

Larutan

Dr. Yahmin, M.Si



PENDAHULUAN

Pada Modul 1 ini, Anda akan mempelajari sifat larutan elektrolit dan non elektrolit, konsentrasi larutan, serta sifat koligatif larutan. Sifat larutan elektrolit dan non elektrolit, serta sifat koligatif larutan perlu diidentifikasi untuk kepentingan penelitian di bidang ilmu industri kimia, biologi, kesehatan, dan pertanian. Identifikasi larutan elektrolit dan non elektrolit dapat dilakukan melalui penggunaan alat uji elektrolit. Modul ini sangat berguna terutama ketika Anda nanti mempelajari Larutan Asam dan Basa.

Modul ini terdiri atas 3 Kegiatan Belajar (KB), yaitu:

KB 1: Larutan Elektrolit dan Non Elektrolit

Anda akan mempelajari pengertian zat murni, campuran, dan larutan, kemampuan air melarutkan berbagai zat, dan kaidah kelarutan.

KB 2: Konsentrasi Larutan

Anda akan mempelajari persen massa, persen volume, molaritas, molalitas, fraksi mol, bagian perjuta, dan cara mengubah satuan konsentrasi.

KB 3: Sifat Koligatif Larutan

Anda akan mempelajari penurunan tekanan uap larutan, kenaikan titik didih larutan, penurunan titik beku larutan, tekanan osmosis larutan, dan sifat koligatif larutan elektrolit.

TUJUAN PEMBELAJARAN

Tujuan umum pembelajaran yang ingin dicapai setelah mempelajari Modul 1 adalah Anda memahami konsep larutan, konsentrasi larutan, dan sifat koligatif larutan. Indikator Pencapaian Kompetensi yang ingin dicapai dalam Modul 1 ini adalah:

1. Menjelaskan konsep larutan.
2. Menjelaskan konsep pelarut, zat terlarut, dan larutan pekat.
3. Menjelaskan 4 macam konsentrasi larutan.
4. Menghitung persen massa komponen penyusun larutan.
5. Menghitung fraksi mol komponen penyusun larutan.
6. Menghitung molaritas larutan.
7. Menghitung molalitas larutan.
8. Menghitung bagian per sejuta (PPM) komponen penyusun larutan.
9. Mengubah satuan konsentrasi dari satu satuan ke satuan lain.
10. Memilih satuan konsentrasi yang tepat untuk larutan yang sangat encer, atau konsentrasi yang tidak dipengaruhi oleh suhu;
11. Menerangkan apa yang dimaksud dengan sifat koligatif larutan;
12. Menerangkan dengan diagram mengapa terjadi kenaikan titik didih dan penurunan titik beku larutan;
13. Menerangkan mengapa tekanan uap larutan lebih rendah dari tekanan uap pelarut;
14. Menerangkan mengapa sifat koligatif larutan elektrolit berbeda dengan sifat koligatif larutan non elektrolit;
15. Menjelaskan apa yang dimaksud dengan selaput semi permeabel, osmosis, dan tekanan osmosis.

Modul ini juga dilengkapi dengan rangkuman materi, contoh soal dan petunjuk penyelesaiannya, serta tes formatif beserta kunci jawaban yang terdapat pada bagian akhir modul. Sebelum mengerjakan tes formatif, Anda terlebih dulu perlu memahami dengan baik materi dalam modul ini. Silakan kerjakan latihan dan tes formatif untuk mengukur pemahaman Anda terhadap materi modul ini.

Selamat Belajar! Semoga Anda sukses!

KEGIATAN BELAJAR 1

Larutan Elektronik dan Nonelektrolit

Tidak diragukan lagi, semua orang perlu minum untuk memenuhi kebutuhan cairan dalam tubuh. Yang diminum dapat berupa air, es teh, jus, atau susu. Jadi bahan makanan yang masuk ke tubuh kita setiap hari ada yang berupa zat murni, campuran dan larutan. Namun sebagian besar bahan makanan yang masuk ke tubuh kita adalah berupa campuran, baik yang homogen maupun tidak. Jadi suatu bahan makanan dapat dikelompokkan menjadi zat murni, campuran atau larutan. Di antara tiga kelompok bahan tersebut, yang paling banyak terkait dengan kehidupan kita adalah larutan. Oleh karena itu kita perlu mempelajari larutan agar dapat memahami apa itu larutan dan bagaimana sifat-sifatnya.

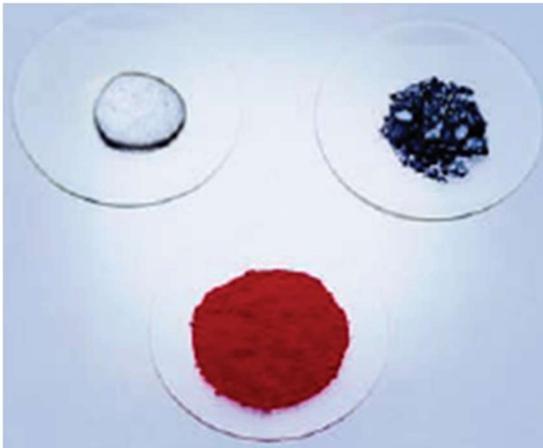
**A. KLASIFIKASI MATERI**

Kimia adalah ilmu yang mempelajari materi dan perubahannya. Kimiawan mengelompokkan semua materi ke dalam dua kelompok besar, yakni kelompok zat murni (*pure substance*) dan kelompok campuran (*mixture*) zat. Zat (*substance*) adalah bentuk materi yang memiliki komposisi kimia tertentu dan berbeda sifatnya dengan zat lain. Sifat-sifat zat yang dapat diamati dari suatu zat dapat berupa warna (putih, kuning, dan sebagainya), keadaan (berupa padat, cair atau gas), dan kelarutan (apakah itu larut dalam air atau tidak). Beberapa contoh zat dan sifatnya adalah sebagai berikut:

1. Garam dapur (natrium klorida): warnanya putih; keadaannya berupa kristal padat; larut dalam air
2. Logam besi: warnanya hitam keabu-abuan; mudah berkarat ketika terkena udara dan air; tidak larut dalam air

3. Merkuri: warnanya keperakan; keadaannya berupa cairan; tidak larut dalam air
4. Karbon dioksida: gas yang tidak berwarna; tidak mendukung pembakaran (dapat digunakan untuk memadamkan api)
5. Oksigen: gas yang tidak berwarna; mendukung pembakaran (akan mempercepat/menghidupkan api)

Kita tahu bahwa zat-zat tersebut berbeda satu sama lain karena mereka memiliki sifat yang berbeda. Lebih jauh lagi, kita tahu bahwa masing-masing contoh tersebut adalah zat murni dan bukan campuran zat karena tidak satupun yang tersusun lebih dari satu zat. Natrium klorida terdiri dari hanya natrium klorida, besi terdiri dari hanya besi, dan sebagainya. Pada Gambar 1.1 ditunjukkan tiga zat murni, yakni merkuri, iodin, dan merkuri oksida.



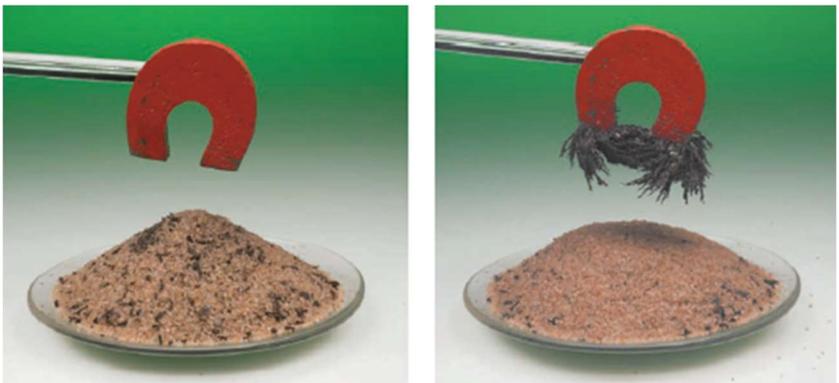
Gambar 1.1
Contoh tiga zat murni

Berbeda dengan contoh tersebut, jika kita melarutkan natrium klorida dalam segelas air, hasilnya adalah campuran dari dua zat yakni terdiri dari natrium klorida dan air dan biasanya kita sebut air garam. Jadi air garam ini adalah campuran, bukan zat yang murni.

Catatan untuk mahasiswa: Zat murni (*pure substance*) dalam konteks kimia sering hanya disebut sebagai zat oleh kimiawan. Di dalam kehidupan sehari-hari kata "zat" digunakan dalam arti umum dan dapat merujuk pada setiap bahan, bisa berupa zat murni bisa berupa campuran.

Campuran adalah kombinasi dari dua atau lebih zat di mana tiap-tiap zat masih mempertahankan identitasnya masing-masing yang berbeda. Seperti zat murni, campuran dapat berupa padatan, cairan atau gas. Beberapa contoh campuran yang akrab dengan kehidupan kita adalah, es jus, air laut, dan udara. Campuran tidak memiliki komposisi konstan yang universal. Oleh karena itu, sampel udara yang dikumpulkan di lokasi yang berbeda akan berbeda komposisinya karena perbedaan ketinggian, polusi, dan faktor lainnya. Berbagai macam es jus, sangat mungkin berbeda dalam komposisi karena penggunaan berbagai macam buahnya, atau mungkin perbedaan dalam pengolahan, kemasan, dan sebagainya.

Campuran dari dua zat atau lebih yang seragam dan sama di semua bagiannya disebut campuran **homogen**, sedangkan campurannya yang tidak seragam disebut campuran **heterogen**. Campuran natrium klorida dalam air adalah campuran homogen karena komposisi campuran adalah seragam di seluruh bagiannya. Kita tidak bisa membedakan komponen dari campuran homogen seperti air garam, karena semua bagian sampel memiliki komposisi yang sama. Jika kita mencampur pasir dengan kikiran besi, maka pasir dan kikiran besi tetap berbeda dan masing-masing dapat dilihat (Gambar 1.2). Jenis campuran heterogen ini memiliki komposisi yang tidak seragam di setiap bagiannya.



Gambar 1.2.
Contoh Campuran dan cara memisahkannya

Campuran, baik yang homogen maupun heterogen, dapat dipisahkan menjadi zat-zat penyusunnya tanpa mengubah identitas masing-masing zat.

Untuk memisahkan campuran pasir besi, Anda dapat menggunakan magnet untuk menarik kikiran besi dari pasir [Gambar 1.2]. Campuran garam dapur-air dapat dipisahkan melalui penguapan (evaporasi). Garam dapur padat akan tertinggal, dan komponen air yang menguap dapat dipulihkan dengan cara kondensasi. Setelah pemisahan, komponen campuran akan memiliki komposisi dan sifat-sifat yang sama seperti sifat mereka sebelum dicampur.

B. PENGERTIAN LARUTAN

Larutan adalah campuran homogen dari dua zat atau lebih. Larutan mungkin berupa gas (seperti udara), padat (seperti kuningan), atau cair (seperti air asin). Berbagai jenis larutan dapat Anda lihat di Tabel 1.1.

