkan C_6H_6 cenderung bersifat nonpolar. Dengan demikian cairan tersebut *tidak bersifat ideal*.

Pada campuran CH_4 dan CH_3CH_3 , kedua komponennya memiliki gaya antaraksi yang mendekati sama karena kedua komponen tersebut cenderung bersifat nonpolar. Dengan demikian campuran tersebut *bersifat ideal*.

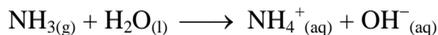
2. Larutan Elektrolit dan Non-Elektrolit

Dalam larutan cair, zat padat dapat berada dalam bentuk ion-ionnya maupun molekulernya. Jika NaCl terlarut dalam air, ion Na^+ dan ion Cl^- masing-masing terhidrasi dalam air, dan ion-ion yang terhidrasi itu secara bebas dapat bergerak ke seluruh medium larutan. Akan tetapi apabila glukosa atau etanol larut dalam air, zat-zat tersebut tidak berada dalam bentuk ioniknya melainkan dalam bentuk molekulernya. Zat-zat yang di dalam air membentuk ion-ion dinamakan zat elektrolit, dan larutan yang dibentuknya dinamakan *larutan elektrolit*. Secara eksperimen larutan elektrolit dapat diketahui dari sifatnya, misalnya dapat menghantarkan arus listrik. Zat-zat yang tergolong elektrolit, yaitu *asam, basa, dan garam*.

Zat-zat seperti etanol dan glukosa yang di dalam pelarut air membentuk molekuler dinamakan non-elektrolit, dan larutan yang dibentuknya dinamakan *larutan non-elektrolit*. Dalam keadaan murni, asam merupakan senyawa kovalen, tetapi jika dilarutkan ke dalam air akan terurai menjadi ion-ionnya.



Umumnya basa merupakan senyawa ionik. Misalnya, NH_3 adalah contoh basa yang dalam keadaan murni berupa senyawa kovalen.



Semua garam merupakan senyawa ionik. Jika garam dilarutkan dalam air, ion-ion garam akan melepaskan diri dari kisi-kisi kristal yang selanjutnya terhidrasi di dalam pelarut air.



Zat elektrolit yang terurai sempurna di dalam air dinamakan *elektrolit kuat*, sedangkan zat elektrolit yang hanya terurai sebagian membentuk ion-ionnya di dalam air dinamakan *elektrolit lemah*. Asam dan basa yang merupakan elektrolit kuat disebut asam kuat dan basa kuat. Asam dan basa yang hanya terionisasi sebagian di dalam air dinamakan asam lemah dan basa lemah. Selain HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , dan HClO_4 , umumnya tergolong asam lemah. Basa kuat adalah hidroksida dari logam alkali dan alkali tanah kecuali berlium.

Lemah atau kuatnya suatu asam dan basa tidak ada kaitannya dengan kereaktifan asam atau basa. Larutan HF , misalnya merupakan asam lemah yang hanya 8% terionisasi dari larutan sebesar 0,1 M, tetapi larutan HF sangat reaktif terhadap banyak zat, termasuk terhadap gelas (polisilikat).

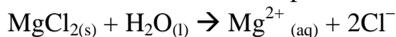
Contoh Soal 1.2.

Tuliskan bagaimana setiap zat berikut terurai jika dilarutkan ke dalam air?

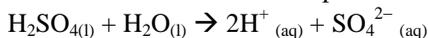
- MgCl_2
- H_2SO_4
- CH_3COOH

Penyelesaian:

- MgCl_2 adalah garam yang merupakan elektrolit kuat jika dilarutkan ke dalam air akan terurai sempurna menjadi:



- H_2SO_4 adalah asam kuat yang merupakan elektrolit kuat, jika dilarutkan ke dalam air akan terurai sempurna menjadi:



- CH_3COOH adalah asam lemah yang merupakan elektrolit lemah, jika dilarutkan ke dalam air akan terurai sebagian menjadi:



3. Larutan Jenuh, Tak Jenuh, dan Lewat Jenuh

Kepekatan larutan secara kualitatif sering juga diungkapkan dengan istilah *jenuh*, *tak jenuh*, dan *lewat jenuh*. Larutan jenuh dari zat X adalah larutan yang di dalamnya terdapat zat X terlarut berada dalam kesetimbangan dengan zat X yang tidak larut. Untuk membuat larutan jenuh NaCl dalam air pada 25°C, kita harus menambahkan NaCl berlebih ke dalam air dan mengaduknya terus sampai tidak ada lagi NaCl yang melarut. Larutan jenuh NaCl pada 25°C mengandung 36,5 gram NaCl per 100 gram air. Penambahan NaCl berikutnya ke dalam larutan jenuh NaCl tidak akan mengubah konsentrasi larutan.

Larutan tak jenuh mengandung zat terlarut dengan konsentrasi lebih kecil daripada larutan jenuh. Larutan NaCl pada 25°C yang mengandung NaCl kurang dari 36,5 gram disebut larutan tak jenuh. Dalam larutan tak jenuh belum dicapai kesetimbangan antara zat terlarut dan zat yang tidak larutnya. Jika zat terlarut ditambahkan ke dalam larutan maka larutan mendekati jenuh.

Larutan lewat jenuh menunjukkan keadaan yang tidak stabil, sebab larutan mengandung zat terlarut yang jumlahnya melebihi konsentrasi kesetimbangannya. Larutan lewat jenuh umumnya terjadi jika larutan yang sudah melebihi jenuh pada suhu tinggi diturunkan sampai mendekati suhu kamar. Misalnya, natrium asetat, CH_3COONa dengan mudah dapat membentuk larutan lewat jenuh dalam air. Pada suhu 20°C, kelarutan natrium asetat mencapai jenuh pada 46,5 gram per 100 gram air. Pada 60°C, garam natrium asetat mencapai jenuh dalam 100 gram air sebanyak 80 gram. Apabila larutan jenuh natrium asetat pada 60°C didinginkan sampai 20°C tanpa diguncang atau diaduk maka kelebihan natrium asetat masih berada dalam larutan. Keadaan lewat jenuh ini dapat dipertahankan selama tidak ada “inti” yang dapat mengawali rekristalisasi. Jika sejumlah kecil kristal natrium asetat ditambahkan maka rekristalisasi segera berlangsung hingga dicapai keadaan jenuh. Serpihan kristal natrium asetat yang ditambahkan tadi menjadi “inti” peristiwa rekristalisasi.

C. PROSES PELARUTAN

Bagaimana proses yang terjadi ketika suatu zat dicampurkan membentuk suatu larutan. Hal ini bergantung pada struktur dan sifat zat yang akan dicampurkan. Zat-zat yang memiliki struktur sama atau mirip dengan zat

yang akan dicampurkan akan mudah saling melarutkan, sebaliknya zat-zat yang berbeda struktur satu dengan lainnya, tidak akan saling melarutkan. Selain itu, kepolaran suatu zat akan membantu meramalkan kelarutan zat.

1. Pelarutan Cair-cair

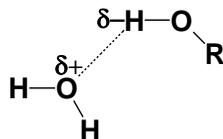
Dalam membahas pelarutan zat cair dalam zat cair lainnya, banyak Ilmuwan kimia mengemukakan istilah “like dissolved like” sebagai prinsip umum untuk menyatakan pelarutan. Istilah ini mempunyai makna bahwa zat-zat cair yang mempunyai struktur serupa akan saling melarutkan satu sama lain dalam segala perbandingan, sebab molekul-molekul zat cair yang dicampurkan mempunyai gaya tarik antarmolekul sama atau hampir sama dalam jenis maupun kekuatan ikatannya.

Coba sekarang Anda simak dan kaji molekul pentana, C_5H_{12} dan heksana, C_6H_{14} , yang keduanya adalah molekul nonpolar. Kedua zat tersebut jika dicampurkan akan saling bercampur satu sama lain dalam segala perbandingan. Mengapa demikian? Molekul-molekul zat nonpolar berantaraksi satu sama lain melalui gaya dispersi yang sama kuat. Gaya tarik antarmolekul C_5H_{12} dalam cairan pentana murni dan gaya tarik antarmolekul C_6H_{14} dalam heksana murni hampir sama dengan gaya tarik antarmolekul C_5H_{12} dan molekul C_6H_{14} dalam campuran heksana dan pentana. Dengan demikian, molekul pentana akan menyebar dalam molekul-molekul heksana atau sebaliknya karena tidak mengalami perubahan lingkungan dalam proses pelarutan.

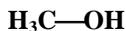
Perbedaan kepolaran antara zat terlarut dan pelarut tidak mempengaruhi proses pelarutan selama perbedaannya tidak terlalu besar. Kloroform, $CHCl_3$ yang polar dan karbon tetraklorida, CCl_4 yang nonpolar dapat saling melarutkan dalam segala perbandingan. Kedua zat tersebut tampak memiliki sifat pelarut yang sama yakni merupakan pelarut berbagai senyawa karbon, seperti hidrokarbon, lemak, dan minyak. Hal ini menunjukkan gaya tarik antarmolekul dalam $CHCl_3$ dan CCl_4 mendekati sama, sekalipun kepolarannya beda. Berdasarkan kasus ini tampak bahwa sumbangan gaya dipol sangat kecil dalam pelarutan $CHCl_3$ dalam CCl_4 .

Sering dijumpai zat-zat nonpolar mempunyai kelarutan sangat kecil di dalam air. Contohnya, minyak bumi yang merupakan campuran hidrokarbon tidak larut dalam air. Fraksi mol pentana (nonpolar) yang dapat larut dalam air hanya sekitar 0,00003. Fakta ini dapat dijelaskan sebagai berikut. Agar pentana larut dalam air harus mampu memecahkan ikatan hidrogen yang

mengikat sesama molekul air. Namun demikian, tidak ada gaya antaraksi antarmolekul C_5H_{12} dan H_2O yang dapat disumbangkan sebagai energi untuk memecahkan ikatan hidrogen antarmolekul air. Oleh karena itu, kelarutan pentana dalam air sangat kecil.



Banyak cairan zat organik larut dalam air secara mudah. Kebanyakan zat organik yang larut dalam air adalah yang mengandung oksigen dan memiliki massa molekul rendah, contohnya metanol dan etanol. Baik metanol maupun etanol larut dalam air dalam segala perbandingan. Kedua golongan alkohol itu mengandung gugus hidroksil ($-OH$) seperti halnya yang terdapat dalam molekul air ($H-OH$).



Di samping itu, keadaan molekuler dari senyawa-senyawa di atas terikat antarsesamanya melalui ikatan hidrogen, akibatnya metanol dan etanol mudah larut dalam air. Dengan kata lain, gaya atraksi antara molekul alkohol dan air dalam larutan mendekati sama dengan gaya atraksi antarmolekuler dalam keadaan cairan murninya.

Dengan bertambahnya atom karbon pada molekul alkohol, kelarutan alkohol dalam air berkurang. Fraksi mol n-butanol dalam larutan jenuh pada $20^\circ C$ hanya sekitar 0,02. Sedangkan kelarutan oktanol, $C_8H_{17}OH$ dalam keadaan jenuh pada suhu yang sama sekitar 0,0008. Kecenderungan ini terjadi juga pada berbagai jenis senyawa organik. Adanya kecenderungan berkurangnya kelarutan senyawa karbon dalam air dengan bertambahnya panjang rantai karbon, disebabkan oleh makin panjang rantai atom karbon makin banyak ikatan hidrogen dalam air yang harus dipecahkan pada waktu molekul-molekul itu melarut dalam air.

2. Pelarutan Padat-Cair

Zat padat umumnya mempunyai kelarutan terbatas dalam pelarut cair. Fraksi mol I_2 dalam CCl_4 mencapai jenuh pada $25^\circ C$ sekitar 0,011. Jika dibandingkan dengan Br_2 yang berwujud cair pada suhu yang sama tidak mempunyai batas kelarutan dalam CCl_4 sehingga Br_2 dalam CCl_4 tidak dapat membentuk larutan jenuh.

Perbedaan gaya tarik antarmolekuler menyebabkan zat padat mempunyai kelarutan terbatas di dalam suatu pelarut. Gaya tarik antarmolekuler dalam zat padat lebih besar daripada gaya tarik antarmolekuler dalam zat cair untuk suhu yang sama sehingga dapat diduga bahwa gaya tarik antarmolekul $I_{2(s)}$ lebih besar daripada gaya tarik antarmolekul $CCl_{4(l)}$. Oleh sebab itu, kelarutan I_2 dalam CCl_4 relatif rendah. Keadaan ini didukung oleh fakta bahwa zat padat dengan titik leleh lebih rendah akan memiliki kelarutan lebih besar dibandingkan dengan zat padat yang memiliki titik leleh lebih tinggi untuk struktur molekuler yang serupa.