Tabel 1.1
Berbagai jenis larutan

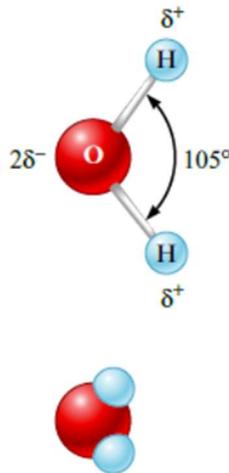
Contoh larutan	Wujud larutan	Wujud Zat Terlarut	Wujud Pelarut
Udara, gas alam	Gas	Gas	Gas
Minyak wangi, antibeku	Cair	Cair	Cair
Perunggu, kuningan	Padat	Padat	Padat
Air berkarbonat	Cair	Gas	Cair
Air laut, sirop	Cair	Padat	Cair
Hidrogen dalam platina	Padat	Gas	Padat

Meskipun tidak selalu dapat dipakai sebagai pedoman, biasanya zat yang hadir dalam jumlah yang lebih besar disebut sebagai pelarut (*solvent*) dan zat yang hadir dalam jumlah yang lebih kecil disebut sebagai zat terlarut (*solute*). Sebagai contoh, jika kita melarutkan satu sendok gula dalam segelas air, air adalah pelarut dan gula adalah zat terlarut. Larutan yang menggunakan air sebagai pelarut dinamakan larutan berair (*aqueous solutions*). Untuk memahami mengapa larutan berair bisa terbentuk maka kita harus mengenal lebih dahulu tentang sifat air.

Air adalah salah satu zat yang paling penting di bumi. Air sangat penting untuk mempertahankan reaksi yang membuat kita hidup. Air membantu menjaga suhu bumi, mendinginkan mesin mobil, mendinginkan pembangkit listrik tenaga nuklir, banyak dipakai dalam proses industri; sarana transportasi

pada permukaan bumi, media pertumbuhan sejumlah makhluk, dan banyak lagi yang lainnya.

Salah satu sifat yang paling berharga dari air adalah kemampuannya untuk melarutkan berbagai macam zat. Sebagai contoh, garam "menghilang" ketika Anda memercikkannya ke dalam air yang digunakan untuk memasak sayuran, demikian pula gula ketika Anda menambahnya ke es teh. Dalam setiap kasus, meskipun garam atau gula "menghilang" namun yakinlah bahwa zat tersebut jelas masih ada, Anda dapat mencicipinya. Apa yang terjadi ketika zat padat tersebut larut? Untuk memahami proses ini, kita perlu mempertimbangkan sifat air. Air terdiri dari kumpulan molekul H_2O . Masing-masing molekul H_2O berbentuk V, dengan sudut H-O-H sekitar 105 derajat:

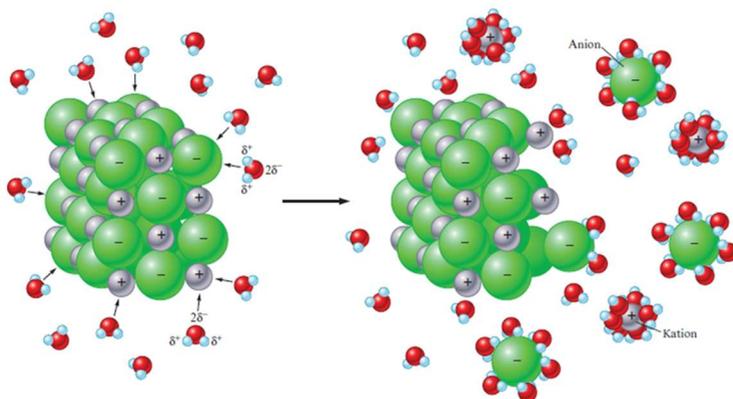


Gambar 1.3.
Struktur Molekul Air

Ikatan O – H dalam molekul air berupa ikatan kovalen yang dibentuk oleh pemakaian bersama pasangan elektron dari atom oksigen dan atom hidrogen. Namun, elektron-elektron ikatan tidak dibagi sama rata antara atom oksigen dan hidrogen karena oksigen memiliki daya tarik yang lebih besar untuk elektron tersebut daripada hidrogen. Jika elektron dibagi sama rata antara dua atom, keduanya akan bermuatan netral karena, rata-rata, jumlah elektron di sekitar masing-masing akan sama dengan jumlah proton dalam inti itu. Namun, karena atom oksigen memiliki daya tarik yang lebih besar bagi elektron,

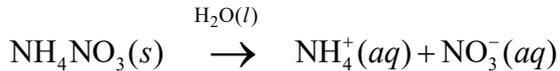
elektron ikatan cenderung menghabiskan lebih banyak waktu dekat oksigen daripada ke salah satu dari dua hidrogen. Dengan demikian atom oksigen sedikit kelebihan muatan negatif, dan atom hidrogen menjadi sedikit positif. Ini ditampilkan dalam Gambar 1.3, dimana tanda δ (delta) menunjukkan muatan parsial (muatan yang kurang dari satu satuan). Karena distribusi muatan ini tidak seimbang, maka molekul air dikatakan memiliki kutub, yakni kutub positif dan kutub negatif. Molekul yang memiliki kutub muatan disebut molekul polar. Memang polaritas inilah yang menyebabkan air memiliki kemampuan yang besar untuk melarutkan berbagai zat.

Skema melarutnya padatan ionik (natrium klorida) dalam air ditampilkan dalam Gambar 1.4 berikut. Perhatikan bahwa "ujung positif" molekul air tertarik ke anion bermuatan negatif dan bahwa "ujung negatif" tertarik ke kation bermuatan positif. Proses ini disebut hidrasi. Hidrasi ion cenderung menyebabkan garam "tersebar" di dalam air, atau larut. Gaya tarik yang kuat antara ion positif dan ion negatif dalam zat padat digantikan oleh interaksi yang kuat antara ion-air.



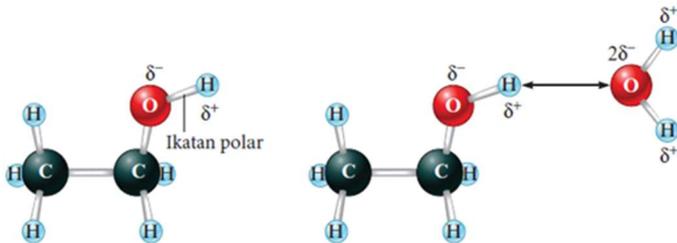
Gambar 1.4.
Proses pelarutan senyawa ionik natrium klorida dalam air

Sangat penting untuk Anda ketahui bahwa ketika zat-zat padat ionik (garam) larut dalam air, maka garam tersebut terurai menjadi individu-individu kation dan anion. Peristiwa peruraian ini kadang juga disebut **disosiasi**. Sebagai contoh, ketika amonium nitrat (NH_4NO_3) larut dalam air, maka akan dihasilkan larutan yang berisi ion NH_4^+ dan NO_3^- yang saling bebas untuk bergerak. Proses ini biasanya digambarkan secara simbolis sebagai berikut:



simbol (*aq*) menunjukkan bahwa ion tersebut terhidrasi oleh sejumlah molekul air (jumlah molekul air yang menghidrasi tidak ditentukan).

Air juga dapat melarutkan banyak zat nonionik. Misalnya, etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), adalah zat yang sangat larut dalam air. Mengapa etanol sangat larut dalam air? Jawabannya terletak pada struktur molekul etanol, yang ditampilkan dalam Gambar 1.5. Molekul etanol mengandung ikatan O – H seperti molekul air, yang membuatnya sangat larut dalam air. Interaksi air dengan etanol diwakili dalam Gambar 1.5.



Gambar 1.5.
Proses pelarutan senyawa molekuler etanol dalam air

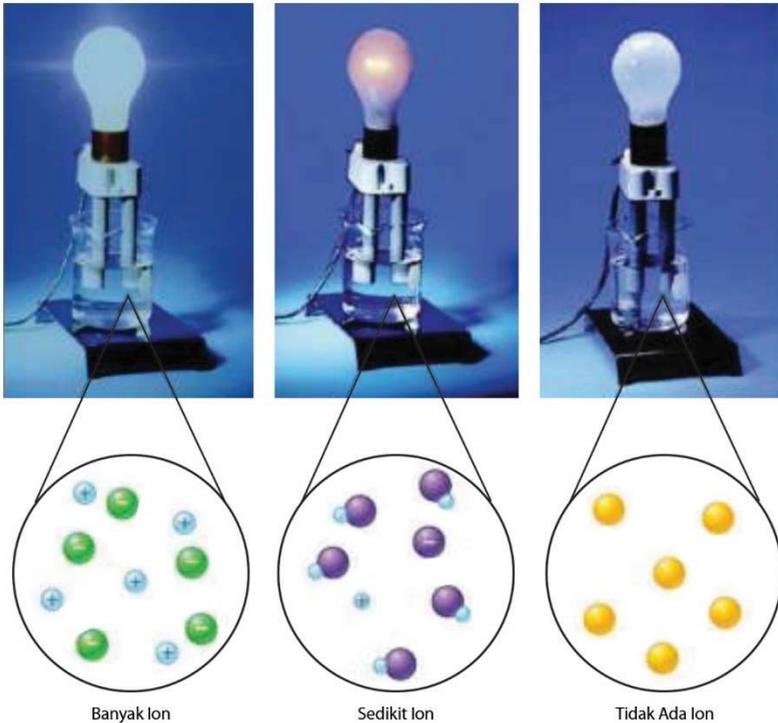
Banyak juga zat yang tidak larut dalam air. Air murni tidak akan melarutkan lemak hewan, karena molekul lemak nonpolar dan tidak berinteraksi secara efektif dengan molekul air yang polar. Secara umum, molekul polar dan ion akan lebih larut dalam air daripada zat-zat nonpolar, karena dalam hal ini berlaku kaidah "yang serupa akan saling melarutkan" atau lebih dikenal dengan kaidah "*Like dissolves like*". Aturan ini sangat berguna untuk memprediksi kelarutan.

C. IDENTIFIKASI LARUTAN ELEKTROLIT DAN NONELEKTROLIT

1. Daya Hantar Listrik Suatu Larutan

Sesuai definisi sebelumnya, larutan adalah campuran homogen dari dua zat atau lebih. Salah satu sifat yang berguna untuk mendeskripsikan suatu

larutan adalah dengan mengukur daya hantar atau konduktivitas listrik larutan, yakni kemampuan suatu larutan untuk menghantarkan arus listrik. Daya hantar listrik suatu larutan dapat diuji dengan menggunakan alat seperti yang ditunjukkan dalam Gambar 1.6 berikut ini.



Gambar 1.6.
Alat uji elektrolit

Jika larutan dalam wadah menghantarkan arus listrik, maka lampu bohlam menyala. Air murni bukanlah konduktor listrik, namun beberapa larutan dalam air dapat menghantarkan arus listrik dengan sangat efisien dan lampu bohlam dalam alat uji bersinar sangat cerah. Larutan demikian ini disebut **elektrolit kuat**. Larutan lainnya hanya menghantarkan arus listrik yang kecil dan lampu bohlam dalam alat uji bersinar remang; larutan ini umumnya mengandung **elektrolit yang lemah**. Beberapa larutan lainnya, tidak dapat menghantarkan

arus listrik sama sekali dan lampu bohlam dalam alat uji tetap tidak menyala; larutan ini mengandung zat **non-elektrolit**.

Sifat larutan yang dapat menghantar listrik pertama kali diidentifikasi dengan benar oleh Arrhenius (1859-1927). Arrhenius percaya bahwa konduktivitas larutan muncul karena adanya kehadiran ion-ion dalam larutan. Pada mulanya ide Arrhenius ini dicemooh oleh sebagian besar ilmuwan yang telah mapan pada saat itu. Namun, pada akhir tahun 1890 ketika atom ditemukan mengandung partikel bermuatan, maka teori ionik Arrhenius sangat masuk akal dan akhirnya diterima secara luas.

Menurut yang didalilkan oleh Arrhenius, kemampuan suatu larutan dapat menghantar arus listrik tergantung secara langsung pada jumlah ion yang hadir dalam larutan. Beberapa zat, seperti natrium klorida, mudah menghasilkan ion dalam larutan dan dengan demikian ia merupakan elektrolit kuat. Zat-zat lainnya, seperti asam asetat, memproduksi relatif sedikit ion ketika dilarutkan dalam air dan merupakan elektrolit yang lemah. Kelompok zat yang ketiga seperti gula, tidak mampu membentuk ion ketika dilarutkan dalam air dan merupakan zat yang nonelektrolit.

Meskipun metode eksperimental yang diilustrasikan pada Gambar 1.6 dapat berguna, seringkali Anda dapat mengenali ciri-ciri suatu senyawa sebagai nonelektrolit, elektrolit lemah, atau elektrolit kuat hanya dengan melihat formulanya. Langkah pertama adalah untuk menentukan apakah senyawa tersebut merupakan senyawa molekuler atau senyawa ionik.

Senyawa ionik mengandung kation atau ion positif (yang berupa ion logam atau ion amonium) dan anion (yang mungkin ion monoatomik atau poliatomik). Senyawa biner yang mengandung logam dan nonlogam hampir selalu merupakan senyawa ionik. Ion poliatomik terdiri dari kombinasi dua atau lebih atom. Karena ion-ion ini sering ditemui dalam kimia dasar, Anda harus tahu nama, rumus, dan muatan ion poliatomik tersebut. Semua senyawa ionik yang larut dalam air adalah elektrolit kuat.

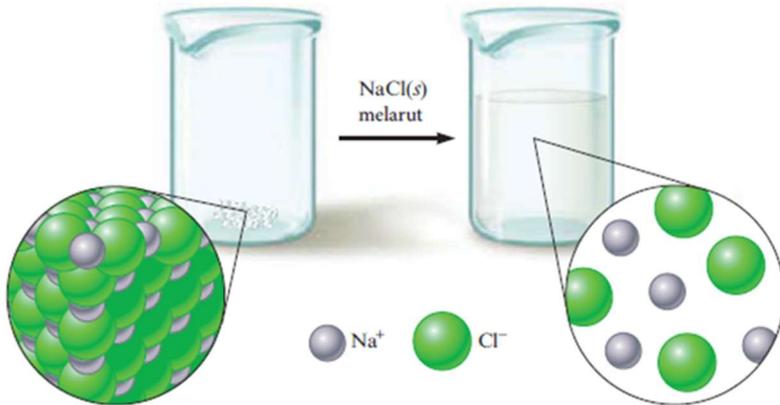
Jika suatu senyawa tidak mengandung ion logam atau ion amonium, senyawa tersebut hampir selalu merupakan senyawa molekuler. Senyawa molekuler pada umumnya terdiri dari dua unsur non logam. Dalam hal senyawa molekuler, maka Anda harus menentukan apakah senyawa tersebut merupakan asam atau basa. Jika berupa asam dan basa kuat maka senyawa tersebut merupakan elektrolit kuat dan jika sebaliknya maka merupakan elektrolit lemah. Jika senyawa molekuler bukan asam dan basa, pasti ia merupakan senyawa nonelektrolit.

2. Elektrolit Kuat

Elektrolit kuat adalah zat yang benar-benar terionisasi ketika larut dalam air, seperti yang dilukiskan dalam Gambar 1.6 sebelah kiri. Ada tiga kelompok elektrolit yang kuat:

- garam yang larut (*soluble*) dalam air,
- asam kuat, dan
- basa kuat.

Seperti yang ditunjukkan dalam Gambar 1.4, garam terdiri dari kation dan anion yang tersusun rapi dalam fasa padat dan kemudian terpisah menjadi ion-ion yang terhidrasi ketika garam tersebut larut dalam air. Sebagai contoh, ketika NaCl larut dalam air, menghasilkan ion Na^+ dan Cl^- yang terhidrasi dalam larutan seperti **Gambar 1.7** berikut.



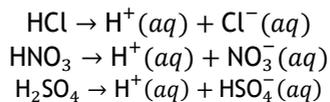
Gambar 1.7.
NaCl(s) melarut

Di dalam larutan, tidak ada satupun NaCl yang hadir. Dengan demikian NaCl adalah sebuah elektrolit yang kuat. Sangat penting untuk mengenali bahwa larutan ini mengandung jutaan molekul air yang tidak ditampilkan dalam Gambar 1.7 pada tingkat molekuler ini.

Salah satu penemuan paling penting dari Arrhenius adalah berkenaan dengan sifat asam. Keasaman pertama kali dikaitkan dengan rasa asam buah jeruk. Pada kenyataannya, kata asam berasal langsung dari kata Latin *acidus*, yang berarti "asam". Asam sulfat (H_2SO_4) dan asam nitrat (HNO_3), disebut

asam mineral dan dinamakan demikian karena mereka awalnya diperoleh dari pengolahan mineral yang ditemukan sekitar tahun 1300.

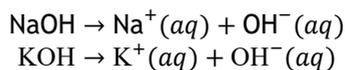
Meskipun asam dikenal selama ratusan tahun sebelum masa Arrhenius, tidak ada yang telah mengenali sifat penting mereka. Dalam studinya mengenai larutan, Arrhenius menemukan bahwa ketika zat HCl, HNO₃ dan H₂SO₄ larut dalam air, ketiganya berperilaku sebagai elektrolit yang kuat. Arrhenius berdalil bahwa hal ini terjadi karena reaksi ionisasi dalam air, misalnya:



Jadi Arrhenius akhirnya menyimpulkan bahwa asam adalah zat yang menghasilkan ion H⁺ (proton) ketika terlarut dalam air.

Studi konduktivitas ini menunjukkan bahwa ketika HCl, HNO₃ dan H₂SO₄ ditempatkan dalam air, setiap molekul mengion atau terionisasi. Zat ini adalah elektrolit yang kuat dan dengan demikian disebut **asam kuat**. Ketiga zat tersebut merupakan bahan kimia yang sangat penting, dan hal ini akan dibahas lebih rinci pada bab asam basa. Kesimpulan penting dari pembahasan ini adalah: asam sulfat, asam nitrat, asam klorida, adalah larutan dalam air dan masing-masing harus ditulis dalam persamaan kimia sebagai H₂SO₄(aq), HNO₃(aq) dan HCl(aq), meskipun mereka sering muncul tanpa simbol (aq).

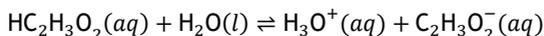
Kelompok penting lain elektrolit kuat terdiri dari basa kuat, senyawa ion yang terlarut yang mengandung ion hidroksida (OH⁻). Ketika senyawa ini dilarutkan dalam air, kation dan ion OH⁻ terpisah dan masing-masing bergerak secara independen. Larutan yang mengandung basa memiliki rasa pahit dan rasa licin. Basa yang paling umum dikenal adalah padatan natrium hidroksida (NaOH) atau kalium hidroksida (KOH) yang ketika dilarutkan dalam air menghasilkan ion-ion sebagai berikut:



3. Elektrolit Lemah

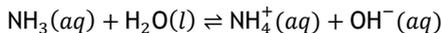
Elektrolit lemah adalah zat yang terionisasi dalam air, tetapi jumlah ion yang dihasilkan relatif sedikit ketika dilarutkan dalam air, seperti ditunjukkan pada Gambar 1.6 bagian tengah. Elektrolit lemah yang paling umum berupa

asam lemah dan basa lemah. Komponen utama cuka adalah asam asetat ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$). Formula ini ditulis untuk menunjukkan bahwa asam asetat memiliki dua jenis atom hidrogen yang berbeda secara kimiawi. Rumus untuk asam sering ditulis dengan atom hidrogen asam atau atom-atom (apapun yang akan menghasilkan ion H^+ dalam larutan) ditulis pertama (di awal rumus). Jika ada hidrogen non-asam, maka mereka ditulis belakangan dalam formula. Dengan demikian formula $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ menunjukkan ada satu hidrogen asam dan tiga atom hidrogen non-asam. Reaksi disosiasi untuk asam asetat dalam air dapat ditulis sebagai berikut:



Asam asetat sangat berbeda dari asam yang kuat karena hanya sekitar 1% dari molekul asam asetat yang terionisasi dalam larutan pada konsentrasi tertentu. Sebagai contoh, dalam larutan yang mengandung 0,1 mol $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ per liter larutan, maka untuk setiap 100 molekul $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ awal yang dilarutkan dalam air, sekitar 99 molekul $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ tetap utuh. Hanya satu molekul dari setiap 100 yang terionisasi (untuk menghasilkan satu ion H^+ dan satu ion $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$). Panah ganda dalam persamaan reaksi menunjukkan reaksi dapat terjadi di kedua arah. Karena asam asetat adalah elektrolit lemah, maka ia disebut asam lemah. Asam lemah seperti asam asetat, hanya sedikit menghasilkan ion dalam larutan sehingga hanya menghantar listrik dengan lemah.

Basa lemah yang paling umum adalah amonia (NH_3). Ketika amonia dilarutkan dalam air, ia bereaksi dengan air sebagai berikut:



Larutan amonia dalam air bersifat basa karena ion-ion OH^- yang dihasilkan dalam larutan. Amonia disebut basa lemah karena larutan yang dihasilkan adalah elektrolit lemah; yakni sangat sedikit ion yang dibentuk. Pada kenyataannya, dalam larutan yang mengandung 0,1 mol NH_3 per liter larutan, untuk setiap 100 molekul NH_3 awalnya dilarutkan, hanya satu ion NH_4^+ dan satu ion OH^- yang diproduksi; 99 molekul NH_3 tetap utuh. Panah ganda menunjukkan reaksi terjadi di kedua arah.

4. Nonelektrolit

Nonelektrolit adalah zat yang larut dalam air, tetapi tidak menghasilkan ion apapun. Contoh nonelektrolit adalah etanol (untuk rumus strukturnya lihat Gambar 1.5). Ketika etanol larut dalam air, seluruh molekul C_2H_5OH tersebar di dalam air. Karena molekul tidak pecah menjadi ion, larutan yang dihasilkan tidak menghantarkan arus listrik. Contoh non-elektrolit yang umum lainnya adalah gula tebu atau sukrosa yang rumusnya $C_{12}H_{22}O_{11}$. Sukrosa sangat larut dalam air tetapi tidak menghasilkan ion ketika larut. Molekul sukrosa tetap utuh.



LATIHAN

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

- 1) Apa yang dimaksud dengan zat murni, campuran, dan larutan?
- 2) Berikan 3 contoh masing-masing untuk zat murni, campuran, dan larutan!
- 3) Mengapa air merupakan pelarut yang universal, yakni dapat melarutkan sebagian besar zat?
- 4) Apa yang dimaksud dengan kaidah “*like dissolves like*”?
- 5) Menurut Arrhenius, kapan suatu zat disebut elektrolit kuat, elektrolit lemah dan nonelektrolit?
- 6) Berikan 3 contoh rumus dan nama masing-masing zat yang berupa elektrolit kuat, elektrolit lemah dan nonelektrolit?