Zat padat non-polar atau sedikit polar memiliki kelarutan tinggi dalam zat cair yang memiliki kepolaran rendah, tetapi kelarutannya rendah dalam pelarut polar. DDT, misalnya memiliki struktur serupa dengan CCl_4 dan $CHCl_3$ sehingga DDT larut baik dalam pelarut non-polar atau sedikit polar sebagaimana halnya CCl_4 dan $CHCl_3$ dibandingkan dalam pelarut polar seperti air.

3. Pelarutan Gas-Cair

Terdapat dua prinsip utama berkaitan dengan kelarutan gas dalam cairan. Pertama, makin tinggi titik cair suatu gas, gaya tarik antarmolekul makin mendekati sifat cairan. Dengan demikian, gas dengan titik cair lebih tinggi memiliki kelarutan lebih besar. Kedua, pelarut yang paling baik untuk suatu gas adalah pelarut yang mempunyai gaya tarik antarmolekul mirip dengan yang dimiliki oleh gas.



LATIHAN

Untuk memperdalam pemahaman Anda mengenai materi di atas, kerjakanlah latihan berikut!

- 1) Jelaskan mengapa HCl kering dalam keadaan cairnya tergolong nonelektrolit, tetapi dalam keadaan larutan dalam air tergolong elektrolit kuat!

- 2) Apakah larutan cair terlarut ionik lebih mendekati ideal pada konsentrasi tinggi atau konsentrasi rendah?
- 3) Jelaskan 2 faktor yang diperlukan untuk menerangkan perbedaan kelarutan zat!
- 4) Tentukan spesi yang terdapat dalam larutan cair untuk tiap senyawa berikut:
 - a) asam perklorat;
 - b) kalium hidroksida;
 - c) alkohol.

Petunjuk Jawaban Latihan

- 1) Identifikasi jenis ikatan pada HCl, kemudian lihat kembali pembahasan tentang larutan elektrolit dan larutan nonelektrolit.
- 2) Lihat kembali pembahasan tentang larutan ideal dengan zat terlarut ionik.
- 3) Lihat kembali pembahasan tentang proses pelarutan.
- 4) Identifikasi jenis larutannya, termasuk elektrolit atau nonelektrolit. Untuk mengetahui spesi yang ada dalam larutan, buat reaksi ionisasinya



RANGKUMAN

Larutan adalah campuran homogen, terdiri dari zat pelarut dan terlarut yang dapat berupa gas, cair atau padat. Larutan ideal adalah larutan dengan gaya antaraksi pelarut-pelarut dan terlarut-terlarut tidak berbeda dengan antaraksi pelarut-pelarut, sedangkan larutan nyata (non-ideal) adalah larutan yang memperhitungkan semua antaraksi antarpartikel yang terdapat dalam larutan.

Berdasarkan kemampuannya dalam menghantarkan arus listrik, larutan dibedakan menjadi larutan elektrolit dan nonelektrolit. Pada larutan elektrolit, zat-zat terlarutnya dalam air membentuk ion-ion, Contohnya adalah asam, basa, dan garam, sedangkan pada larutan nonelektrolit, zat-zat terlarut dalam air membentuk molekuler, contohnya adalah etanol dan glukosa.

Kelarutan diterangkan dalam bentuk kecenderungan untuk memberikan kekuatan gaya baku tarik antara terlarut-terlarut, pelarut-terlarut dan terlarut-pelarut. Beberapa faktor yang mempengaruhi kelarutan adalah struktur molekul dan polaritas molekul. Prinsip kelarutan didasarkan pada *like dissolve like*.

**TES FORMATIF 1** _____

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Di bawah ini yang termasuk larutan adalah
 - A. sabun dan cat
 - B. udara dan gas alam
 - C. busa dan karet
 - D. kabut dan debu

- 2) Pasangan larutan di bawah ini yang termasuk larutan non-elektrolit adalah larutan
 - A. asam asetat dan larutan alkohol
 - B. natrium hidroksida dan larutan asam klorida
 - C. etanol dan larutan butanol
 - D. aluminium klorida dan larutan natrium klorida

- 3) Larutan yang memperhitungkan semua gaya antaraksi yang terdapat dalam larutan disebut larutan

 - A. elektrolit
 - B. ideal
 - C. asam
 - D. nyata

- 4) Di bawah ini terdapat faktor-faktor yang mempengaruhi kelarutan suatu zat, *kecuali*
 - A. perbedaan kepolaran
 - B. kemiripan struktur
 - C. temperatur
 - D. jumlah atom karbon

- 5) Pernyataan di bawah ini yang tepat berkaitan dengan proses pelarutan adalah dalam pelarutan
 - A. gas-cair, makin rendah titik cair gas makin kecil kelarutannya
 - B. padat-cair, zat padat dengan titik leleh yang tinggi memiliki kelarutan yang tinggi
 - C. cair-cair, perbedaan kepolaran tidak menentukan kelarutan
 - D. senyawa organik dalam air, semakin panjang rantai karbon kelarutannya semakin tinggi

- 6) Di antara pasangan senyawa di bawah ini, yang membentuk larutan ideal adalah
- benzena dengan toluena
 - metanol dengan sikloheksana
 - etanol dengan karbon tetraklorida
 - benzena dengan natrium klorida
- 7) Pada larutan-larutan ideal ditemukan gaya antaraksi pelarut-pelarut
- dan terlarut-terlarut sama dengan antaraksi pelarut-pelarut
 - lebih besar dibandingkan terlarut-terlarut dan antaraksi pelarut-terlarut
 - dan terlarut-terlarut lebih kecil dibandingkan antaraksi pelarut-terlarut
 - sama dengan antaraksi terlarut-terlarut, namun lebih kecil dibandingkan pelarut dan terlarut
- 8) Pada proses pelarutan alkohol dalam air terjadi
- pemecahan molekul alkohol menjadi ion-ionnya
 - alkohol tetap berada dalam keadaan molekulnya
 - alkohol akan bercampur dengan air dalam perbandingan yang sama
 - campuran alkohol dalam air membentuk dua fasa
- 9) Pasangan zat di bawah ini yang termasuk larutan elektrolit adalah
- $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (aq), CH_3COOH (aq), dan $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ (aq)
 - $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ (aq), NH_4OH (aq), dan FeCl_3 (aq)
 - $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{11}$ (aq), CH_3OH (aq) dan $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ (aq)
 - $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (aq), $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (aq) dan NaOH (aq)
- 10) Jika asam asetat dilarutkan dalam air maka pada larutan terdapat spesi
- CH_3 , OH^- , dan CO^+
 - H^+ , CH_3OH , dan OH^-
 - CH_3COOH , CH_3COO^- , dan H^+
 - CH_3 , COOH , dan H_2O

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban Tes Formatif 1 yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 1.

$$\text{Tingkat penguasaan} = \frac{\text{Jumlah Jawaban yang Benar}}{\text{Jumlah Soal}} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan: 90 - 100% = baik sekali
80 - 89% = baik
70 - 79% = cukup
< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan Kegiatan Belajar 2. **Bagus!** Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 1, terutama bagian yang belum dikuasai.

KEGIATAN BELAJAR 2

Komposisi Larutan

Setiap kajian kuantitatif tentang larutan memerlukan pengetahuan mengenai komposisinya atau lebih khusus lagi mengenai konsentrasinya, yakni banyaknya zat terlarut yang ada dalam suatu larutan. Orang-orang yang berkecimpung dengan kimia menggunakan cara yang berbeda dalam menyatakan komposisi larutan, dengan kelebihan dan kekurangannya masing-masing. Pada bagian ini akan diuraikan empat cara dalam menyatakan komposisi larutan yakni fraksi mol, molaritas, molalitas, dan persen berat. Selama membicarakan dan membahas larutan dalam modul ini maka Anda nyatakan pelarut dengan huruf A.

A. FRAKSI MOL (x)

Fraksi mol merupakan satuan konsentrasi yang menyatakan perbandingan antara jumlah mol salah satu komponen larutan dengan jumlah mol total. Fraksi mol diberi simbol (x).

Konsep ini sudah sering digunakan ketika Anda mempelajari mata kuliah Kimia Fisika I, terutama ketika membicarakan tekanan parsial gas dan pada pembuatan diagram fasa. Fraksi mol komponen i dalam larutan dapat didefinisikan sebagai:

$$x_i = \frac{n_i}{n} \quad (1.1)$$

n_i merupakan jumlah mol komponen i dan n menyatakan jumlah mol semua komponen dalam larutan. Fraksi mol tidak mempunyai satuan.

Contoh Soal 1.3.

Tentukan fraksi mol benzena (C_6H_6) dan toluena (C_7H_8) dalam larutan yang dibuat dengan menambahkan 500 gram benzena ke dalam 500 gram toluena.

Penyelesaian:

$$\text{Jumlah mol benzena} = \frac{500 \text{ g}}{78 \text{ g mol}^{-1}} = 6,41 \text{ mol}.$$

$$\text{Jumlah mol toluena} = \frac{500 \text{ g}}{92 \text{ g mol}^{-1}} = 5,43 \text{ mol} .$$

$$x_{C_6H_6} = \frac{6,41 \text{ mol}}{(6,41 + 5,43) \text{ mol}} = 0,54 .$$

$$x_{C_7H_8} = \frac{5,43 \text{ mol}}{(6,41 + 5,43) \text{ mol}} = 0,46 .$$

B. KEMOLARAN

Apabila Anda simak dan perhatikan referensi buku-buku kimia tertentu maka dapat Anda lihat bahwa kemolaran merupakan bagian yang lebih khusus dari konsentrasi. Konsentrasi komponen i dalam larutan, C_i didefinisikan sebagai:

$$C_i = \frac{n_i}{V} \quad (1.2)$$

dengan V menyatakan volume larutan. Dalam satuan SI, konsentrasi mempunyai satuan mol/m^3 . Berdasarkan konvensi, konsentrasi bisa juga dinyatakan dengan menggunakan tanda kurung persegi, [B]. Para ilmuwan kimia biasanya menggunakan istilah kemolaran, M yakni jumlah mol terlarut dalam satu liter larutan. Jadi, kemolaran secara khusus merupakan konsentrasi molar dengan satuan mol per liter atau mol per dm^3 .

Contoh Soal 1.4.

Sebanyak 17,8 gram Na_2SO_4 dilarutkan dalam air untuk membuat 500 mL larutan Na_2SO_4 . Tentukan berapa molaritas larutan tersebut?

Penyelesaian:

$$\text{Jumlah mol zat terlarut (Na}_2\text{SO}_4) = \frac{17,8 \text{ gram}}{142 \text{ gram mol}^{-1}} = 0,125 \text{ mol}$$

$$\text{Molaritas larutan} = \frac{0,125 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,25 \text{ mol / L} = 0,25 \text{ M}$$

C. KEMOLALAN

Kemolalan i , m_i didefinisikan sebagai jumlah mol i dalam sejumlah massa pelarut. Jika suatu larutan mengandung n_B mol terlarut B dan n_A mol pelarut A maka massa pelarut, $w_A = n_A M_A$, dengan M_A menyatakan massa molar pelarut (bukan massa molekul relatif atau M_r -nya). Massa molekul relatif tidak mempunyai satuan sementara massa molar mempunyai satuan massa per mol. Satuan untuk M_A biasanya gram per mol atau kilogram per mol.

Kemolalan terlarut B dinyatakan dengan:

$$m_B = \frac{n_B}{w_A} = \frac{n_B}{n_A M_A} \quad (1.3)$$

Para ilmuwan kimia hampir selalu menggunakan satuan mol per kilogram untuk satuan kemolalan, dengan demikian maka satuan massa molar pelarut, M_A yang cocok adalah kg/mol. Pada Persamaan (1.3) sebenarnya untuk kemolalan bisa saja digunakan satuan mol per gram atau mmol per gram atau mmol per kilogram. Akan tetapi, umumnya kita menggunakan satuan mol per kilogram.

Contoh Soal 1.5.

Tentukan molalitas larutan yang dibuat dengan melarutkan 1,0 gram urea ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$) dalam 48 gram air

Penyelesaian:

$$\text{Jumlah mol urea} = \frac{1,0 \text{ gram}}{60 \text{ gram mol}^{-1}} = 0,0167 \text{ mol}$$

$$\text{Molalitas larutan urea} = \frac{0,0167 \text{ mol}}{0,048 \text{ kg}} = 5,43 \text{ mol / kg}$$

D. PERSEN MASSA

Persen massa suatu terlarut B dalam larutan didefinisikan dengan:

$$\% \text{ massa B} = \frac{w_B}{w} \times 100\% \quad (1.4)$$

dengan w_B massa terlarut B dan w massa total larutan

$$\begin{aligned} \% \text{ massa} &= \frac{\text{massa terlarut}}{\text{massa larutan}} \times 100 \% \\ &= \frac{\text{massa terlarut}}{\text{massa (terlarut + pelarut)}} \times 100 \% \end{aligned}$$

Fraksi massa B dinyatakan dengan $\frac{w_B}{w}$

Contoh Soal 1.6.