Petunjuk Jawaban Latihan

- 1) Baca kembali subbab Klasifikasi Materi
- 2) Jawaban ada di subbab Klasifikasi Materi
- 3) Karena air adalah molekul polar yang mampu melarutkan sebagian besar senyawa ionik dan senyawa kovalen polar
- 4) Molekul polar dan senyawa ionik akan lebih mudah larut dalam zat-zat nonpolar
- 5) Kelompok zat yang mudah menghasilkan ion dalam larutan disebut elektrolit kuat. Zat-zat yang memproduksi relatif sedikit ion ketika dilarutkan dalam air disebut elektrolit lemah. Kelompok zat yang tidak mampu membentuk ion ketika dilarutkan dalam air disebut nonelektrolit

- 6) Lihat jawabannya di subbab Identifikasi Larutan Elektrolit dan Non Elektrolit



RANGKUMAN

Semua materi dapat berada dalam bentuk sebagai suatu zat murni atau campuran zat. Secara fisik campuran ada yang homogen (seragam komposisi seluruh bagiannya) dan ada yang heterogen (ada ketidakseragaman pada bagian tertentu). Campuran yang homogen disebut larutan. Komponen yang jumlahnya sedikit disebut zat terlarut, sedangkan komponen yang jumlahnya lebih banyak disebut pelarut. Bila jumlah zat yang dilarutkan (zat terlarut) banyak dikatakan larutan pekat, sedang bila zat terlarutnya sedikit disebut larutan encer. Air disebut pelarut universal sebab air dapat melarutkan bermacam-macam zat.

Sifat melarutnya zat-zat dikenal dengan sebutan “partikel sejenis melarutkan partikel sejenis” atau “*like dissolves like*”, artinya pelarut polar akan lebih mudah melarutkan zat yang polar, sedangkan pelarut nonpolar akan lebih mudah melarutkan zat nonpolar juga. Ditinjau dari kemampuannya menghantarkan arus listrik, larutan dikelompokkan menjadi tiga kelompok yaitu elektrolit kuat, elektrolit lemah dan nonelektrolit. Larutan yang menghantar listrik dengan kuat, zat terlarutnya berasal dari garam yang larut dalam air, asam kuat dan basa kuat. Larutan yang menghantar listrik dengan lemah, zat terlarutnya berasal dari asam lemah dan basa lemah, sedangkan larutan yang tidak menghantar listrik, zat terlarutnya merupakan nonelektrolit.



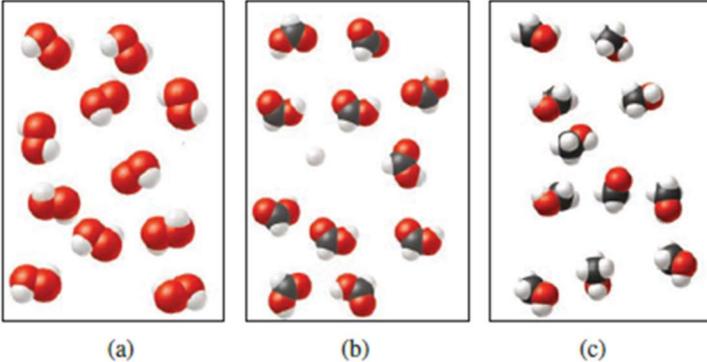
TES FORMATIF 1

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Yang **bukan** merupakan campuran homogen adalah
- air dalam alkohol
 - oksigen dalam air
 - solar dalam bensin
 - gula dalam bensin
 - garam dalam air

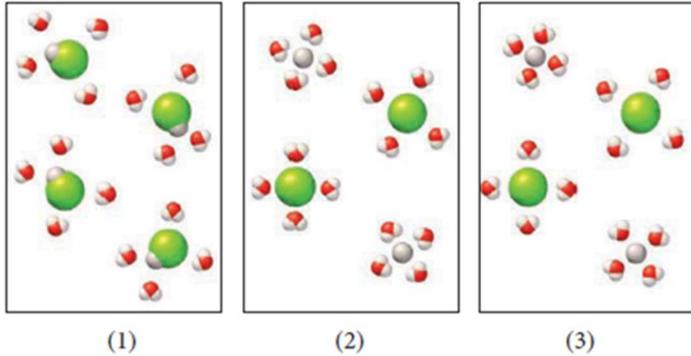
- 2) Senyawa ionik yang larut dalam air adalah
- selalu nonelektrolit
 - selalu elektrolit lemah
 - selalu elektrolit kuat
 - tidak pernah berupa elektrolit kuat
 - kadang-kadang nonelektrolit
- 3) Senyawa molekuler yang larut dalam air adalah
- selalu nonelektrolit
 - selalu elektrolit lemah
 - selalu elektrolit kuat
 - tidak pernah berupa elektrolit kuat
 - kadang-kadang elektrolit kuat
- 4) Senyawa berikut yang merupakan elektrolit lemah
- NaI
 - LiCl
 - $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$
 - HNO_3
 - KNO_3
- 5) Senyawa berikut yang merupakan elektrolit kuat
- HF
 - HCN
 - NH_3
 - NaF
 - H_2O

- 6) Setiap Gambar berikut mewakili suatu larutan. Secara berturut-turut, masing-masing zat terlarut dapat diklasifikasikan sebagai



- A. elektrolit kuat, elektrolit lemah, elektrolit lemah
 B. nonelektrolit, elektrolit lemah, nonelektrolit
 C. elektrolit lemah, nonelektrolit, elektrolit lemah
 D. nonelektrolit, nonelektrolit, nonelektrolit
 E. elektrolit kuat, elektrolit lemah, nonelektrolit
- 7) Air dinamakan pelarut universal karena
- A. air dapat diminum
 B. sebagian permukaan bumi ditutupi oleh air
 C. harganya murah dan mudah diperoleh
 D. air mempunyai daya larut yang baik
 E. air merupakan molekul yang polar

- 8) Diagram yang dengan benar mewakili hidrasi NaCl ketika dilarutkan dalam air



- A. hanya (1)
 B. hanya (2)
 C. hanya (3)
 D. hanya (1) dan (3)
 E. semua diagram
- 9) Yang dimaksud dengan *like dissolves like* adalah
 A. cara menentukan pelarut
 B. partikel sejenis mudah larut dalam partikel yang sejenis
 C. pelarut polar dapat melarutkan zat yang polar dan nonpolar
 D. pelarut nonpolar sukar melarutkan zat
 E. pelarut polar mudah menguap
- 10) Di antara senyawa berikut yang mudah larut dalam air
 A. CO_2
 B. CH_3OH
 C. C_6H_6
 D. CCl_4
 E. C_8H_{18}

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 ke Kegiatan Belajar 2. **Bagus!** Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 1, terutama bagian yang belum Anda kuasai.

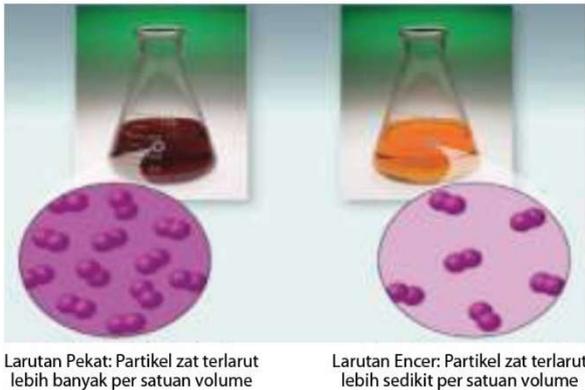
KEGIATAN BELAJAR 2

Konsentrasi Larutan

Pernahkan Anda mengunjungi sahabat atau kerabat di rumah sakit. Sebagian orang sakit, harus diberi cairan infus untuk berbagai keperluan. Kalau Anda perhatikan, pada botol infus biasanya tertera tulisan “NATRIUM KLOORIDA 0,9%?”. Mengapa cairan infus mengandung natrium klorida 0,9%?. Bagaimana caranya membuat cairan infus yang mengandung natrium klorida 0,9%. Anda harus mempelajari konsentrasi larutan dan cara mengubah dari satu sistem konsentrasi ke konsentrasi lainnya. Kegiatan Belajar ini membantu Anda untuk memahami konsentrasi.



Reaksi kimia sering berlangsung ketika dua larutan dicampur. Untuk melakukan perhitungan stoikiometri dalam kasus tersebut, kita harus tahu dua hal: (1) sifat reaksi, yang tergantung pada sifat-sifat bahan kimia yang ada dalam larutan, dan (2) jumlah bahan kimia yang hadir dalam larutan, biasanya dinyatakan sebagai komposisi. Jadi komposisi itu digunakan untuk menyatakan banyaknya masing-masing komponen yang hadir dalam suatu larutan.



Gambar 1.8
Larutan pekat dan larutan encer

Jika suatu larutan dalam air dicampur dengan larutan lainnya, yang bereaksi biasanya adalah zat terlarut. Untuk menyatakan banyaknya zat terlarut dalam suatu larutan atau dalam sejumlah pelarut digunakan istilah konsentrasi. Jadi konsentrasi larutan menunjukkan banyaknya zat terlarut dalam suatu larutan atau dalam sejumlah pelarut. Walaupun istilah konsentrasi lebih populer daripada komposisi, namun keduanya dapat Anda gunakan. Apabila jumlah zat terlarut banyak, secara kualitatif disebut larutan pekat dan jika jumlah zat terlarutnya sedikit maka larutannya disebut encer, perhatikan Gambar 1.8.

Secara kuantitatif, konsentrasi larutan dapat digambarkan dalam berbagai cara, seperti yang kita akan bahas dalam kegiatan belajar ini. Di antara banyak cara menyatakan konsentrasi, yang akan kita bahas dalam kegiatan belajar ini adalah persen massa, fraksi mol, molaritas, molalitas, dan part per million (ppm) atau bagian per juta (bpj). Agar bisa menyatakan konsentrasi dalam berbagai cara maka kita akan mempelajari cara mengubah satuan konsentrasi ke satuan konsentrasi lainnya dan mengubah besarnya konsentrasi melalui pengenceran atau penambahan pelarut.

A. PERSEN MASSA

Cara pertama menyatakan konsentrasi yang akan kita bahas adalah persen massa. Persen massa menyatakan massa zat terlarut dibagi massa larutan dikalikan 100%, sehingga dapat dihitung dengan rumus:

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

Contoh Soal

Suatu larutan dibuat dengan cara mencampurkan 1,00 g etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) dengan 100,0 g air. Hitunglah persen massa etanol di dalam larutan ini.

Penyelesaian

$$\begin{aligned} \% \text{ massa } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} &= \frac{\text{massa } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}{\text{massa larutan}} \times 100\% \\ &= \frac{1,00 \text{ g}}{1,00 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 100,0 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} \times 100\% \\ &= 0,990\% \end{aligned}$$

Perhatikan bahwa massa larutan adalah massa zat terlarut ditambah massa pelarut. Persen massa seringkali disebut juga dengan persen berat. Walaupun istilah persen berat ini kurang tepat namun kalau Anda menemui istilah tersebut maka Anda dapat menganggapnya sebagai persen massa.

B. FRAKSI MOL

Cara kedua menyatakan konsentrasi yang akan kita bahas adalah fraksi mol yang umumnya diberi simbol x (huruf x kecil). Fraksi mol menyatakan banyaknya mol zat terlarut dibagi jumlah mol total (yakni jumlah mol zat terlarut ditambah jumlah mol pelarut), sehingga fraksi mol dapat dihitung dengan rumus:

$$\text{fraksi mol zat terlarut} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{mol total}}$$

Anda harus hati-hati menggunakan istilah mol untuk larutan. Ada istilah massa larutan dan volume larutan, tetapi tidak ada istilah mol larutan. Jadi pastikan Anda tidak pernah menggunakan istilah mol larutan.

Apabila zat terlarutnya adalah zat A dan pelarutnya adalah zat B, maka fraksi mol A secara simbolis dihitung dengan rumus

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

dengan x_A adalah fraksi mol zat A, n_A adalah mol zat A, dan n_B adalah mol zat B.

Untuk menghitung fraksi mol zat terlarut, kita harus menghitung mol masing-masing komponen terlebih dahulu yaitu menghitung mol zat terlarut dan menghitung mol pelarut. Ingat jumlah mol senyawa A (n_A) dapat dihitung dengan rumus:

$$n_A = \text{massa A} \times \frac{1 \text{ mol A}}{\text{massa 1 mol A}}$$

Satuan massa adalah gram (g) sehingga satuan massa bisa saling dicoret dan di dapatkan mol A.

Contoh Soal

Suatu larutan dibuat dengan cara mencampurkan 1,00 g etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) dengan 100,0 g air untuk mendapatkan volume akhir larutan sebesar 100 mL. Hitunglah fraksi mol etanol di dalam larutan ini.

Penyelesaian

mol etanol ($n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}$) dan mol air ($n_{\text{H}_2\text{O}}$) masing-masing adalah

$$n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 1,00 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0,0217 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

dan

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 100,0 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 5,56 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Sehingga fraksi mol etanol ($x_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}$) adalah

$$x_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = \frac{n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}}{n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,0217 \text{ mol}}{0,0217 \text{ mol} + 5,56 \text{ mol}} = 0,0039$$

C. MOLARITAS

Cara ketiga menyatakan konsentrasi yang akan kita bahas adalah molaritas. Molaritas menyatakan banyaknya mol zat terlarut dibagi volume total larutan dalam satuan liter, sehingga satuan molaritas adalah mol per liter (mol L^{-1}). Satuan mol L^{-1} ini diberi simbol M (huruf besar M). Molaritas larutan dapat dihitung dengan rumus:

$$M = \text{molaritas} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{liter larutan}}$$

Perhatikan baik-baik: volume yang digunakan untuk menghitung molaritas adalah volume larutan (yakni volume total zat terlarut dan pelarut).

Contoh Soal

Suatu larutan dibuat dengan cara mencampurkan 1,00 g etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) dengan 100,0 g air untuk mendapatkan volume akhir larutan sebesar 100 mL. Hitunglah molaritas larutan ini.

Penyelesaian

Mol zat terlarut telah dihitung pada contoh 2, yakni $n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0,0217$ mol. Volume larutan adalah 100,0 mL atau 0,1000 L sehingga

$$\text{molaritas} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{liter larutan}} = \frac{0,0217 \text{ mol}}{0,1000 \text{ liter}} = 0,217 \text{ M}$$

D. MOLALITAS

Cara keempat menyatakan konsentrasi yang akan kita bahas adalah molalitas. Molalitas menyatakan banyaknya mol zat terlarut dibagi massa pelarut dalam satuan kilogram, sehingga satuan molalitas adalah mol per kg (mol kg^{-1}). Satuan mol kg^{-1} ini diberi simbol *m* (huruf kecil *m*). Molalitas larutan dapat dihitung dengan rumus:

$$m = \text{molalitas} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{kilogram pelarut}}$$

Perhatikan baik-baik: massa yang digunakan untuk menghitung molalitas hanya massa pelarut.

Contoh Soal

Suatu larutan dibuat dengan cara mencampurkan 1,00 g etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) dengan 100,0 g air untuk mendapatkan volume akhir larutan sebesar 100 mL. Hitunglah molalitas larutan ini.

Penyelesaian

Mol zat terlarut telah dihitung pada contoh 2, yakni $n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0,0217$ mol. Massa pelarut diketahui dari soal sebesar 100,0 g atau 0,1000 kg sehingga

$$\text{molalitas} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{kg pelarut}} = \frac{0,0217 \text{ mol}}{0,1000 \text{ kg pelarut}} = 0,217 \text{ m}$$

Perhatikan betul perbedaan antara molaritas dengan molalitas.

E. PART PER MILLION (PPM)

Satuan bagian per juta (ppm) dan bagian per miliar (ppb = *part per billion*) sering digunakan oleh kimiawan lingkungan. Secara umum, 1 ppm berarti 1 bagian dari zat terlarut untuk setiap 10^6 bagian larutan. Secara matematis, berdasarkan massa maka

$$\text{ppm} = \frac{\mu\text{g zat terlarut}}{\text{g larutan}} = \frac{\text{mg zat terlarut}}{\text{kg larutan}}$$

Dalam kasus konsentrasi larutan sangat encer, konsentrasi 1 ppm sama dengan 1 μg zat terlarut per 1 mL larutan karena untuk pelarut air maka massa 1 mL larutan sama dengan 1 g (ingat, densitas air 1 g mL^{-1}). Bagian per miliar didefinisikan dengan cara yang sama.

Ilmuwan ahli atmosfer sering menggunakan rasio pencampuran untuk mengekspresikan konsentrasi senyawa yang jumlahnya sangat kecil di udara. Rasio pencampuran sering dinyatakan sebagai ppmv (bagian per juta volume). Jika volume A diketahui maka

$$\text{ppmv } A = \frac{\text{volume A pada STP}}{\text{volume total udara pada STP}} \times 10^6$$

Di dalam kegiatan pembelajaran ini, jika tidak disebut secara khusus maka yang dimaksud ppm adalah berdasarkan massa.

Contoh Soal

Suatu larutan dibuat dengan cara mencampurkan 1,00 g etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) dengan 100,0 g air untuk mendapatkan volume akhir larutan sebesar 100 mL. Hitunglah berapa ppm konsentrasi etanol dalam larutan ini.

Penyelesaian

Dalam soal hanya ditanya berapa ppm (tidak disebut secara khusus) maka yang dimaksud adalah ppm berdasarkan berat. Dengan demikian dapat digunakan rumus

$$\text{ppm} = \frac{\mu\text{g zat terlarut}}{\text{g larutan}} = \frac{\text{mg zat terlarut}}{\text{kg larutan}}$$

maka massa zat terlarut harus dinyatakan dalam μg . Seperti sudah Anda pelajari di Kimia Dasar 1, gunakan faktor konversi berikut.

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} = 1.000.000 \text{ mg} == 1.000.000.000 \mu\text{g}$$

Massa zat terlarut $1 \text{ g} = 1.000.000 \mu\text{g}$ dan massa larutan adalah massa total zat terlarut ditambah massa pelarut, yakni 101 g . Dengan demikian konsentrasi etanol adalah

$$\text{konsentrasi etanol} = \frac{\mu\text{g zat terlarut}}{\text{g larutan}} = \frac{1.000.000 \mu\text{g}}{101 \text{ g}} = 9.901 \text{ ppm}$$

F. MENGUBAH SATUAN KONSENTRASI

Agar dapat mengubah konsentrasi dari satu satuan ke satuan yang lain, silakan pelajari dengan baik contoh berikut ini.

Contoh Soal

Larutan elektrolit yang digunakan dalam aki mobil adalah larutan asam sulfat dengan konsentrasi $3,75 \text{ M}$ yang memiliki kerapatan atau densitas $1,230 \text{ g mL}^{-1}$. Nyatakan konsentrasi asam sulfat tersebut dalam persen massa, fraksi mol, molalitas, dan bagian per juta.

Penyelesaian

Di dalam soal ini hanya diketahui molaritas dan densitas larutan. Berangkat dari definisi molaritas

$$\text{molaritas} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{liter larutan}}$$

maka 3,75 M berarti ada 3,75 mol H_2SO_4 (asam sulfat) dalam 1 liter larutan.

Jadi dalam contoh ini berarti diketahui tiga hal, yakni mol zat terlarut 3,75 mol H_2SO_4 , volume larutan 1 liter, dan densitas larutan $1,230 \text{ g mL}^{-1}$. Dengan demikian, maka

Massa asam sulfat ($m_{\text{H}_2\text{SO}_4}$) adalah

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 3,75 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \times \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 367,5 \text{ g}$$

Massa larutan adalah

$$m_{\text{larutan}} = \frac{1,230 \text{ g}}{1 \text{ mL larutan}} \times 1 \text{ L larutan} \times \frac{1.000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 1.230 \text{ g}$$

(ingat, massa = densitas x volume)

Massa larutan = massa zat terlarut + massa pelarut = massa asam sulfat + massa air

Massa pelarut = massa air = $1.230 \text{ g} - 367,5 \text{ g} = 862,5 \text{ g}$.

Mol air ($n_{\text{H}_2\text{O}}$) dihitung sebagai berikut.

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 862,5 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 47,92 \text{ mol}$$

Jika hasil perhitungan tersebut diringkas maka

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 367,5 \text{ g}; n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 3,75 \text{ mol}; m_{\text{H}_2\text{O}} = 862,5 \text{ g}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 47,92 \text{ mol}; V_{\text{lar}} = 1 \text{ L}$$

Sehingga

$$\% \text{ massa H}_2\text{SO}_4 = \frac{367,5 \text{ g}}{367,5 \text{ g} + 862,5 \text{ g}} \times 100\% = 29,88\%$$

$$x_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{3,75 \text{ mol}}{3,75 \text{ mol} + 47,92 \text{ mol}} = 0,07$$

$$\text{molalitas } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{3,75 \text{ mol}}{0,8625 \text{ kg pelarut}} = 4,35 \text{ m}$$

$$\text{konsentrasi } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{mg zat terlarut}}{\text{kg larutan}} = \frac{367.500 \text{ mg}}{1,230 \text{ kg}} = 298.781 \text{ ppm}$$

G. PENGENCERAN

Larutan dari bahan yang umum digunakan biasanya disimpan di ruang laboratorium dalam bentuk larutan pekat dengan konsentrasi besar. Larutan dengan konsentrasi pekat ini umumnya tersedia di laboratorium sebagai larutan cadangan (larutan *stok*). Seringkali kita perlu mengencerkan larutan cadangan ini sebelum menggunakannya. Pengenceran adalah proses pembuatan larutan yang kurang pekat dari larutan pekat. Misalkan kita ingin menyiapkan 1,00 L larutan 0,400 M KMnO_4 dari larutan 1,00 M KMnO_4 . Untuk tujuan ini kita membutuhkan 0,400 mol KMnO_4 . Karena di dalam larutan cadangan ada 1,00 mol KMnO_4 untuk tiap 1,00 L larutan 1,00 M KMnO_4 , atau ada 0,400 mol KMnO_4 untuk tiap 0,400 L maka dapat dibuat persamaan sederhana berikut

$$\frac{1,00 \text{ mol } \text{KMnO}_4}{1,00 \text{ L larutan}} = \frac{0,400 \text{ mol } \text{KMnO}_4}{0,400 \text{ L larutan}}$$

Oleh karena itu, kita harus mengambil 400 mL dari larutan 1,00 M KMnO_4 dan mengencerkannya menjadi 1,00 L dengan menambahkan air (dalam labu volumetrik 1,00 L). Metode ini memberi kita 1,00 L dari 0,400 M KMnO_4 yang diinginkan.

Perhatikan! Di dalam melakukan proses pengenceran, ingatlah bahwa penambahan lebih banyak pelarut ke sejumlah larutan stok (larutan cadangan) hanya menurunkan konsentrasi larutan tanpa mengubah jumlah mol zat terlarut yang ada dalam larutan.

Karena jumlah mol zat terlarut sebelum pengenceran sama dengan setelah pengenceran, maka kita bisa menulis rumus

$$M_c \times L_c = M_b \times L_b$$

M_c adalah molaritas larutan cadangan yakni larutan pekat, L_c adalah volume larutan cadangan dalam satuan liter, M_b adalah molaritas larutan yang lebih encer (larutan baru) yang akan dibuat, L_b adalah volume larutan baru yang akan dibuat dinyatakan dalam liter.

Namun di dalam laboratorium lebih sering digunakan satuan volume dalam mL maka rumus pengenceran di atas dapat ditulis dalam bentuk

$$M_c \times mL_c = M_b \times mL_b$$

Di dalam persamaan ini perkalian antara molaritas dan volume dalam mililiter hasilnya adalah mmol.