Larutan natrium klorida dibuat dengan melarutkan 20 gram garam natrium klorida dalam 200 gram air. Tentukan persen massa natrium klorida dalam larutan tersebut?

Penyelesaian:

$$\% \text{ massa } NaCl = \frac{w_{NaCl}}{w_{larutan}} \times 100\%$$

$$\% \text{ massa } NaCl = \frac{20}{220} \times 100\% = 9,09\%$$

Sekarang kita akan bandingkan kegunaannya. Persen massa mempunyai keuntungan dalam hal massa molar terlarut yang tidak perlu diketahui. Keuntungan lainnya, persen massa terlarut dalam larutan tidak dipengaruhi oleh suhu karena definisinya dinyatakan dalam bentuk massa. Fraksi mol umumnya tidak digunakan untuk menyatakan konsentrasi larutan. Akan tetapi, konsep ini sangat berguna, misalnya dalam menentukan tekanan parsial gas dan juga dalam membicarakan tekanan uap dari larutan. Kemolaran merupakan satuan konsentrasi yang paling umum digunakan. Keuntungannya adalah dalam membuatnya. Pada umumnya lebih mudah untuk mengukur volum larutan dengan menggunakan labu ukur yang telah dikalibrasi dengan teliti dibandingkan dengan menimbang pelarut. Kerugiannya terutama adalah bahwa kemolaran bergantung pada suhu, karena V merupakan fungsi T dan P . Kerugian lainnya adalah melalui kemolaran tidak terungkap banyaknya pelarut yang ada. Kemolalan, tidak bergantung pada suhu karena didefinisikan sebagai perbandingan jumlah mol terlarut dengan berat pelarut. Untuk alasan ini, kemolalan dipilih sebagai satuan konsentrasi dalam kajian yang melibatkan perubahan suhu, seperti dalam sifat koligatif larutan.



LATIHAN

Untuk memperdalam pemahaman Anda mengenai materi di atas, kerjakanlah latihan berikut!

Larutan HCl pekat yang ada di laboratorium mengandung 36,0 % massa HCl. Kerapatan larutan tersebut pada 25°C dan 1 atm adalah 1,26 g/cm³.

Tentukan:

- 1) Fraksi mol
- 2) Konsentrasi molar
- 3) Kemolalan terlarut HCl.

Petunjuk Jawaban Latihan

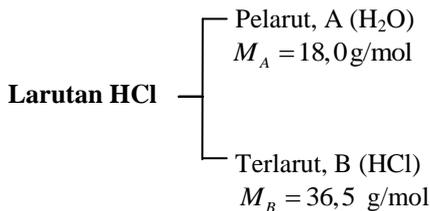
Diketahui: larutan HCl pekat 36,0% massa

$$\rho = 1,26 \text{ g/mL}$$

Ditanya: x_{HCl} , C_{HCl} , dan m_{HCl} ?

Rencana Penyelesaian: semua yang ditanyakan merupakan besaran intensif, jadi tidak bergantung pada jumlah larutan. Jadi kita dapat memilih jumlah larutan berapa saja, bisa 1 gram, 100 gram, 1 mL. Jika % massa yang diketahui akan lebih enak jika dipilih massa larutan sebanyak 100 gram.

$$\% \text{ massa} = \frac{\text{massa terlarut}}{\text{massa larutan}} \times 100\%$$



$$x_B = \frac{n_B}{n} ; n = n_B + n_A ; n_i = \frac{w_i}{M_i}$$

$$c_B = \frac{n_B}{V} ; \rho = \frac{w}{V}$$

$$m_B = \frac{n_B}{w_A} ; \text{ massa larutan} = \text{ massa pelarut} + \text{ massa terlarut}$$

Penyelesaian:

Dalam 100 gram larutan terdapat :

$$w_{HCl} = \frac{36,0}{100} \times 100,00 = 36,0 \text{ g}$$

$$n_{HCl} = \frac{36,0 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,986 \text{ mol}$$

$$w_{H_2O} = (100,00 - 36,0) \text{ g} = 64,0 \text{ g}$$

$$n_{H_2O} = \frac{64 \text{ g}}{18,0 \text{ g/mol}} = 3,56 \text{ mol}$$

$$x_{HCl} = \frac{0,986 \text{ mol}}{(0,986 + 3,56) \text{ mol}} = \frac{0,986 \text{ mol}}{4,55 \text{ mol}} = 0,22$$

$$\begin{aligned} \text{volum larutan} &= \frac{w_{lar}^{*)}}{\rho_{lar}} \\ &= \frac{100,00 \text{ g}}{1,26 \text{ g/cm}^3} \\ &= 79,4 \text{ cm}^3 = 79,4 \text{ cm}^3 \times \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ cm}^3} = 79,4 \times 10^{-3} \text{ L} \end{aligned}$$

$$C_{HCl} = \frac{0,986 \text{ mol}}{79,4 \times 10^{-3} \text{ L}} = 12,4 \text{ mol/L}$$

$$\begin{aligned} m_{HCl} &= \frac{0,986 \text{ mol}}{64,0 \text{ g}} = 1,54 \times 10^{-2} \text{ mol/g} \\ &= 1,54 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{g}} \times \frac{10^3 \text{ g}}{\text{kg}} = 15,4 \text{ mol/kg} \end{aligned}$$

Kesimpulan:

Jadi, larutan HCl pekat di laboratorium mempunyai kemolaran 12,4 mol/L, kemolalan 15,4 mol/kg dan fraksi mol HCl 0,22.

*) Kesalahan yang sering dilakukan dalam menghitung volum larutan dari data ρ_{lar} adalah dengan memasukkan massa pada persamaan $\rho = \frac{w}{V}$ sebagai

massa HCl, bukan massa larutan HCl. Padahal yang dimaksud dengan ρ_{lar} adalah $\frac{w_{larutan}}{V_{larutan}}$ dan $\rho_{Larutan} \neq \frac{w_{HCl}}{V_{lar}}$, karena $w_{lar} \neq w_{HCl}$



RANGKUMAN

Fraksi mol merupakan satuan konsentrasi yang menyatakan perbandingan antara jumlah mol salah satu komponen dalam larutan dengan jumlah mol total. Fraksi mol diberi simbol x dan dinyatakan dalam rumus:

$$x_i = \frac{n_i}{n}$$

Konsentrasi molar (molaritas) dari suatu larutan didefinisikan sebagai banyaknya mol zat terlarut setiap satu liter larutan. Molaritas diberi simbol M dan dinyatakan dalam rumus:

$$C_i = \frac{n_i}{V}$$

Konsentrasi molal (molalitas) didefinisikan sebagai jumlah mol zat terlarut setiap kilogram pelarut. Konsentrasi molal diberi simbol m dan dinyatakan dengan rumus:

$$m_B = \frac{n_B}{w_A} = \frac{n_B}{n_A M_A}$$

Persen massa merupakan satuan konsentrasi yang menyatakan perbandingan massa salah satu komponen dalam larutan terhadap jumlah total dikalikan 100%. Persen massa zat terlarut B dalam larutan dapat dinyatakan dengan rumus:

$$\% \text{ massa } B = \frac{w_B}{w} \times 100\%$$

**TES FORMATIF 2**

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Larutan MgCl_2 dibuat dengan melarutkan 20 gr garam MgCl_2 dalam 200 gr air. Persen massa MgCl_2 dalam larutan tersebut adalah
 - A. 9%
 - B. 10%
 - C. 11%
 - D. 12%

- 2) Larutan asam sulfat mengandung 98% massa asam sulfat. Jika diketahui kerapatan larutan adalah 1,18 g/L pada tekanan 1 atm dan suhu 25°C maka fraksi mol asam sulfat adalah
 - A. 0,1
 - B. 0,3
 - C. 0,6
 - D. 0,9

- 3) Larutan asam sulfat mengandung 98% massa asam sulfat. Jika diketahui kerapatan larutan adalah 1,18 g/L pada tekanan 1 atm dan suhu 25°C maka molalitas asam sulfat adalah
 - A. 0,5 mol/g
 - B. 1,5 mol/g
 - C. 2,0 mol/g
 - D. 5,0 mol/g

- 4) Larutan asam sulfat mengandung 98% massa asam sulfat. Jika diketahui kerapatan larutan adalah 1,18 g/L pada tekanan 1 atm dan suhu 25°C maka molaritas asam sulfat adalah
 - A. 5,4 M
 - B. 8,6 M
 - C. 11,8 M
 - D. 17,8 M

- 5) Campuran etanol dan propanol dibuat dengan mencampurkan masing-masing etanol sebanyak 200 gram dan propanol 300 gram. Fraksi mol etanol adalah
 - A. 0,235
 - B. 0,465

- C. 0,675
D. 0,789
- 6) Pernyataan di bawah ini yang tepat mengenai komposisi larutan adalah
- persen massa zat terlarut adalah perbandingan massa zat terlarut terhadap massa pelarut.
 - harga molalitas suatu larutan akan sama dengan harga molaritasnya
 - jumlah fraksi mol zat terlarut dan fraksi mol pelarut sama dengan satu
 - fraksi mol zat terlarut yang bersifat non-elektrolit tidak dapat ditentukan
- 7) Banyaknya mol zat terlarut dalam setiap kilogram pelarut disebut
- fraksi mol
 - molaritas
 - molalitas
 - persen berat
- 8) Sebanyak 4 gram NaOH dilarutkan dalam 100 mL aquades. Larutan tersebut, kemudian diencerkan dengan menambahkan 400 mL aquades. Molaritas larutan akhir adalah
- 0,2 M
 - 0,5 M
 - 0,8 M
 - 1,0 M
- 9) Perbandingan mol satu komponen terhadap mol komponen total disebut
- persen mol
 - fraksi mol
 - molalitas
 - molaritas
- 10) Seorang mahasiswa diminta membuat larutan standar asam oksalat 0,05 M sebanyak 100 mL. Jumlah asam oksalat yang harus ditimbang adalah
- 0,45 gram
 - 0,50 gram
 - 0,63 gram
 - 0,84 gram

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban Tes Formatif 2 yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 2.

$$\text{Tingkat penguasaan} = \frac{\text{Jumlah Jawaban yang Benar}}{\text{Jumlah Soal}} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan: 90 - 100% = baik sekali

80 - 89% = baik

70 - 79% = cukup

< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan Kegiatan Belajar 3. **Bagus!** Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 2, terutama bagian yang belum dikuasai.

KEGIATAN BELAJAR 3

Termodinamika Larutan

A. BESARAN MOLAR PARSIAL

Perlu Anda ketahui bahwa sifat-sifat suatu larutan bergantung pada suhu, tekanan dan komposisi larutan tersebut. Oleh karena itu, Anda dalam membicarakan sifat-sifat larutan perlu mempelajari besaran molar parsialnya. Contoh yang paling sederhana untuk memahami konsep ini adalah melalui besaran volum molar parsial.

Kita tinjau sejumlah air murni pada 298,16 K dan 1 atm. Kerapatan air pada keadaan ini adalah $\rho = 0,997 \text{ g cm}^{-3}$. Seperti kita ketahui bahwa,

$$\rho = \frac{\text{massa}}{\text{volum}} = \frac{w}{V} \text{ atau } V = \frac{\text{massa}}{\rho}$$

Untuk mencari volum molar (volum 1 mol zat) dari data kerapatan maka massa yang digunakan adalah massa molar, M , massa dari 1 mol zat tersebut. Untuk air (H_2O) massa molarnya adalah 18,0 g/mol sehingga volum molar air murni, V_m^* pada 298,16 K dan 1 atm adalah :

$$\begin{aligned} \overline{V}^*_{\text{air}} &= \frac{M_{\text{air}}}{\rho_{\text{air}}} = \frac{18,0 \text{ g mol}^{-1}}{0,997 \text{ g cm}^{-3}} \\ &= 18,1 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1} \\ &= 0,018 \text{ L mol}^{-1} \end{aligned}$$

Jika kita tambahkan 1 mol air pada sejumlah air maka volumenya akan bertambah sebesar 0,018 liter. Peningkatan volum ini sesuai dengan volum molar air. Volum suatu zat merupakan besaran ekstensif, akan tetapi volum molarnya adalah besaran intensif. Oleh karena itu, berapa pun jumlah air yang kita miliki, volum molarnya pada 298,16 K dan 1 atm berharga sama, yakni 0,018 liter.