Contoh

Berapa volume 12,0 M HCl yang harus digunakan untuk menyiapkan 250,0 mL 0,125 M HCl?

Penyelesaian

Anda dapat menggunakan rumus $M_c \times mL_c = M_b \times mL_b$ untuk menghitung mL_c .

$$mL_c = \frac{M_b}{M_c} \times mL_b$$

$$mL_c = \frac{0,125 \text{ M}}{12,0 \text{ M}} \times 250,0 \text{ mL} = 2,60 \text{ mL}$$

H. CARA MEMBUAT LARUTAN

CARA MEMBUAT LARUTAN DARI ZAT PADAT

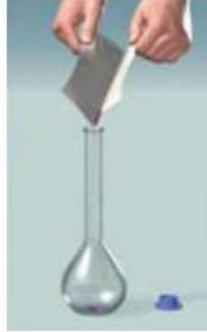
2. Timbang KMnO_4
(Timbangan digital bisa otomatis mengurangi massa kertas yang ikut ditimbang)



3. Massa yang ditimbang tidak bisa tepat sama dengan massa yang dihitung.



4. Pindahkan KMnO_4 yang sudah ditimbang ke dalam labu volume



1. Hitung massa KMnO_4 untuk membuat konsentrasi 0,1 M.

$$\frac{0,1 \text{ mol}}{\text{L}} \times 0,2500 \text{ L} = 0,02500 \text{ mol}$$

$$0,02500 \text{ mol} \times \frac{158,04 \text{ g}}{\text{mol}} = 3,951 \text{ g KMnO}_4$$



5. Tambahkan air secukupnya untuk melarutkan KMnO_4 .



6. Goyang labu volume agar zat padat larut.



8. Tambahkan air tetes demi tetes sampai tanda batas pada labu volume.



7. Tambahkan lagi airnya.



9. Setelah campur sempurna, hitung konsentrasi larutan yang sebenarnya.

Tujuan utama membuat larutan adalah

Membuat larutan yang konsentrasinya diketahui dengan tepat. Konsentrasi ini harus sangat dekat dengan konsentrasi yang diinginkan dalam contoh ini 0,1 M.

$$3,896 \text{ g KMnO}_4 \times \frac{1 \text{ mol}}{158,04 \text{ g}} = 0,024652 \text{ mol}$$

$$\frac{0,024652 \text{ mol}}{0,2500 \text{ L}} = 0,09861 \text{ M}$$

Gambar 1.9 Langkah-langkah membuat larutan di laboratorium



LATIHAN

Untuk memperdalam pemahaman Anda mengenai materi Konsentrasi Larutan, kerjakanlah latihan berikut!

- 1) Larutan KOH mengandung 5,6 % massa KOH. Bila densitas larutan adalah $1,1 \text{ g mL}^{-1}$, berapa:
 - a. molaritas larutan
 - b. molalitas larutan
 - c. fraksi mol KOH dalam larutan
 - d. ppm KOH
- 2) 25 mL larutan HCl 0,1 M dicampur dengan 225 mL larutan HCl 0,2 M. Berapa konsentrasi campuran larutan sekarang?
- 3) Suatu larutan dibuat dengan melarutkan 22,4 g MgCl_2 dalam 0,2 L air. Jika densitas air murni $1,00 \text{ g mL}^{-1}$ dan densitas larutan yang dihasilkan $1,089 \text{ g mL}^{-1}$, hitung fraksi mol, molaritas, dan molalitas larutan MgCl_2 ini!

Petunjuk Jawaban Latihan

- 1) KOH dengan konsentrasi 5,6% massa berarti larutan tersebut mengandung 5,6 g KOH dalam 100 g larutan. Mr. KOH = 56.
Lakukan analisis soal, molaritas menyatakan mol L^{-1} larutan, jadi:
Ubah 5,6 g KOH dalam mol
Ubah massa 100 g larutan menjadi volume dengan memakai rapatannya
Hasilnya adalah a) 1,1 M; b) 1,06 m, dan c) $X_{\text{KOH}} = 0,018$
- 2) Untuk soal ini Anda tinggal memasukkan dalam rumus yang ada di halaman 14.
- 3) Untuk menghitung fraksi mol, Anda hitung dulu mol MgCl_2 dan mol H_2O
Karena Mr. $\text{MgCl}_2 = 95$ dan Mr. $\text{H}_2\text{O} = 18$
Maka didapatkan $\text{MgCl}_2 = 0,235 \text{ mol}$ dan $\text{H}_2\text{O} = 11,1 \text{ mol}$
Sekarang Anda sudah dapat menghitung $X_{\text{MgCl}_2} = 0,0207$
Untuk menghitung molaritas, hitung dulu massa larutan = 22,4 g $\text{MgCl}_2 + 200 \text{ g H}_2\text{O} = 222,4 \text{ g}$

Kemudian ubah massa larutan menjadi volume dengan memakai densitas larutan, dari perhitungan didapat volume larutan = $222,4 \text{ g} / 1,089 \text{ g L}^{-1} = 204 \text{ mL}$

Di atas Anda sudah menghitung mol $\text{MgCl}_2 = 0,235 \text{ mol}$

Molaritas $\text{MgCl}_2 = 0,235 \text{ mol} / 0,204 \text{ L} = 1,15 \text{ M}$

Molalitas = mol $\text{MgCl}_2 / \text{kg air} = 0,235 \text{ mol} / 0,2 \text{ kg} = 1,18 \text{ mol kg}^{-1}$



RANGKUMAN

1. Molaritas (M) = jumlah mol zat terlarut dalam 1 liter larutan
2. Molalitas (m) = jumlah mol zat terlarut dalam 1000 g pelarut
3. Persen massa = jumlah gram zat terlarut tiap 100 gram larutan
4. Fraksi mol = mol zat terlarut dibagi mol total dari komponen penyusun larutan
5. ppm = 1 mg zat terlarut tiap 1 kg larutan.



TES FORMATIF 2

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Jika ke dalam 50 mL larutan NaOH 0,2 M ditambahkan 150 mL air maka molaritas larutan sesudah diencerkan adalah...
 - A. 0,05 M
 - B. 0,07 M
 - C. 0,08 M
 - D. 0,55 M
 - E. 0,65 M

- 2) Larutan yang terjadi bila 1 mol zat dilarutkan dalam 1000 g pelarut disebut larutan....
 - A. 0,1 molal
 - B. 0,1 molar
 - C. 1 molal
 - D. 1 molar
 - E. 1 ppm

- 3) Konsentrasi larutan yang dinyatakan dengan ppm atau bpj menunjukkan....
- gram zat terlarut per liter larutan
 - mg zat terlarut per mL larutan
 - gram zat terlarut per 100 mL larutan
 - mg zat terlarut per liter larutan
 - kg zat terlarut per liter larutan
- 4) Suatu campuran terdiri dari 7,8gram C_6H_6 dan 36gram CCl_4 maka fraksi mol CCl_4 ($Mr. C_6H_6 = 78$, $Mr. CCl_4 = 154$) adalah....
- 0,863
 - 0,683
 - 0,386
 - 0,369
 - 0,200
- 5) Larutan urea $(NH_4)_2CO$ mengandung 20% berat urea, jumlah air yang terdapat dalam 1 kg larutan adalah....
- 600 g
 - 400 g
 - 200 g
 - 100 g
 - 20 g
- 6) Berapa mL air yang harus ditambahkan ke dalam larutan HCl 0,5 M supaya dihasilkan 500 mL HCl 0,2 M....
- 100 mL
 - 200 mL
 - 300 mL
 - 400 mL
 - 600 mL
- 7) Larutan HCl dengan konsentrasi 0,02 M bila dinyatakan dengan ppm adalah ($Mr HCl = 36,5$)....
- 7300 ppm
 - 3700 ppm
 - 730 ppm
 - 370 ppm
 - 37 ppm

- 8) Fraksi mol C_2H_5OH dan H_2O dalam larutan alkohol yang konsentrasinya 46% massa adalah ($M_r. H_2O = 18$, $M_r. C_2H_5OH = 46$)....
- A. fraksi mol alkohol = 0,75; fraksi mol air = 0,25
 - B. fraksi mol alkohol = 0,65; fraksi mol air = 0,35
 - C. fraksi mol alkohol = 0,35; fraksi mol air = 0,65
 - D. fraksi mol alkohol = 0,25; fraksi mol air = 0,75
 - E. fraksi mol alkohol = 0,20; fraksi mol air = 0,80
- 9) Pada $20\text{ }^\circ\text{C}$, $0,258\text{ m}$ larutan glukosa ($C_6H_{12}O_6$) memiliki densitas $1,0173\text{ g mL}^{-1}$. Molaritas larutan ini adalah....
- A. $0,251\text{ M}$
 - B. $0,258\text{ M}$
 - C. $0,300\text{ M}$
 - D. $0,448\text{ M}$
 - E. $0,456\text{ M}$
- 10) Pada $25\text{ }^\circ\text{C}$, suatu larutan yang mengandung 25 persen massa H_2SO_4 memiliki densitas $1,178\text{ g mL}^{-1}$. Molaritas dan molalitas dari larutan ini adalah....
- A. $3,00\text{ M}$ dan $3,40\text{ m}$
 - B. $3,40\text{ M}$ dan $3,40\text{ m}$
 - C. $3,00\text{ M}$ dan $3,00\text{ m}$
 - D. $3,00\text{ M}$ dan $2,98\text{ m}$
 - E. $3,44\text{ M}$ dan $3,14\text{ m}$

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 ke Kegiatan Belajar 3. **Bagus!** Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 2, terutama bagian yang belum dikuasai.

KEGIATAN BELAJAR 3**Sifat Koligatif Larutan**

Es krim, makanan yang disukai sebagian besar orang ini, dibuat dengan menggunakan sifat koligatif larutan. Ya, es krim dibuat atas dasar prinsip penurunan titik beku larutan, salah satu sifat koligatif yang akan kita pelajari dalam kegiatan belajar ini.



Tahukah Anda, sifat koligatif lainnya, yang juga banyak diterapkan di bidang kesehatan. Bacalah, dan Anda akan mengetahui banyak hal di sekitar kita yang selalu ada kaitannya dengan larutan dan sifat-sifat fisiknya.

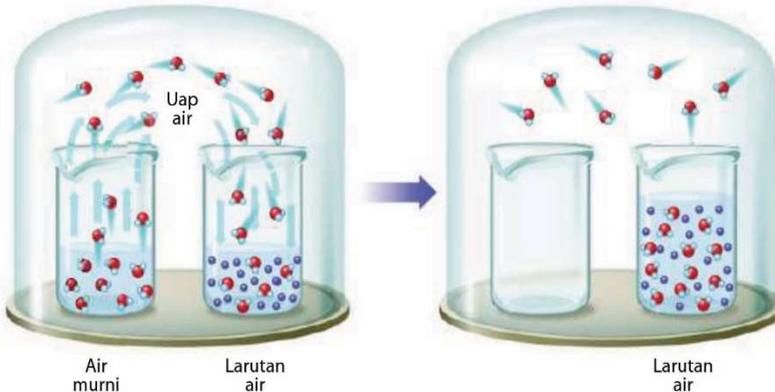
Sifat koligatif adalah sifat yang tergantung pada jumlah partikel zat terlarut dalam larutan tetapi tidak bergantung pada sifat partikel zat terlarut. Jadi sifat koligatif larutan tergantung pada konsentrasi partikel zat terlarut dan tidak tergantung dari jenis partikel, apakah berupa atom, molekul atau ion. Yang termasuk sifat koligatif adalah penurunan tekanan uap, kenaikan titik didih, penurunan titik beku, dan tekanan osmosis. Kita akan mempelajari terlebih dulu sifat koligatif larutan encer dari nonelektrolit.