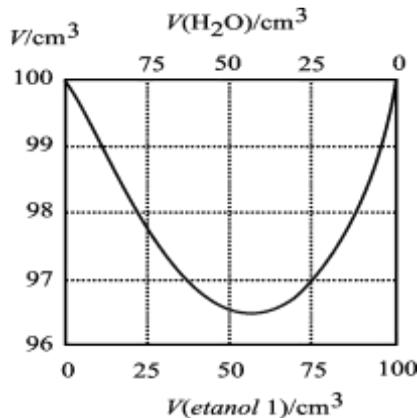
Hal yang berbeda akan terjadi jika Anda memasukkan 1 mol (0,018 L) air pada sejumlah besar etanol. Peningkatan volum yang terjadi hanya 0,014 liter. Volum sebesar 0,014 liter ini merupakan volum molar parsial dari air dalam etanol pada komposisi tertentu, yakni, volum dari 1 mol air dalam

sejumlah besar etanol pada komposisi tersebut. Demikian pula jika Anda menyimpan dan meninjau sejumlah besar etanol pada 298,16 K dan 1 atm, dengan kerapatan $\rho = 0,785 \text{ g cm}^{-3}$ maka kalau Anda tambahkan 1 mol etanol ke dalamnya, terjadi pertambahan volum sebesar $58,7 \text{ cm}^3 = 0,0587 \text{ liter}$, yakni sesuai dengan volum molar etanol pada kondisi tersebut. ($M_{\text{etanol}} = 46,1 \text{ g mol}^{-1}$). Akan tetapi, apabila 1 mol etanol ini (0,0589 L) Anda tambahkan pada sejumlah besar air, peningkatan volum yang terjadi hanya 0,0542 liter. Jadi, volum molar parsial dari etanol pada komposisi tersebut adalah 0,0542 liter.

Dari uraian di atas, dapat Anda simpulkan bahwa volum total dari suatu larutan yang mengandung dua komponen tidak dapat dituliskan sebagai penjumlahan dari volum masing-masing komponen A dan B, jadi:

$$V \neq V_A + V_B$$

Sebagai contoh jika $50,0 \text{ cm}^3$ air dicampurkan dengan $50,0 \text{ cm}^3$ etanol pada 20°C dan 1 atm, ternyata volum larutan yang diperoleh bukan 100 cm^3 melainkan hanya $96,5 \text{ cm}^3$ (lihat Gambar 1.1). Perbedaan ini disebabkan oleh karena ada perbedaan gaya antarmolekul dalam larutan dan dalam komponen murninya, dan adanya perbedaan penataan molekul dalam larutan dan dalam komponen murninya yang disebabkan oleh perbedaan ukuran dan bentuk molekul dari komponen yang dicampurkan.



Sumber: Dari Levine, Ira N., (1995) Physical Chemistry. Fourth Edition. New York: McGraw-Hill Kogakusha.

Gambar 1.1.

Volum Larutan yang Terbentuk dari Pencampuran Sevolum Etanol Murni, V_{et} dengan $(100 \text{ cm}^3 - V_{\text{et}})$ Air Murni pada 20°C , 1 atm

Oleh karena volum molar parsial bergantung pada komposisi larutan maka volum molar parsial suatu komponen lalu didefinisikan sebagai perubahan volum suatu larutan jika 1 mol komponen tersebut dilarutkan pada T dan P tetap ke dalam sejumlah besar larutan dengan komposisi tertentu yang dengan penambahan komponen tersebut komposisinya tidak berubah. Jadi jika kita ingin menentukan volum molar etanol dalam 20% mol larutan etanol dalam air maka kita harus menambahkan 1 mol etanol ke dalam sejumlah besar larutan etanol 20% dan perubahan volum yang terjadi merupakan volum molar parsial etanol dalam larutan etanol 20%.

Volum molar parsial komponen A, \bar{V}_A dalam setiap larutan merupakan peningkatan volum larutan untuk 1 mol A yang ditambahkan pada T , P dan komposisi tertentu. Oleh karena \bar{V}_A merupakan perubahan volum yang disebabkan perubahan jumlah A, n_A pada T , P dan jumlah B, n_B yang tetap maka volum molar parsial A didefinisikan sebagai:

$$\bar{V}_A \equiv \left(\frac{\partial V}{\partial n_A} \right)_{T, P, n_B} \quad (1.5)$$

Demikian pula halnya dengan volum molar parsial komponen B,

$$\bar{V}_B \equiv \left(\frac{\partial V}{\partial n_B} \right)_{T, P, n_A} \quad (1.6)$$

Pada T dan P tetap, volum suatu larutan yang terdiri dari komponen A dan B merupakan fungsi dari n_A dan n_B .

$$V = V(n_A, n_B) \quad (1.7)$$

Jika sejumlah kecil A, dn_A dan sejumlah B, dn_B ditambahkan ke dalam larutan, peningkatan volum larutan dinyatakan dengan diferensial dari persamaan (1.7).

$$dV = \left(\frac{\partial V}{\partial n_A} \right)_{T, P, n_B} dn_A + \left(\frac{\partial V}{\partial n_B} \right)_{T, P, n_A} dn_B \quad (1.8)$$

Substitusi Persamaan (1.5) dan Persamaan (1.6) ke dalam Persamaan (1.8) menghasilkan

$$dV = \bar{V}_A dn_A + \bar{V}_B dn_B = \sum_i \bar{V}_i dn_i \quad (1.9)$$

Berdasarkan persamaan (1.8) yang secara fisik berarti peningkatan volum larutan tanpa terjadi perubahan dalam komposisinya (dengan demikian volum molar parsial A dan B juga nilainya tertentu atau dengan kata lain \bar{V}_A tidak bergantung pada n_A dan \bar{V}_B tidak bergantung n_B) maka diperoleh:

$$V = n_A \bar{V}_A + n_B \bar{V}_B = \sum n_i \bar{V}_i \quad (1.10)$$

Volum molar parsial dapat ditentukan melalui cara lereng. Untuk larutan yang terdiri dari zat A dan zat B, \bar{V}_B dapat diukur dengan cara menyiapkan larutan-larutan (pada T, P yang diinginkan) yang mengandung jumlah mol komponen A yang sama dan tertentu nilainya (misalnya 1 kg), tetapi dengan jumlah n_B yang bervariasi. Lalu diukur volumenya kemudian alurkan V larutan, terhadap n_B . Dari definisi \bar{V}_B , $\bar{V}_B \equiv \left(\frac{\partial V}{\partial n_B} \right)_{T, P, n_A}$ maka lereng atau kemiringan dari kurva V terhadap n_B di setiap komposisi merupakan \bar{V}_B pada komposisi tersebut.

Jika \bar{V}_B sudah ditentukan dengan cara lereng tadi maka \bar{V}_A dapat ditentukan dengan menggunakan Persamaan (1.10).

$$\bar{V}_A = \frac{(V - n_B \bar{V}_B)}{n_A}$$

Penentuan besaran molar parsial melalui cara lereng ini agak kurang teliti, tetapi cukup memadai untuk survey yang cepat. Penentuan volum molar parsial umumnya dilakukan dengan cara intercept. Suatu besaran yang disebut rata-rata volum molar larutan, \bar{V}_m , didefinisikan sebagai volum larutan dibagi dengan jumlah mol total dari semua komponen dalam larutan. Untuk larutan biner,

$$\bar{V}_m = \frac{V}{n_A + n_B} \text{ sehingga } V = \bar{V}_m (n_A + n_B) \text{ dan}$$

$$\bar{V}_A = \left(\frac{\partial V}{\partial n_A} \right)_{n_B, T, P} = \bar{V}_m + (n_A + n_B) \left(\frac{\partial \bar{V}_m}{\partial n_A} \right)_{n_B, T, P} \quad (1.11)$$

Derivatif terhadap n_A diubah menjadi derivatif terhadap fraksi mol x_B .

$$\left(\frac{\partial \bar{V}_m}{\partial n_A}\right)_{n_B} = \frac{d\bar{V}_m}{dx_B} \left(\frac{\partial x_B}{\partial n_A}\right)_{n_B}$$

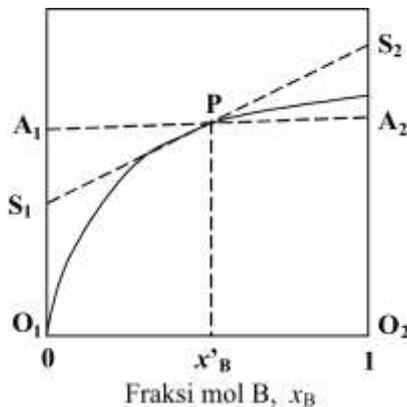
Karena $x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$ maka $\left(\frac{\partial x_B}{\partial n_A}\right)_B = -\frac{n_B}{(n_A + n_B)^2}$ dan dengan

demikian Persamaan (1.11) menjadi :

$$\bar{V}_A = \bar{V}_m - \frac{n_B}{(n_A + n_B)} \frac{d\bar{V}_m}{dx_B}$$

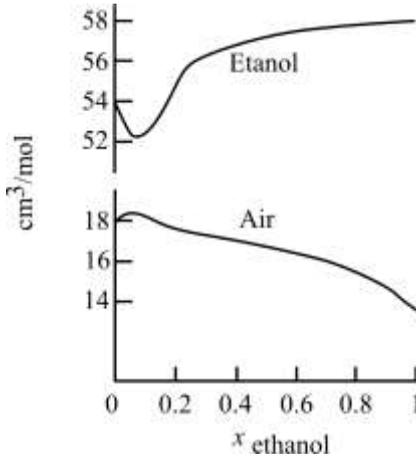
$$\bar{V}_m = x_B \frac{d\bar{V}_m}{dx_B} + \bar{V}_A$$

Penerapan dari persamaan ini dapat dilihat pada Gambar 1.2, yang mana rata-rata volum molar larutan, \bar{V}_m dialurkan terhadap fraksi mol B, x_B . Garis S_1S_2 digambarkan sebagai garis singgung dari kurva di titik P, yang bersesuaian dengan fraksi mol tertentu, x_B . Intersep O_1S_1 pada $x_B = 0$ adalah \bar{V}_A , volum molar parsial A pada komposisi tertentu, x_B . Coba sendiri untuk membuktikan bahwa intersep terhadap sumbu tegak lainnya, O_2S_2 adalah volum molar B, \bar{V}_B .



Gambar 1.2.
Penentuan Volum Molar dengan Cara Intersep

Volum molar parsial etanol dan air yang telah diukur pada berbagai rentang konsentrasi larutan, dari $x_{\text{etanol}} = 0$ sampai dengan $x_{\text{etanol}} = 1$ dapat dilihat pada Gambar 1.3.



Sumber: Dari Levine, Ira N., (1995) Physical Chemistry. Fourth Edition. New York: McGraw-Hill Kogakusha.

Gambar 1.3.

Volum Molar Parsial Air dan Etanol dalam Larutan pada Berbagai Komposisi

Perubahan volum pada proses pencampuran (pembentukan larutan) dari komponen-komponen murninya pada T dan P tetap dinyatakan dengan $\Delta V_{\text{mix}} = V - V^*$, dengan V adalah volum larutan dan V^* volum total komponen-komponen murninya sebelum dicampur pada T dan P . Dari Persamaan (1.10) dapat kita lihat bahwa volum larutan yang terdiri dari komponen A dan B merupakan jumlah mol A dikalikan volum molar parsial A ditambah jumlah mol B dikalikan volum molar parsial B.

Contoh Soal 1.7

Gunakan data pada Gambar 1.3 untuk menghitung volum larutan yang mengandung 4 mol etanol dan 6 mol air. Tentukan pula perubahan volum pada proses pencampuran tersebut. Volum molar etanol dan air masing-masing adalah $58,7 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$ dan $18,1 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$.

Penyelesaian:

Analisis Soal

Diketahui : $n_e = 4$ mol

$$\bar{V}_e^* = 58,7 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$$

 $n_A = 6$ mol

$$\bar{V}_A^* = 18,1 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$$

Ditanyakan : V dan ΔV ?

Rencana Penyelesaian :

$$x_e = \frac{n_e}{(n_A + n_e)}$$

$$x_A = (1 - x_e)$$

Telusuri dari Gambar 1.3, \bar{V}_e dan \bar{V}_A , pada komposisi yang ditentukan lalu gunakan persamaan (1.10) untuk menentukan volum larutan.

$$V = n_A \bar{V}_A + n_B \bar{V}_B$$

Perubahan volum dapat dihitung dengan menghitung volum akhir (larutan) dikurangi volum awal (jumlah volum air dan etanol sebelum dicampur).

Perhitungan :

$$x_e = \frac{4 \text{ mol}}{(4 + 6) \text{ mol}} = \frac{4}{10} = 0,4$$

$$x_A = (1 - 0,4) = 0,6$$

Dari Gambar (1.3) untuk etanol (gambar atas), pada $x_e = 0,4$ diperoleh $\bar{V}_e = 57,0 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$. Untuk air (gambar bawah) pada $x_A = 0,6$ mol (yakni $x_e = 0,4$) diperoleh $\bar{V}_A = 17,2 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$.

Dengan demikian, volum larutan :

$$\begin{aligned} V &= (4 \text{ mol})(57,0 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}) + (6 \text{ mol})(18,2 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}) \\ &= 331,2 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

Jumlah volum air dan etanol sebelum dicampurkan adalah :

$$\begin{aligned} &= (4 \text{ mol})(58,7 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}) + (6 \text{ mol})(18,1 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}) \\ &= 343,4 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

Jadi, perubahan volum

$$\begin{aligned} \Delta V &= (331,2 - 343,4) \text{ cm}^3 \\ &= -12,2 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

Kesimpulan:

Volum larutan yang terdiri dari 4 mol etanol dan 6 mol air adalah $331,2 \text{ cm}^3$

Pada pencampuran 4 mol etanol dengan 6 mol air terjadi penyusutan volum sebesar $12,2 \text{ cm}^3$.

Besaran molar parsial untuk sifat-sifat termodinamika yang lainnya dapat dipahami dengan cara yang sama seperti halnya volum. Oleh karena sifat-sifat ekstensif, seperti V , U , S , H , A dan G dapat dikaji sebagai fungsi dari T , P , n_1 , n_2 dan seterusnya maka untuk setiap sifat ekstensif J , diferensial totalnya adalah :

$$dJ = \left(\frac{\partial J}{\partial T} \right)_{P, n_1, n_2} dT + \left(\frac{\partial J}{\partial P} \right)_{T, n_1, n_2} dP + \left(\frac{\partial J}{\partial n_1} \right)_{T, P, n_2, \dots} dn_1 + \left(\frac{\partial J}{\partial n_2} \right)_{T, P, n_1, \dots} dn_2 + \dots$$

Pada T , P tetap :

$$\begin{aligned} dJ &= \left(\frac{\partial J}{\partial n_1} \right)_{T, P, n_2, \dots} dn_1 + \left(\frac{\partial J}{\partial n_2} \right)_{T, P, n_1, \dots} dn_2 + \dots \\ &= \sum \left(\frac{\partial J}{\partial n_i} \right)_{T, P, n_j, \dots} \quad (i \neq j) \end{aligned} \quad (1.12)$$

dengan $\left(\frac{\partial J}{\partial n_i} \right)_{T, P, n_j, \dots} = J_i$, besaran molar parsial dari komponen i dengan :

$$dJ = \bar{J}_1 dn_1 + \bar{J}_2 dn_2 + \dots$$

dan hasil integrasinya :

$$J = n_1 \bar{J}_1 + n_2 \bar{J}_2 + \dots = \sum_i n_i J_i \quad (1.13)$$

Jika $J = V$ maka Persamaan (1.13) untuk sistem dua komponen berubah menjadi persamaan (1.9). Jika J adalah energi Gibbs, G maka energi Gibbs larutan dua komponen:

$$G = n_1 \bar{G}_1 + n_2 \bar{G}_2$$

$$G = n_1 \mu_1 + n_2 \mu_2$$

$$\mu_i = \bar{G}_i = \text{energi Gibbs molar parsial zat } i$$

Perhatikan bahwa besaran molar parsial didefinisikan pada T, P dan $n_{j \neq i}$ tetap. Jadi untuk energi Gibbs, besaran molar parsial komponen i , \bar{G}_i didefinisikan sebagai $\bar{G}_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{T, P, n_j \neq i} \equiv \mu_i$. \bar{G}_i sama dengan μ_i . Akan tetapi untuk besaran termodinamika yang lain, seperti U , A , dan H , ternyata

besaran molar parsialnya tidak sama dengan potensial kimianya. Sebagai contoh, untuk energi dalam U , besaran molar parsialnya didefinisikan dengan:

$$\bar{U} = \left(\frac{\partial U}{\partial n_i} \right)_{T,P,n_j \neq i} \quad (1.14)$$

$$\text{sementara } \mu_i = \left(\frac{\partial U}{\partial n_i} \right)_{S,V,n_j \neq i} \quad (1.15)$$

Untuk menyimak lebih lanjut penurunan persamaan-persamaan tersebut coba Anda pelajari kembali mata kuliah Kimia Fisika 1 yang telah Anda pelajari dan kuasai.

Pada persamaan (1.15) S dan V yang tetap. Bandingkan dengan persamaan (1.14) di mana variabel yang tetap adalah T dan P . Dengan demikian maka $\mu_i \neq \bar{U}_i$, kecuali untuk energi Gibbs $\mu_i = \bar{G}_i$.

B. LARUTAN IDEAL

Konsep gas ideal seperti yang telah Anda pelajari pada mata kuliah Kimia Fisika 1, memegang peranan penting dalam termodinamika gas. Banyak hal dalam praktik yang diperlakukan dengan pendekatan gas ideal, dan sistem yang menyimpang dari keidealannya diuraikan dengan cara membandingkannya dengan keadaan ideal. Konsep yang mirip dengan keidealannya gas digunakan sebagai pemandu dalam menguraikan teori larutan. Gas yang ideal diartikan sebagai gas yang tidak mempunyai gaya antaraksi antara partikel-partikel gasnya, sementara larutan ideal didefinisikan sebagai larutan yang mempunyai antaraksi yang sama antara partikel-partikelnya. Misalnya, untuk larutan dua komponen A dan B, gaya antar molekul antara A dan B, B dan B, serta A dan A, semuanya sama dalam larutan ideal, juga volum dan ukuran molekul masing-masing spesi adalah sama.

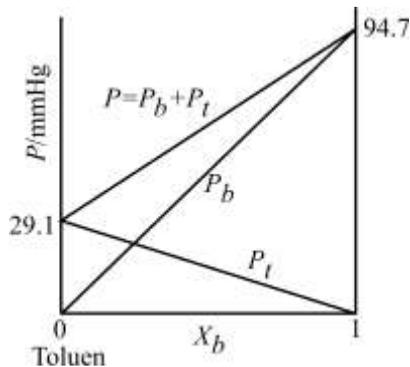
Untuk larutan ideal, kecenderungan A untuk pergi ke fasa uap sebanding dengan fraksi mol A, x_A , dalam larutan:

$$P_A = k x_A \quad (1.16)$$

dengan k tetapan kesebandingan. Jika $x_A = 1$ maka $P_A = P_A^*$, tekanan uap murni A. Dengan demikian, persamaan (1.16) berubah menjadi:

$$P_A = x_A P_A^* \quad (1.17)$$

Pada tahun 1886, Francois Raoult melaporkan data tekanan parsial komponen-komponen dalam berbagai larutan yang mendekati Persamaan (1.14), yang kemudian dikenal sebagai hukum Raoult. Jadi, suatu larutan yang ideal didefinisikan sebagai larutan yang memenuhi hukum Raoult pada semua rentang konsentrasi. Keidealan dalam larutan menghendaki keseragaman/kesamaan dalam gaya antarmolekul dari komponen-komponennya dan ini hanya dapat dicapai jika komponen-komponen tersebut sangat mirip sifat-sifatnya. Sebagai contoh adalah larutan sistem benzen-toluen yang kurva tekanan uap terhadap komposisinya dapat dilihat pada Gambar 1.4. berikut.



Gambar 1.4.

Kurva Tekanan Uap terhadap Komposisi untuk Sistem Benzen-Toluen

Jika komponen B ditambahkan pada A murni maka tekanan uap A akan turun, dan persamaan (1.17) dapat dituliskan dalam bentuk penurunan tekanan uap relatifnya:

$$\frac{P_A - P_A^*}{P_A^*} = x_A - 1 = -x_B \quad (1.18)$$

Persamaan (1.16) di atas terutama berguna untuk larutan dengan zat terlarut yang tak mudah menguap (involatil) dalam pelarut yang mudah menguap (volatil) dan dimanfaatkan untuk menentukan massa molar terlarut.

Sekarang Anda simak dan kaji implikasi hukum Raoult terhadap potensial kimia setiap komponen dalam larutan, $\mu_i \equiv \overline{G}_i$. Pada kesetimbangan antara cairan (atau padatan) dalam larutan dengan uapnya

maka $\mu_i = \mu_{i, uap}$, dengan μ_i potensial kimia komponen i dalam larutan dan $\mu_{i, uap}$ potensial kimia komponen i dalam uapnya di atas larutan. Jika uapnya diasumsikan sebagai campuran gas ideal maka:

$$\mu_{i, uap} = \mu_{i, uap}^{\circ} + RT \ln \frac{P_i}{P^{\circ}} \quad (1.19)$$

Dengan $\mu_{i, uap}^{\circ}$ potensial kimia gas ideal pada keadaan standar pada suhu T dan tekanan standar P° (1atm) dan P_i tekanan parsial dari uap i di atas larutan. Substitusi Persamaan (1.19) ke dalam persamaan $\mu_i = \mu_{i, uap}$ menghasilkan:

$$\mu_i = \mu_{i, uap}^{\circ} + RT \ln \frac{P_i}{P^{\circ}} \quad (1.20)$$

dan dengan menggunakan hukum Raoult maka :

$$\mu_i = \mu_{i, uap}^{\circ} + RT \ln x_i \frac{P_i^*}{P^{\circ}}$$

$$\text{atau } \mu_i = \mu_{i, uap}^{\circ} + RT \ln x_i + RT \ln \frac{P_i^*}{P^{\circ}} \quad (1.21)$$

Jika cairannya i murni maka $x_i = 1$ dan Persamaan (1.21) menjadi :

$$\mu_i^* = \mu_{i, uap}^{\circ} + RT \ln \frac{P_i^*}{P^{\circ}} \quad (1.22)$$

dengan μ_i^* potensial kimia i cairan murninya

Substitusi Persamaan (1.22) ke dalam Persamaan (1.21) menghasilkan:

$$\mu_i = \mu_i^* + RT \ln x_i \quad (1.23)$$

Dengan $\mu_i =$ potensial komponen i dalam larutan dengan fraksi mol x_i pada T dan P tertentu, $\mu_i^* =$ potensial kimia komponen i murni. Pada suhu, T dan tekanan P keadaan standar dari komponen i dalam larutan ideal adalah cairan atau padatan i murni pada suhu T dan tekanan P dari larutan. Jadi $\mu_i^{\circ} = \mu_i^*$.

Oleh karena itu persamaan (1.23) menjadi:

$$\mu_i = \mu_i^{\circ} + RT \ln x_i \quad \text{dengan } \mu_i \mu_i^{\circ} = \mu_i \mu_i^* \quad (1.24)$$

Jadi, untuk larutan ideal potensial kimia untuk setiap komponennya memenuhi Persamaan (1.24). Ini merupakan definisi (dasar) termodinamika untuk larutan ideal.

C. TERMODINAMIKA PENCAMPURAN LARUTAN IDEAL

Pada proses pencampuran sejumlah n_1, n_2, \dots, n_i mol cairan murni yang asalnya terpisah membentuk larutan ideal pada T, P tertentu, dapat kita turunkan $\Delta G, \Delta V, \Delta S$ dan ΔH pencampurannya.

Energi Gibbs, G dari larutan ideal:

$$G = \sum_i n_i \mu_i = \sum_i n_i \mu_{i(T,P)}^* + RT \sum_i n_i \ln x_i$$

Sementara energi Gibbs komponen-komponennya sebelum dicampurkan, pada T, P tetap adalah:

$$\begin{aligned} G_{umix} &= \sum_i n_i \bar{G}_i^* = \sum_i n_i \mu_i^*(T, P) \\ \Delta G_{mix} &= G - G_{umix} \\ &= RT \sum_i n_i \ln x_i \end{aligned} \quad (1.25)$$

karena $0 < x_i < 1$ maka $\ln x_i < 0$ dan $\Delta G_{mix} < 0$, artinya proses pelarutan berlangsung dengan spontan pada T, P tetap (isotermal, isobar).

Untuk menentukan ΔS_{mix} dan ΔV_{mix} , sebaiknya ingat kembali persamaan fundamental $dG = -SdT + VdP$. Dari persamaan tersebut: $S = -\left(\frac{\partial G}{\partial T}\right)_P$ dan

$V = \left(\frac{\partial G}{\partial P}\right)_T$. Dengan demikian:

$$\begin{aligned} \Delta S_{mix} &= -\left(\frac{\partial \Delta G_{mix}}{\partial T}\right)_{P_i, n_i} \\ \text{dan } \Delta V_{mix} &= \left(\frac{\partial \Delta G_{mix}}{\partial P}\right)_T \end{aligned}$$

$$\text{Berdasarkan Persamaan (1.25) } \Delta S_{mix} = -R \sum_i n_i \ln x_i \quad (1.26)$$

Karena $\ln x_i$ negatif maka ΔS_{mix} untuk larutan ideal berharga positif, artinya sistem dalam larutan menjadi semakin tidak teratur.