A. PENURUNAN TEKANAN UAP

Larutan cair memiliki sifat-sifat fisik yang cukup berbeda dari pelarut murni. Fakta ini sangat penting dan memiliki banyak kegunaan praktis. Fakta ini juga menunjukkan dengan jelas bahwa zat terlarut memiliki efek pada sifat-sifat pelarut. Zat terlarut dari suatu larutan cair ada dua macam. Pertama adalah kelompok zat terlarut nonvolatil (tidak mudah menguap) dan ini umumnya berupa zat padat seperti NaCl, sukrosa (gula), atau basa seperti KOH atau NaOH. Kelompok kedua adalah zat terlarut volatil (mudah menguap) dan ini umumnya berupa zat cair seperti etanol dan amonia.

1. Zat Terlarut Nonvolatil

Setiap cairan (murni ataupun larutan) memiliki tekanan uap yang karakteristik. Untuk mempelajari bagaimana zat terlarut (nonvolatil) mempengaruhi pelarut, perhatikan Gambar 1.10



Gambar 1.10
Perpindahan air melalui fasa uap dari air murni ke larutan

Wadah tertutup membungkus beaker yang mengandung larutan berair asam sulfat dan beaker berisi air murni. Secara bertahap, volume larutan asam sulfat meningkat dan volume air murni menurun. Mengapa? Kita dapat menjelaskan pengamatan ini jika tekanan uap pelarut murni lebih besar daripada larutan. Di bawah kondisi ini, tekanan uap yang diperlukan untuk mencapai keseimbangan dengan pelarut murni lebih besar dari yang diperlukan untuk mencapai keseimbangan dengan larutan asam. Dengan demikian pelarut murni memancarkan uap untuk mencoba mencapai keseimbangan, larutan berair asam sulfat menyerap uap untuk mencoba menurunkan tekanan uap menuju nilai keseimbangan. Proses ini menghasilkan transfer air dari air murni melalui fasa uap ke larutan asam sulfat. Sistem dapat mencapai keseimbangan tekanan uap hanya ketika semua air ditransfer ke larutan. Percobaan ini adalah hanya salah satu dari banyak pengamatan yang menunjukkan bahwa adanya zat terlarut (nonvolatil) menurunkan tekanan uap pelarut.

Ketika zat terlarut nonvolatil dilarutkan dalam cairan, tekanan uap yang diberikan oleh cairan berkurang. Perbedaan antara tekanan uap pelarut murni

dan tekanan uap larutan tergantung pada konsentrasi zat terlarut dalam larutan. Hubungan ini dinyatakan oleh **hukum Raoult**, yang menyatakan bahwa tekanan parsial pelarut di atas larutan (P_1), diberikan oleh tekanan uap pelarut murni (P_1^o) kali fraksi mol pelarut dalam larutan (x_1). Secara matematis, pernyataan ini dirumuskan dengan

$$P_1 = x_1 P_1^o$$

Apabila larutan hanya mengandung satu macam zat terlarut, maka $x_1 = 1 - x_2$ dengan x_2 adalah fraksi mol zat terlarut. Dengan demikian

$$P_1 = (1 - x_2) P_1^o$$

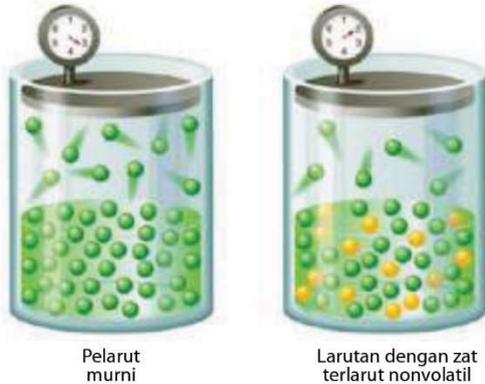
Atau

$$P_1 = P_1^o - x_2 P_1^o$$

Atau

$$P_1^o - P_1 = \Delta P = x_2 P_1^o$$

Persamaan ini menunjukkan bahwa penurunan tekanan uap (ΔP) sebanding dengan konsentrasi zat terlarut yang dinyatakan dalam fraksi mol. Dari persamaan ini juga tampak jelas bahwa tekanan uap larutan selalu lebih rendah dari tekanan uap pelarut murni, lihat Gambar 1.11



Gambar 1.11

Perbedaan antara tekanan uap pelarut dan tekanan uap larutan

Contoh

Hitung tekanan uap pada 25°C dari larutan yang dibuat dengan cara melarutkan 171 g gula sukrosa (massa molar 342 g mol⁻¹) dalam 900 mL⁻¹ air. Pada 25°C, densitas air 1 g mL⁻¹. dan tekanan uap air murni adalah 23,76 torr.

Penyelesaian

Rumus $P_1 = x_1 P_1^0$ dapat ditulis sebagai $P_{H_2O} = x_{H_2O} P_{H_2O}^0$. Untuk menghitung tekanan uap larutan (lambanganya P_1 atau P_{H_2O}) kita perlu fraksi mol air (x_{H_2O}) dan tekanan uap air murni ($P_{H_2O}^0$). Oleh karena tekanan uap air murni sudah diketahui 23,76 torr, kita hanya perlu menghitung fraksi mol air.

Untuk menghitung fraksi mol air, harus dihitung lebih dulu mol gula dan mol air.

Mol gula,

$$n_{\text{gula}} = 171 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol gula}}{342 \text{ g gula}} = 0,5 \text{ mol}$$

Mol air,

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 900 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 50 \text{ mol}$$

Fraksi mol air

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{50 \text{ mol}}{50 \text{ mol} + 0,5 \text{ mol}} = 0,99$$

Dengan demikian tekanan uap larutan adalah

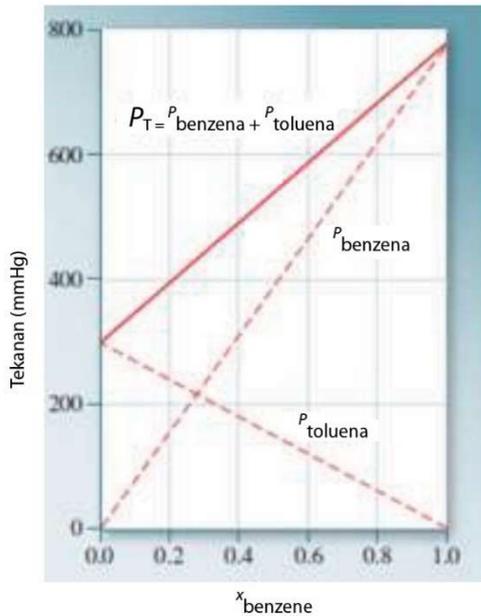
$$P_{\text{H}_2\text{O}} = x_{\text{H}_2\text{O}} P_{\text{H}_2\text{O}}^{\circ} = 0,99 \times 23,76 \text{ torr} = 23,52 \text{ torr}$$

2. Zat Terlarut Volatil

Jika suatu larutan tersusun dari dua komponen, yakni pelarut dan zat terlarut masing-masing mudah menguap maka tekanan uap larutan adalah jumlah tekanan parsial yang ditimbulkan oleh masing-masing komponen. Hukum Rault juga berlaku untuk larutan ini. Karena masing-masing komponen mudah menguap maka tekanan uap larutan merupakan jumlah tekanan uap parsial komponen A (P_A) dan tekanan uap parsial komponen B (P_B), yakni

$$\begin{aligned} P_A &= x_A P_A^{\circ} \\ P_B &= x_B P_B^{\circ} \end{aligned}$$

Di dalam persamaan ini, P_A° adalah tekanan uap murni zat A da P_B° adalah tekanan uap murni zat B, sedangkan x_A dan x_B adalah fraksi mol zat A dan zat B. Larutan dari dua komponen volatil yang memenuhi hukum Rault disebut larutan ideal, contohnya adalah campuran homogen antara benzena-toluena ($\text{C}_6\text{H}_6 - \text{C}_7\text{H}_8$), kloroform-karbon tetraklorida ($\text{CHCl}_3 - \text{CCl}_4$). Grafik yang menunjukkan hubungan antara fraksi mol masing-masing komponen dengan tekanan uap larutan untuk campuran benzena-toluena diperlihatkan pada Gambar 1.12.

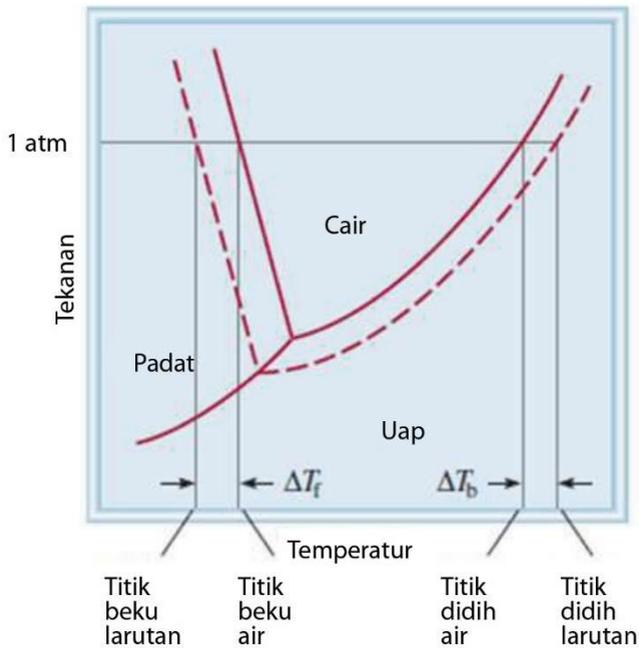


Gambar 1.12

Tekanan uap larutan sebagai jumlah tekanan parsial komponen volatile

B. KENAIKAN TITIK DIDIH

Ingat bahwa titik didih suatu zat adalah temperatur pada saat tekanan uap zat tersebut sama dengan tekanan atmosfer. Karena adanya zat terlarut nonvolatil menurunkan tekanan uap dari larutan maka titik didih larutan ini juga dipengaruhi. Tekanan uap larutan turun berarti belum sama dengan tekanan atmosfer sehingga adanya zat terlarut mengakibatkan larutan mendidih pada temperatur lebih tinggi dari pelarut (air murni). Perhatikan diagram fase dari air dan perubahan yang terjadi ketika zat terlarut nonvolatil ditambahkan ke dalamnya pada Gambar 1.13.



Gambar 1.13
Diagram fase dan pengaruh penambahan zat terlarut

Pada setiap temperatur, tekanan uap di atas larutan selalu lebih rendah daripada tekanan cairan murni (dalam hal ini adalah air murni), sehingga kurva kesetimbangan cairan-uap untuk larutan (garis terputus-putus) terletak di bawah kurva kesetimbangan cairan-uap untuk pelarut murni. Akibatnya, kurva putus-putus dari larutan bersimpangan dengan garis horizontal yang menandai tekanan atmosfer $P = 1 \text{ atm}$ terletak pada temperatur yang lebih tinggi daripada titik didih air murni (pelarut). Temperatur ini, yakni perpotongan antara garis pada tekanan 1 atm dengan garis terputus-putus adalah titik didih larutan. Jadi diperlukan temperatur yang lebih tinggi untuk membuat tekanan uap pelarut yang sama dengan tekanan atmosfer.