Untuk menentukan ΔV_{mix} dan ΔH_{mix} kita dapat menggunakan Persamaan

(1.25) dan (1.26). Karena $\Delta V = \left(\frac{\partial \Delta G}{\partial P} \right)_{T, n_i}$ maka untuk proses pencampuran:

$$\Delta \Delta V_{mix} = \left(\frac{\partial \Delta \Delta G_{mix}}{\partial P} \right)_{T, n_i}$$

Untuk larutan ideal, pada persamaan (1.25) terlihat bahwa ΔG_{mix} bergantung pada T dan fraksi mol, tetapi tidak bergantung pada P . Oleh karena itu,

$\left(\frac{\partial \Delta G_{mix}}{\partial P} \right)_{T, n_i}$ berharga nol sehingga

$$\Delta V_{mix} = 0 \tag{1.27}$$

Jadi pada proses pembentukan larutan ideal dari komponen-komponennya tidak terjadi perubahan volum. Hal ini dapat dipahami mengingat bahwa dalam larutan ideal selain antaraksi antarmolekulnya sama, volumenya juga sama sehingga ketika dicampurkan tidak ada perubahan volum.

Karena antraksi antar molekul pada larutan ideal adalah sama maka kita harapkan kalor pencampurannya akan berharga nol. Untuk itu kita gunakan persamaan $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ pada T tetap untuk menentukan ΔH_{mix} sehingga:

$$\begin{aligned} \Delta H_{mix} &= \Delta G_{mix} + T\Delta S_{mix} \\ &= RT \sum n_i \ln x_i - RT \sum n_i \ln x_i \\ \Delta H_{mix} &= 0 \end{aligned} \tag{1.28}$$

Jadi tidak ada kalor yang diserap maupun yang dilepaskan pada saat pembentukan larutan ideal pada T, P tetap.

D. HUKUM HENRY

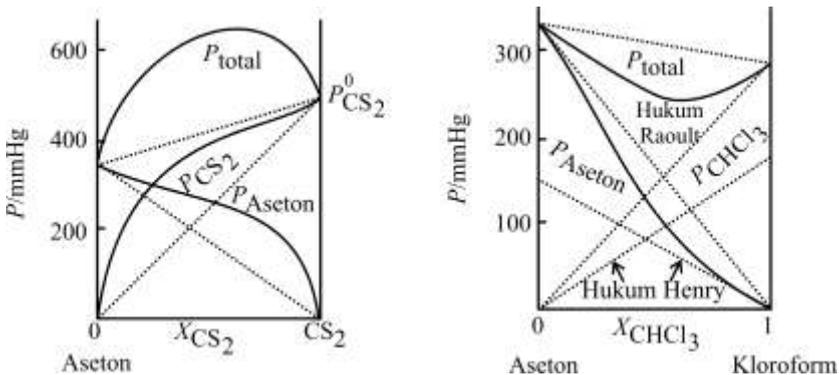
Kebanyakan larutan bersifat tak ideal. Ada yang menyimpang secara positif, ada juga yang menyimpang secara negatif dari hukum Raoult. Penyimpangan positif dari hukum Raoult terjadi pada larutan yang tekanan uapnya lebih besar dari yang dinyatakan hukum Raoult dan penyimpangan

negatif terjadi pada larutan yang tekanan uapnya lebih kecil daripada yang dinyatakan dengan hukum Raoult.

Penyimpangan positif dari hukum Raoult terjadi karena gaya tarik molekul terlarut dan molekul pelarut dalam larutan lebih kecil daripada gaya tarik antara molekul-molekul terlarut atau antara molekul-molekul pelarut murninya. Akibatnya ada kecenderungan yang lebih besar dari molekul-molekul tersebut untuk berada di fasa uapnya. Hasilnya tekanan uap parsial masing-masing di atas larutan lebih besar dari yang diramalkan dengan hukum Raoult dan tekanan total dari larutan pun menjadi lebih besar dari yang diharapkan.

Sebaliknya penyimpangan negatif dari hukum Raoult terjadi karena gaya tarik terlarut-pelarut lebih besar daripada gaya tarik terlarut-terlarut dan pelarut-pelarut. Artinya kedua zat lebih senang berada di dalam larutannya. Akibatnya tekanan parsial di atas larutan lebih kecil daripada yang dinyatakan dengan hukum Raoult sehingga tekanan uap totalnya juga lebih kecil dari yang diharapkan dan terjadi penyimpangan negatif.

Contoh sistem yang menyimpang secara positif dari hukum Raoult adalah sistem aseton – karbondisulfida (Gambar 1.5a.); dan contoh sistem yang menyimpang secara negatif dari hukum Raoult adalah sistem aseton-kloroform (Gambar 1.5b.)

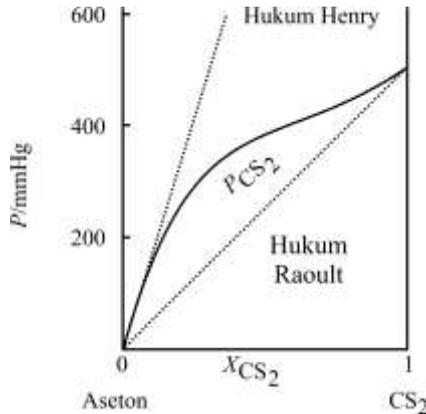


Sumber: Dari Castellan, Gilbert, (1983). Physical Chemistry. Third edition. Massachusetts: Addison Wesley.

Gambar 1.5.

- Penyimpangan Positif Hukum Raoult
- Penyimpangan Negatif Hukum Raoult

Ada hal yang menarik dari Gambar 1.5a. Untuk lebih jelasnya gambar tersebut akan diambil sebagian yakni untuk tekanan parsial karbondisulfidanya saja seperti pada Gambar 1.6 berikut.



Sumber: Dari Castellan, Gilbert. (1983). Physical Chemistry. Third edition. Massachusetts: Addison Wesley.

Gambar 1.6.
Kurva Tekanan Parsial Karbondisulfida terhadap Komposisi untuk Sistem Aseton-karbondisulfida

Di daerah sekitar $x_{CS_2} = 1$, ketika CS_2 sebagai pelarut, kurva tekanan parsialnya mendekati garis Hukum Raoult. Akan tetapi, di daerah sekitar $x_{CS_2} = 0$, ketika CS_2 sebagai terlarut (ada dalam konsentrasi rendah) kurva tekanan parsialnya linier:

$$P_{CS_2} = k_{CS_2} x_{CS_2} \tag{1.29}$$

dengan k_{CS_2} suatu tetapan. Kemiringan garis di daerah ini berbeda dengan kemiringan hukum Raoult. Zat terlarut memenuhi hukum Henry (Persamaan 1.29) dengan k_{CS_2} , tetapan hukum Henry untuk CS_2 . Jadi dari kurva tekanan uap tersebut dapat dinyatakan bahwa:

$$P_{CS_2} = x_{CS_2} P_{CS_2}^* \text{ sekitar } x_{CS_2} = 1$$

$$P_{CS_2} = k_{CS_2} x_{CS_2} \text{ sekitar } x_{CS_2} = 0$$

Nilai tetapan Henry untuk beberapa gas dalam air pada 298 K dapat dilihat pada Tabel 1.1.

Tabel 1.1.
Tetapan Henry Beberapa Gas dalam Air pada 25°C

Gas	$k/(\text{torr})$
H ₂	$5,54 \times 10^7$
He	$1,12 \times 10^8$
Ar	$2,80 \times 10^7$
N ₂	$6,80 \times 10^7$
O ₂	$3,27 \times 10^7$
CO ₂	$1,24 \times 10^6$
H ₂ S	$4,27 \times 10^5$

Dalam beberapa referensi dapat Anda lihat bahwa untuk k digunakan satuan tekanan⁻¹, seperti torr⁻¹ atau atm⁻¹. Untuk kasus seperti ini, Hukum Henry yang dinyatakan dengan: $P_j = k_j x_j$ dapat diubah menjadi $p_j = \frac{1}{k_j} x_j$

dengan $k_j = \frac{1}{k_j}$ jadi k_j yang mempunyai satuan tekanan dapat diubah menjadi k_j' dengan satuan (tekanan)⁻¹ sehingga x_j (di kedua persamaan tersebut) tidak mempunyai satuan. Perlu Anda ketahui bahwa jika larutan ideal maka k akan sama dengan P^* dan hukum Henry maupun hukum Raoult dapat menjadi yang sama.

Untuk sistem yang mengalami penyimpangan negatif dari hukum Raoult, seperti sistem aseton-kloroform (Gambar 1.5b.) tekanan uapnya mempunyai nilai minimal yang letaknya di bawah tekanan uap murni masing-masing komponen. Untuk sistem ini garis hukum Henry juga terletak di bawah garis hukum Raoult.

Dari uraian di atas dapat dibedakan bahwa untuk larutan ideal encer, pelarut mengikuti hukum Raoult: $P_i = x_i P_i^*$. (Perhatikan hukum Raoult jangan tertukar dengan persamaan Dalton: $P_i = x_i P$, dengan x_i = fraksi mol komponen i di fasa uap, P = tekanan total) dan terlarut mengikuti hukum Henry: $P_j = k_j x_j$. Perlu Anda ingat bahwa pada hukum Raoult dan hukum Henry, x_i adalah fraksi mol pelarut dalam larutan dan x_j adalah fraksi mol

terlarut juga dalam larutan. Hukum Henry biasanya dihubungkan dengan kelarutan gas dalam cairan, akan tetapi sebenarnya Hukum Henry dapat pula digunakan untuk larutan-larutan yang mengandung zat terlarut bukan gas yang volatil.

Contoh soal 1.8.

Pada 25°C koefisien distribusi dari H₂S di antara air dan benzen didefinisikan sebagai $\frac{[H_2S]_{H_2O}}{[H_2S]_{C_6H_6}} = 0,167$. Tentukan volum total benzen yang diperlukan

untuk mengekstraksi 90 % H₂S dari 1L larutan H₂S 0,1 M dalam air dengan :

- satu kali pengerjaan ekstraksi
- tiga kali ekstraksi dengan setiap ekstraksi menggunakan volum benzena yang sama.

Rencana Penyelesaian:

- Analisis soal

$$\text{Diketahui : } P_{CO_2} = 350 \times 10^{-6} \text{ atm}$$

$$T = 298 \text{ K}$$

$$\text{Ditanyakan: } x_{CO_2}$$

- Rencana penyelesaian

$$P_{CO_2} = k_{CO_2} x_{CO_2} \quad \text{atau} \quad x_{CO_2} = \frac{P_{CO_2}}{k_{CO_2}}$$

$$\text{Perlu data : } k_{CO_2} = 1,24 \times 10^6 \text{ torr} = \frac{1,24 \times 10^6}{760} \text{ atm}$$

$$x_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n}; \text{ dengan } n = \text{mol total.}$$

karena kelarutan gas-gas di udara sangat kecil, maka $n \cong n_{H_2O}$

$$x_{CO_2} \approx \frac{n_{CO_2}}{n_{H_2O}}; n_{H_2O} = \frac{W_{H_2O}}{M_{H_2O}}$$

$$\begin{aligned} n_{CO_2} &= x_{CO_2} n_{H_2O} \\ &= \frac{P_{CO_2}}{k_{CO_2}} n_{H_2O} \end{aligned}$$

3. Perhitungan

$$n_{H_2O} = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}$$

$$n_{CO_2} = \frac{350 \times 10^{-6} \text{ atm}}{\left(\frac{1,24 \times 10^6}{760} \right) \text{ atm}} \times \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}$$

$$= 1,19 \times 10^{-5} \text{ mol (dalam 1 kg air)}$$

4. Kesimpulan

Jadi, kelarutan CO_2 dalam 1 kg air pada 298 K adalah $1,19 \times 10^{-5}$ mol.

Catatan :

Salah satu penyebab terjadinya hujan asam ($pH < 5,7$) adalah adanya kandungan CO_2 di udara. Dari soal di atas dapat diketahui bahwa CO_2 yang larut dalam 1 kg air adalah $1,19 \times 10^{-5}$ mol atau kemolalannya $1,19 \times 10^{-5}$ mol/kg. Untuk larutan dengan pelarut air yang sangat encer, kemolalan sama dengan kemolaran. Dari kemolarannya data $Ka_{(H_2CO_3)}$ dan $Ka_{(HCO_3^-)}$ dapat ditentukan pHnya (akan lebih kecil daripada 7).

Ada beberapa keterbatasan pada hukum Henry. Pertama adalah hukum ini hanya berlaku untuk larutan yang encer, yang kedua adalah tidak ada reaksi kimia antara zat terlarut dengan pelarut karena jika ada reaksi kimia maka kelarutannya dapat terlihat sangat besar. Contoh gas-gas seperti itu CO_2 , H_2S , NH_3 , SO_2 dan HCl mempunyai kelarutan yang sangat besar dalam air karena terjadi reaksi dengan pelarut. Jadi dalam hal-hal seperti ini hukum Henry tidak dapat lagi digunakan.

E. HUKUM DISTRIBUSI NERNST

Untuk dua pelarut yang tidak saling melarutkan, seperti air dan klorotetraklorida, ketika dicampurkan akan terbentuk dua fasa yang terpisah. Jika ke dalamnya ditambahkan zat terlarut yang dapat larut di kedua fasa tersebut, seperti iodium yang dapat larut dalam air dan CCl_4 maka zat terlarut akan terdistribusi di kedua pelarut (yang berbeda fasa) tersebut, sampai tercapai keadaan kesetimbangan. Pada saat tersebut potensial kimia zat terlarut di fasa 1 sama dengan potensial kimianya di fasa 2, $\mu\mu_1 = \mu\mu_2$.

Jika kedua larutan encer ideal maka $\mu_i = \mu_i^\circ + RT \ln x_i$, sehingga saat kesetimbangan : $\mu_1^\circ + RT \ln x_1 = \mu_2^\circ + RT \ln x_2$

$$\text{dan: } RT \ln \frac{x_2}{x_1} = \mu_1^\circ - \mu_2^\circ \quad (1.30)$$

Karena μ_1° dan μ_2° tidak bergantung pada komposisi maka pada T tetap,

$$\frac{x_2}{x_1} = k \quad (1.31)$$

dengan k koefisien distribusi atau koefisien partisi, yang harganya tidak bergantung pada konsentrasi zat terlarut pada T yang sama. Jika sejumlah tertentu zat terlarut sudah setimbang dalam dua fasa yang berbeda dan kemudian ditambahkan lagi terlarut ke dalamnya maka terlarut itu akan terdistribusi lagi dalam kedua pelarut sampai diperoleh keadaan kesetimbangan baru yang konsentrasinya berbeda dengan konsentrasi sebelum penambahan, akan tetapi nilai perbandingannya di kedua fasa

berharga tetap, $k = \frac{x_2}{x_1}$

Jika larutan sangat encer maka fraksi mol sebanding dengan kemolalan atau kemolaran sehingga:

$$k' = \frac{m_2}{m_1} \text{ dan } k'' = \frac{c_2}{c_1} \quad (1.32)$$

dengan k' dan k'' tidak bergantung pada konsentrasi di kedua fasa. Persamaan (1.32) pertama kali dikemukakan oleh Nernst sehingga persamaan tersebut dikenal dengan hukum distribusi Nernst. Perlu Anda ingat bahwa hukum ini hanya berlaku bagi spesi molekuler yang sama di kedua larutan. Jika zat terlarut terasosiasi menjadi ion-ionnya atau molekul yang lebih sederhana atau jika terasosiasi membentuk molekul yang lebih kompleks maka hukum distribusi tidak dapat diterapkan pada konsentrasi totalnya di kedua fasa melainkan hanya pada konsentrasi spesi yang sama yang ada dalam kedua fasa. Jadi, apabila zat A terlarut dalam satu pelarut tanpa mengalami perubahan, sementara dalam pelarut lain terjadi asosiasi dari zat terlarut, misalnya membentuk A_2 maka koefisien partisi untuk distribusi tidak lagi merupakan perbandingan konsentrasi total zat terlarut di kedua fasa

melainkan konsentrasi total zat terlarut di fasa satu dibagi dengan konsentrasi molekul A yang tidak terdisosiasi di fasa lainnya. Jadi, dengan perbandingan konsentrasi dari molekul terlarut yang massa molarnya sama, dalam hal ini A di kedua pelarut. Misalnya I_2 dalam air dengan I_2 dalam CCl_4 bukan I_2 dalam air dengan I^- dalam CCl_4 .

Koefisien distribusi, seperti halnya tetapan-tetapan kesetimbangan lainnya, bergantung pada suhu. Sebagai contoh, k untuk distribusi asam benzoat di antara air dan kloroform adalah 0,564 pada $10^\circ C$ dan 0,442 pada $40^\circ C$.

Hukum distribusi Nernst ini terutama digunakan pada proses ekstraksi. Ekstraksi memegang peranan penting baik di laboratorium maupun industri. Di laboratorium ekstraksi sering kali dilakukan untuk menghilangkan atau memisahkan zat terlarut dalam larutan dengan pelarut air yang diekstraksi dengan pelarut lain, seperti eter, kloroform, karbondisulfida atau benzen. Dalam proses ini penting untuk diketahui berapa banyak pelarut dan berapa kali ekstraksi harus dilakukan agar diperoleh derajat pemisahan yang diinginkan.

Jika zat terlarut terdistribusi di antara dua pelarut yang tidak saling melarutkan dan zat terlarut tersebut tidak mengalami asosiasi, disosiasi atau reaksi dengan pelarut maka dimungkinkan untuk menghitung jumlah zat terlarut yang dapat diambil atau diekstraksi melalui sekian kali ekstraksi. Untuk itu penurunan rumus akan langsung diuraikan melalui penerapannya dalam contoh berikut.

Contoh Soal 1.9.

Pada $25^\circ C$ koefisien distribusi dari H_2S di antara air dan benzen didefinisikan sebagai $\frac{[H_2S]_{H_2O}}{[H_2S]_{C_6H_6}} = 0,167$. Tentukan volum total benzen yang diperlukan

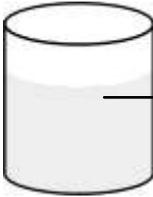
untuk mengekstraksi 90 % H_2S dari 1L larutan H_2S 0,1 M dalam air dengan:

- satu kali pengerjaan ekstraksi;
- tiga kali ekstraksi dengan setiap ekstraksi menggunakan volum benzena yang sama.

Penyelesaian:

Analisis Soal:

Diketahui:



1L larutan H₂S 0,1 M dalam air ; $V_{air} = V_A = 1L$
diekstraksi dengan benzen

$$k = \frac{[H_2S]_{H_2O}}{[H_2S]_{C_6H_6}} = 0,167$$

Ditanyakan : $V_{benzen} = V_B$ untuk : a) $V_B 1 \times$ ekstraksi
b) $V = 3V_B, 3 \times$ ekstraksi

Rencana Penyelesaian:

$$a) \quad k = \frac{[H_2S]_A}{[H_2S]_B} = \frac{\left(\frac{n_{H_2S}}{V}\right)_A}{\left(\frac{n_{H_2S}}{V}\right)_B} = \frac{(n_{H_2S})_A}{(n_{H_2S})_B} \times \frac{V_B}{V_A}; \text{ dengan}$$

$(n_{H_2S})_A$ = jumlah mol H₂S dalam air saat setimbang

$(n_{H_2S})_B$ = jumlah mol H₂S dalam benzen saat setimbang

Perhitungan untuk a):

$$(n_{H_2S})_A \text{ mula-mula} = 1L \times \frac{0,1 \text{ mol}}{L} = 0,1 \text{ mol}$$

$$(n_{H_2S})_B \text{ setimbang} = 90\% \text{ dari } 0,1 \text{ mol}$$

$$= \frac{90}{100} \times 0,1 \text{ mol} = 0,09 \text{ mol}$$

$$(n_{H_2S})_A \text{ setimbang} = (0,1 - 0,09) \text{ mol} = 0,01 \text{ mol}$$

$$0,167 = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,09 \text{ mol}} \times \frac{V_B}{1 L}$$

$$V_B = 1,5 L$$

Rencana Penyelesaian untuk b):

Untuk satu kali ekstraksi, mol H_2S dalam air saat setimbang dimisalkan dengan n_1 . Mol H_2S awal dimisalkan dengan n . Jadi mol H_2S dalam benzen saat setimbang = $n - n_1$

$$k = \frac{\frac{n}{V_A}}{\frac{(n - n_1)}{V_B}}$$

$$\frac{k(n - n_1)}{V_B} = \frac{n_1}{V_A}$$

$$knV_A - kn_1V_A = n_1V_B$$

$$knV_A = n_1V_B + kn_1V_A$$

$$knV_A = n_1(V_B + kV_A)$$

$$n_1 = \frac{knV_A}{(V_B + kV_A)}$$

$$n_1 = n \left(\frac{kV_A}{V_B + kV_A} \right) \quad (1.33)$$

untuk dua kali ekstraksi :

mol H_2S dalam air saat setimbang = n_2

mol H_2S dalam benzen saat setimbang = $(n_1 - n_2)$

$$k = \frac{\frac{n_2}{V_A}}{\frac{(n_1 - n_2)}{V_B}} \Rightarrow \frac{k(n_1 - n_2)}{V_B} = \frac{n_2}{V_A}$$

$$n_2 = n_1 \left(\frac{kV_A}{V_B + kV_A} \right)$$

substitusi persamaan (1.33) ke dalam persamaan terakhir menghasilkan:

$$n_2 = n \left(\frac{kV_A}{V_B + kV_A} \right)^2 \quad (1.34)$$

Untuk tiga kali ekstraksi

Mol H₂S dalam air saat setimbang = $n_3 = 0,01$ mol

Mol H₂S dalam benzen saat setimbang = $(n_2 - n_3)$

$$k = \frac{\frac{n_3}{V_A}}{\frac{(n_2 - n_3)}{V_B}} = \frac{k(n_2 - n_3)}{V_B} = \frac{n_3}{V_A}$$

$$n_3 = n_2 \left(\frac{kV_A}{V_B + kV_A} \right)$$

substitusi Persamaan (1.34) ke dalam persamaan terakhir menghasilkan:

$$n_3 = n \left(\frac{kV_A}{V_B + kV_A} \right)^3 \quad (1.35)$$

Perhitungan untuk b):

$$0,01 \text{ mol} = 0,1 \text{ mol} \left(\frac{0,167 \times 1\text{L}}{V_B + 0,167 \times 1\text{L}} \right)^3$$

$$V_B = 0,1932 \text{ L}$$

$$V_{\text{total benzen}} = 3 \times V_B = 3 \times 0,1932 \text{ L} = 0,579 \text{ L}$$

Jadi, untuk mengekstraksi sejumlah H₂S yang sama (90% H₂S) dari larutan air dengan menggunakan benzen diperlukan volume total benzen 1,5 L untuk satu kali ekstraksi dan 0,579 L benzen untuk tiga kali ekstraksi yang masing-masing menggunakan volum benzen yang sama. Jadi, dapat disimpulkan bahwa 3 × ekstraksi masing-masing dengan volum yang sama lebih efektif daripada 1 × ekstraksi.



LATIHAN

Untuk memperdalam pemahaman Anda mengenai materi di atas, kerjakanlah latihan berikut!

- 1) Jelaskan kriteria suatu larutan atau campuran yang memenuhi hukum Raoult!
- 2) Jika metanol dicampurkan dengan pentana, ramalkan apakah campuran yang terbentuk bersifat ideal atau tidak? Jelaskan!

- 3) Pada 25°C koefisien distribusi dari H_2S di antara air dan heksan didefinisikan sebagai $\frac{[\text{H}_2\text{S}]_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{H}_2\text{S}]_{\text{C}_6\text{H}_6}} = 0,124$. Tentukan volum total benzen yang diperlukan untuk mengekstraksi 75 % H_2S dari 1L larutan H_2S 0,1 M dalam air dengan:
- satu kali pengerjaan ekstraksi
 - dua kali ekstraksi dengan setiap ekstraksi menggunakan volum benzena yang sama.
- 4) Tekanan parsial gas O_2 di udara adalah 450×10^{-6} atm tentukan kelarutan gas tersebut dalam 0,5 kg air pada 25°C

Petunjuk Jawaban Latihan

- Coba Anda simak dan pelajari kembali mengenai pembahasan hukum Raoult dan aplikasinya.
- Coba Anda simak dan pelajari kembali mengenai kondisi-kondisi larutan/campuran yang menyebabkan penyimpangan atau deviasi terhadap hukum Raoult.
- Coba Anda simak dan pelajari kembali tentang hukum distribusi Nernst dan Contoh Soal 1.8.
- Coba Anda simak dan pelajari kembali tentang hukum Henry dan Contoh Soal 1.7.



RANGKUMAN

Besaran molar parsial larutan adalah besaran yang bergantung pada komposisi larutan, contohnya volum molar parsial. Volum molar parsial suatu komponen adalah perubahan volum suatu larutan jika 1 mol komponen tersebut dilarutkan pada T dan P tetap ke dalam sejumlah besar larutan dengan komposisi tertentu yang dengan penambahan komponen tersebut komposisinya tidak berubah.

Larutan ideal didefinisikan sebagai larutan yang mempunyai antaraksi yang sama antara partikel-partikelnya. Misalnya, untuk larutan dua komponen A dan B, gaya antarmolekul antara A dan B, B dan B, serta A dan A, semuanya sama dalam larutan ideal, juga volum dan ukuran molekul masing-masing spesi adalah sama.

Larutan yang ideal didefinisikan sebagai larutan yang memenuhi hukum Raoult pada semua rentang konsentrasi. Keidealan dalam larutan menghendaki keseragaman/kesamaan dalam gaya antar molekul dari komponen-komponennya dan ini hanya dapat dicapai jika komponen-komponen tersebut sangat mirip sifat-sifatnya. Sebagai contoh adalah larutan sistem benzen-toluen.

Penyimpangan positif dari hukum Raoult terjadi pada larutan yang tekanan uapnya lebih besar dari yang dinyatakan hukum Raoult dan penyimpangan negatif terjadi pada larutan yang tekanan uapnya lebih kecil daripada yang dinyatakan dengan hukum Raoult.

Ada beberapa keterbatasan pada hukum Henry. *Pertama* adalah hukum ini hanya berlaku untuk larutan yang encer, *kedua* adalah tidak ada reaksi kimia antara zat terlarut dengan pelarut karena jika ada reaksi kimia maka kelarutannya dapat terlihat sangat besar.

Hukum distribusi Nernst dapat dinyatakan sebagai:

$$k' = \frac{m_2}{m_1} \text{ dan } k'' = \frac{c_2}{c_1}$$

Hukum distribusi Nernst banyak digunakan pada proses ekstraksi.



TES FORMATIF 3

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Pernyataan yang tepat mengenai Hukum Nernst adalah
 - A. dapat diaplikasikan untuk menjelaskan berbagai proses pemisahan contohnya destilasi
 - B. dapat digunakan untuk menentukan koefisien distribusi suatu komponen dalam campuran
 - C. hanya berlaku untuk gas ideal dan larutan ideal yang selalu membentuk 1 fasa
 - D. hanya berlaku untuk menjelaskan komposisi komponen dalam campuran yang membentuk 3 fasa

- 2) Pernyataan di bawah ini yang *tidak tepat* berkaitan dengan hukum Henry dan hukum Raoult adalah
 - A. Hukum Henry hanya dapat berlaku untuk kondisi larutan yang encer
 - B. Hukum Henry terbatas pada larutan di mana tidak ada reaksi kimia antara zat terlarut dengan pelarut

- C. Penyimpangan negatif hukum Raoult dijumpai pada campuran aseton-kloroform
- D. Penyimpangan positif hukum Raoult dijumpai pada campuran NaCl dan H₂O
- 3) Campuran komponen di bawah ini yang memberikan penyimpangan positif terhadap hukum Raoult adalah
- methanol dan propanol
 - aseton dan air
 - etanol dan heksana
 - benzena dan toluen
- 4) Tekanan uap air pada 25°C adalah 23,8 torr. Pada 25°C gas oksigen dikumpulkan di atas air dengan tekanan total 1 atm. Kelarutan gas oksigen pada suhu tersebut adalah 0,0393 g/L. Jika tekanan parsial O₂ adalah 800 torr maka kelarutan gas O₂ adalah ...
- 0.0427 g/L
 - 0,0567 g/L
 - 0,0856 g/L
 - 0.0956 g/L
- 5) Pernyataan di bawah ini yang tepat berkaitan dengan hukum Raoult adalah
- Hukum Raoult hanya berlaku untuk larutan yang tidak ideal dan memiliki perubahan entalpi pelarutan eksotermis
 - Jika perubahan entalpi pelarutan sama dengan nol maka larutan tersebut bersifat ideal sehingga mendekati hukum Raoult
 - Jika gaya antaraksi pelarut-pelarut dan terlarut-terlarut lebih besar dibandingkan pelarut-terlarut maka larutan mengikuti hukum Raoult
 - Perubahan entalpi pelarutan yang bersifat endotermis akan memberikan penyimpangan positif dari hukum Raoult
- 6) Tekanan parsial CO₂ di udara adalah 500×10^{-6} atm. Kelarutan CO₂ dalam 1 kg air pada 25°C adalah
- $1,2 \times 10^{-5}$
 - $1,3 \times 10^{-5}$
 - $1,6 \times 10^{-5}$
 - $1,7 \times 10^{-5}$

- 7) Diketahui volume larutan mengandung 2 mol etanol dan 4 mol air. Jika diketahui volum molar etanol dan air berturut-turut adalah $58,7 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$ dan $18,1 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$ maka volum larutan adalah
- A. $75,20 \text{ cm}^3$
 - B. $132,24 \text{ cm}^3$
 - C. $176,00 \text{ cm}^3$
 - D. $189,80 \text{ cm}^3$
- 8) Diketahui volume larutan mengandung 2 mol etanol dan 4 mol air. Jika volum molar etanol dan air berturut-turut adalah $58,7 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$ dan $18,1 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$ maka perubahan volum larutan adalah
- A. $-5,46$
 - B. $-6,80$
 - C. $-13,8$
 - D. $-15,2$
- 9) Pada 25°C koefisien distribusi I_2 dalam air dan CCl_4 adalah 0,167. Jumlah volume total CCl_4 yang diperlukan untuk mengekstraksi 80% I_2 dari 1 L I_2 0,1 M dalam air dengan 1 kali ekstraksi adalah
- A. 0,324 L
 - B. 0,668 L
 - C. 0,784 L
 - D. 1,250 L
- 10) Pada 25°C koefisien distribusi I_2 dalam air dan CCl_4 adalah 0,167. Jumlah volume total CCl_4 yang diperlukan untuk mengekstraksi 80% I_2 dari 1 L I_2 0,1 M dalam air dengan 3 kali ekstraksi menggunakan volume CCl_4 yang sama adalah
- A. 0,356 L
 - B. 0,450 L
 - C. 0,750 L
 - D. 0,900 L

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban Tes Formatif 3 yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 3.

$$\text{Tingkat penguasaan} = \frac{\text{Jumlah Jawaban yang Benar}}{\text{Jumlah Soal}} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan: 90 - 100% = baik sekali

80 - 89% = baik

70 - 79% = cukup

< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan modul selanjutnya. **Bagus!** Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 3, terutama bagian yang belum dikuasai.

Kunci Jawaban Tes Formatif

Tes Formatif 1

- 1) B. Larutan adalah campuran homogen terdiri dari zat terlarut dan pelarut yang dapat berupa gas, cair atau padat.
- 2) C. Larutan elektrolit adalah larutan yang dapat menghantarkan listrik, contohnya asam, basa dan garam. Selain ketiga zat itu termasuk zat non-elektrolit.
- 3) D. Larutan nyata adalah larutan yang memperhitungkan semua gaya antaraksi dalam larutannya.
- 4) D. Faktor yang mempengaruhi besarnya kelarutan gas dalam cairan adalah perbedaan kepolaran, kemiripan struktur, dan temperatur.
- 5) A. Pada proses pelarutan gas ke dalam cairan, kelarutan gas dan cairan akan semakin berkurang jika titik cair gas semakin rendah.
- 6) A. Campuran benzena dan toluena cenderung membentuk larutan ideal karena keduanya memiliki kemiripan struktur yang didominasi oleh cincin benzen sehingga kemungkinannya gaya antaraksi benzena-benzena = benzena-toluena = toluena-toluena.
- 7) A. Alkohol merupakan zat non-elektrolit yang mengandung ikatan kovalen. Jika dilarutkan dalam air cenderung tetap berada dalam keadaan molekulnya.
- 8) B. Alkohol merupakan zat non-elektrolit yang mengandung ikatan kovalen. Jika dilarutkan dalam air cenderung tetap berada dalam keadaan molekulnya.
- 9) B. Contoh zat elektrolit adalah asam, basa dan garam.
- 10) C. Asam asetat merupakan elektrolit lemah, artinya tidak terionisasi sempurna dalam air menjadi ion-ion, reaksi ionisasinya:

$$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$$

Tes Formatif 2

- 1) A. $\% \text{ massa } \text{MgCl}_2 = \frac{20 \text{ g } \text{MgCl}_2}{20 \text{ g } \text{MgCl}_2 + 200 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} \times 100\% = \frac{20}{220} \times 100\% = 9\%$
- 2) D. $\text{Fraksi mol } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{n \text{H}_2\text{SO}_4}{n \text{H}_2\text{SO}_4 + n \text{H}_2\text{O}} = \frac{98/98}{98/98 + 2/18} = \frac{1}{1,1} = 0,9$

$$3) \text{ A. } m = \frac{n \text{ zat terlarut}}{g \text{ pelarut}} = \frac{98/98}{2} = \frac{1}{2} = 0,5 m.$$

$$4) \text{ C. } M = \frac{n \text{ zat terlarut}}{V \text{ larutan}} = \frac{98/98}{100/1.18} = \frac{1}{0.0847} = 11,8 m.$$

$$5) \text{ B. } X_{\text{etanol}} = \frac{n \text{ etanol}}{n \text{ etanol} + n \text{ propanol}} = \frac{200/46}{200/46 + 300/60} = \frac{4.35}{9,35} = 0,465.$$

$$6) \text{ C. } \text{Fraksi mol larutan} = X_{\text{pelarut}} + X \text{ zat terlarut} = 1.$$

7) C. Molalitas adalah banyaknya mol zat terlarut dalam setiap kilogram pelarut.

$$8) \text{ A. } M = \frac{n \text{ zat terlarut}}{V \text{ larutan}} = \frac{4/40}{0,1} = 1 M.$$

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$1 M \times 100 \text{ mL} = M_2 \times 500 \text{ mL}$$

$$M_2 = 0,2 M$$

9) B. Fraksi mol adalah perbandingan mol komponen terhadap mol total larutan.

$$10) \text{ C. } n \text{ Asam oksalat} = M \times V = 0,05 \times 0,1 = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Mr asam oksalah} = 126 \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa asam oksalat} = n \times \text{Mr} = 5 \times 10^{-3} \times 126 = 0,63 \text{ gram.}$$

Tes Formatif 3

$$1) \text{ B. } n \text{ Asam oksalat} = M \times V = 0,05 \times 0,1 = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Mr asam oksalah} = 126 \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa asam oksalat} = n \times \text{Mr} = 5 \times 10^{-3} \times 126 = 0,63 \text{ gram.}$$

2) D. Lihat kembali penjelasan tentang hukum Raoult.

3) C. Lihat penjelasan mengenai hukum Raoult dan hukum Henry

$$4) \text{ A. } P_{\text{total}} = P_{\text{H}_2\text{O}} + P_{\text{O}_2}$$

$$P_{\text{O}_2} = 760 - 23,8 = 736,2 \text{ torr}$$

$$\text{Hukum Henry : } C_g = k.p_g$$

$$0.0393 \text{ g/L} = k_{\text{O}_2} \cdot 736,2 \text{ torr}$$

$$k_{\text{O}_2} = 0.0393/736.2 = 5,34 \times 10^{-5} \text{ g/Ltorr}$$

$$C_{\text{O}_2} = (5,34 \times 10^{-5}) \text{ g/L torr} \times 800 \text{ torr} = 0,427 \text{ g/L.}$$

- 5) B. Lihat penjelasan penyimpangan hukum Raoult.
- 6) D. Lihat Contoh 1.7.
- 7) C. Lihat Contoh 1.8.
- 8) C. Lihat Contoh 1.8.
- 9) B. Lihat Contoh 1.9.
- 10) A. Lihat Contoh 1.9.

Daftar Pustaka

- Agrawal, G.L. (1990). *Basic Chemical Kinetics*. Tata McBraw Hill Pub. Delhi: Co. Limited.
- Atkin, P.W. (1989). *Physical Chemistry*. Oxford: ELBS.
- Barrow, Gordon M. (1996). *Physical Chemistry*. Sixth Edition. New York: McGraw-Hill International.
- Castellan, G.W. (1985). *Physical Chemisry*. Canada: Adison Wesley Publishing Company.
- Chang, Raymond. (1981). *Physical Chemistry with Application to Biological Systems*. New York: Macmillan Publishing Co., Inc.
- Daniel and Albertty R.A. (1983). *Kimia Fisika Jilid 1 dan 2, Edisi kelima*. Jakarta: Penerbit Erlangga.
- Laidler, K.J., and Meiser, J.H. (1999). *Physical Chemistry*. New York: Third Edition, Houghton Mifflin Company.
- Laidler. (1988). *Chemical Kinetics*. Second Edition. New Delhi: Tata McGraw-Hill Publishing Company.
- Levine, Ira N. (1995). *Physical Chemistry*. Fourth Edition. New York: McGraw-Hill Kogakusha.
- Maron S., and Jemore Lando. (1974). *Fundamental of Physical Chemistry*. New York: Macmillan Pub. Co. Inc.
- Tony Bird. (1987). *Kimia Fisika untuk Universitas*. Jakarta: Gramedia.
- Moore, Walter J. (1986). *Basic Physical Chemistry*. New Delhi: Prentice-Hall of India.