Kenaikan titik didih (ΔT_b) didefinisikan sebagai perbedaan antara titik didih larutan (T_b) dengan titik didih pelarut murni (T_b^0).

$$\Delta T_b = T_b - T_b^0$$

Karena $T_b > T_b^0$ maka ΔT_b merupakan besaran positif (selalu lebih besar dari nol). Nilai ΔT_b sebanding dengan konsentrasi zat terlarut yang dinyatakan dalam molalitas

$$\Delta T_b \approx m$$

atau

$$\Delta T_b = K_b m$$

Di dalam rumus ini, m adalah molalitas larutan dan K_b adalah tetapan kenaikan titik didih. Satuan K_b adalah $^{\circ}\text{C}/m$. Tabel berikut ini memuat daftar nilai K_b berbagai macam pelarut yang umum.

Tabel 1.1
Titik didih dan tetapan kenaikan titik didih beberapa pelarut

Pelarut	Titik didih normal ($^{\circ}\text{C}$)	K_b ($^{\circ}\text{C}/m$)
Air (H_2O)	100,0	0,52
Benzena (C_6H_6)	80,1	2,53
Etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)	78,4	1,22
Asam asetat (CH_3COOH)	117,9	2,93
Sikloheksana (C_6H_{12})	80,7	2,79
Karbon tetraklorida (CCl_4)	76,5	5,03
Kloroform (CHCl_3)	61,2	3,63
Karbon disulfida (CS_2)	46,2	2,34
Etil eter ($\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$)	34,5	2,02
Kampor ($\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$)	208,0	5,95

Contoh Soal

Suatu larutan dibuat dengan cara melarutkan 18,0 g glukosa dalam 150,0 gram air. Larutan yang dihasilkan memiliki titik didih $100,34^{\circ}\text{C}$ pada 1 atm. Glukosa adalah senyawa padat molekuler yang tetap sebagai molekul ketika larut dalam air. Tentukanlah massa molar glukosa.

Penyelesaian

Massa molar adalah massa 1 mol zat. Satuan massa molar adalah g/mol.

Dari rumus $\Delta T_b = K_b m$, maka harus dicari ΔT_b dan molalitas dulu, sedangkan K_b dilihat di tabel.

$$\Delta T_b = T_b - T_b^0 = 100,34^\circ\text{C} - 100,0^\circ\text{C} = 0,34^\circ\text{C}.$$

$$K_b = 0,52^\circ\text{C}/m$$

$$m = \frac{\Delta T_b}{K_b} = \frac{0,34^\circ\text{C}}{0,52 \frac{^\circ\text{C kg}}{\text{mol}}} = 0,67 \text{ mol/kg}$$

Dari molalitas 0,67 mol/kg ini dapat ingat definisi molalitas yakni mol zat terlarut per kilogram pelarut.

$$0,67 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = \frac{\text{mol glukosa}}{\text{kg pelarut}} = \frac{n_{\text{glukosa}}}{0,150 \text{ kg}}$$

$$n_{\text{glukosa}} = 0,150 \text{ kg} \times 0,67 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 0,10 \text{ mol}$$

$$n_{\text{glukosa}} = \frac{\text{massa}}{\text{massa molar}}$$

Sehingga massa molar glukosa adalah = massa/ $n_{\text{glukosa}} = 18,0 \text{ g}/0,10 \text{ mol} = 180 \text{ g/mol}$

C. PENURUNAN TITIK BEKU

Diagram fase pada Gambar sebelumnya menunjukkan bahwa selain menggeser garis kesetimbangan (batas fase) cair – uap ke bawah, penambahan zat terlarut nonvolatil juga menggeser batas fase padat – cair ke kiri. Akibat pergeseran ini, garis putus-putus berpotongan dengan garis horizontal padat di tekanan 1 atm pada temperatur yang lebih rendah dari titik beku air murni. Penurunan titik beku didefinisikan sebagai perbedaan antara titik beku pelarut murni dan titik beku larutan.

Jika penurunan titik beku (*freezing point*) disimbolkan dengan ΔT_f , titik beku larutan dengan T_f dan titik beku pelarut murni dengan T_f^0 maka

$$\Delta T_f = T_f^0 - T_f$$

Karena $T_f^0 > T_f$ maka ΔT_f merupakan besaran positif (selalu lebih besar dari nol). Nilai ΔT_f sebanding dengan konsentrasi zat terlarut yang dinyatakan dalam molalitas

$$\Delta T_f \approx m$$

atau

$$\Delta T_f = K_f m$$

Tabel 1.2
Titik beku dan tetapan penurunan titik beku beberapa pelarut

Pelarut	Titik beku normal (°C)	K_f (°C/m)
Air (H ₂ O)	0,0	1,86
Benzena (C ₆ H ₆)	5,5	5,12
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	-117,3	1,99
Asam asetat (CH ₃ COOH)	16,6	3,90
Sikloheksana (C ₆ H ₁₂)	6,6	20,0
Karbon tetraklora (CCl ₄)	-22,9	30,
Kloroform (CHCl ₃)	-63,5	4,70
Karbon disulfida (CS ₂)	-111,5	3,83
Etil eter (C ₄ H ₁₀ O)	-116,29	1,79
Kampor (C ₁₀ H ₁₆ O)	179,8	40,

Contoh Soal

Di negara-negara empat musim (ada musim dingin), etilena glikol (C₂H₆O₂) sering digunakan sebagai zat anti beku pada kendaraan bermotor. Etilena glikol merupakan zat nonvolatil dan larut dalam air. Berapakah titik beku larutan yang mengandung 620 g etilena glikol dalam 2000 g air.

Penyelesaian

Cari dulu penurunan titik beku dari rumus $\Delta T_f = K_f m$ kemudian beri tanda minus di depan nilai ini. Molalitas harus Anda hitung dulu.

$$m = \frac{\text{mol}}{\text{kg}}, \text{mol} = \frac{\text{massa}}{\text{massa molar}} = \frac{620\text{g}}{62\text{ g mol}^{-1}} = 10\text{ mol}$$

massa pelarut 2 kg sehingga

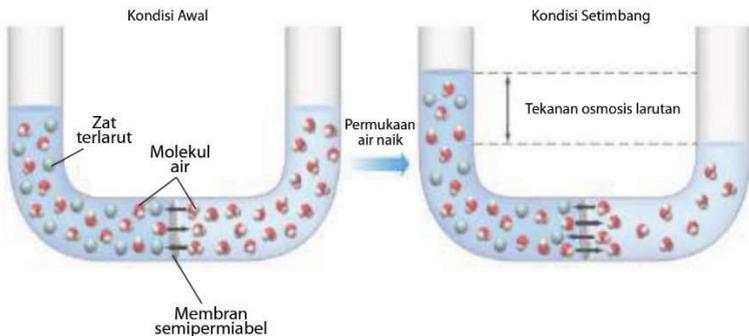
$$m = \frac{10\text{ mol}}{2\text{ kg}} = 5\text{ molal}$$

$$\Delta T_f = K_f m = 1,86 \frac{^\circ\text{C}}{\text{molal}} \times 5\text{ molal} = 9,3^\circ\text{C}$$

Jadi titik beku larutan adalah $-9,3^\circ\text{C}$.

D. TEKANAN OSMOSIS

Banyak proses kimia dan biologi yang tergantung pada osmosis, yakni lewatnya molekul-molekul pelarut secara selektif melalui bagian membran berpori dari larutan yang lebih encer ke larutan yang konsentrasinya lebih pekat. Gambar 1.14 berikut menunjukkan osmosis.



Gambar 1.14
Peristiwa osmosis

Ruang tabung U bagian kanan berisi pelarut murni (bisa larutan yang lebih encer konsentrasinya); sedangkan ruang bagian kiri berisi larutan yang pelarutnya sama dengan ruang kanan namun konsentrasinya lebih pekat. Dua ruang tersebut dipisahkan oleh membran semipermeabel yang memungkinkan molekul pelarut lewat tetapi menghalangi jalannya molekul zat terlarut. Pada awalnya, tinggi permukaan zat cair dalam dua ruang tersebut sama (kondisi awal). Dengan berlalunya waktu, tinggi permukaan zat cair dalam tabung bagian kiri naik, sementara bagian kanan turun. Proses ini terus sampai keseimbangan dicapai, setelah itu tidak ada lagi perubahan yang bisa diamati secara makroskopis. Tekanan osmosis (π) larutan adalah tekanan yang diperlukan untuk menghentikan osmosis. Tekanan ini dapat diukur secara langsung dari perbedaan tinggi permukaan zat cair setelah keadaan setimbang tercapai.

Apa yang menyebabkan air untuk bergerak secara spontan dari beaker kiri ke kanan dalam kasus ini? Situasi yang digambarkan dalam Gambar 1.14 (Perpindahan air melalui fasa uap dari air murni ke larutan) membantu kita memahami kekuatan pendorong di belakang osmosis. Karena tekanan uap air murni lebih tinggi dari tekanan uap larutan, ada transfer bersih air dari beaker kiri ke kanan. Jika diberikan cukup waktu, transfer akan terus berlangsung hingga lebih banyak air tetap dalam beaker kanan. Kekuatan pendorong serupa menyebabkan air untuk berpindah dari pelarut murni ke dalam larutan selama osmosis.

Tekanan osmosis (π) sebanding dengan konsentrasi zat terlarut yang dinyatakan dalam molaritas.

$$\pi \approx M$$

atau

$$\pi = RTM$$

Di dalam rumus ini, R adalah tetapan gas, T adalah temperatur dalam Kelvin, dan M adalah molaritas larutan.

Seperti kenaikan titik didih dan penurunan titik beku, tekanan osmosis berbanding lurus dengan konsentrasi larutan. Ini adalah apa yang kita

harapkan, karena semua sifat koligatif tergantung hanya pada jumlah partikel zat terlarut dalam larutan. Jika dua larutan yang sama konsentrasi dan, karenanya memiliki tekanan osmosis yang sama, maka kedua larutan dikatakan **isotonik**. Jika dua larutan tidak sama tekanan osmosisnya, maka larutan yang lebih pekat konsentrasinya dikatakan **hipertonik** dan larutan yang lebih encer dikatakan sebagai **hipotonik**.

Contoh Soal

Tekanan osmosis dari suatu larutan yang mengandung 5,87 mg protein per 10,0 mL larutan adalah 2,45 torr pada 25 ° C. Tentukan massa molar molekul protein tersebut.

Penyelesaian

Dari rumus $\pi = RTM$, maka hanya molaritas M yang tidak diketahui. Maka

$$M = \frac{\pi}{RT}$$

$$M = \frac{\pi}{RT} = \frac{2,45 \text{ torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}}}{0,082 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \times 298 \text{ K}} = 1,318 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

Jika molaritas Anda kalikan dengan volume larutan akan Anda peroleh mol protein. Volume larutan adalah 10 mL maka

$$M \times V = 1,318 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 10 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 1,318 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

Mol protein ini sama dengan massa protein dibagi massa molarnya, sehingga massa molar protein adalah

$$\text{Massa molar} = \frac{\text{massa protein}}{\text{mol protein}} = \frac{5,87 \times 10^{-3} \text{ g}}{1,318 \times 10^{-6} \text{ mol}} = 4,45 \times 10^3 \text{ g mol}^{-1}$$

Jadi massa molar protein adalah 4.450 g mol^{-1} .

E. SIFAT KOLIGATIF LARUTAN ELEKTROLIT

Pada awal bahasan mengenai sifat koligatif dinyatakan bahwa sifat koligatif tergantung pada jumlah partikel zat terlarut dalam larutan dan oleh karena itu untuk larutan elektrolit perlu perlakuan yang sedikit berbeda dibandingkan nonelektrolit. Sebagai contoh, penurunan titik beku dari larutan sukrosa $0,10 \text{ m}$ adalah $\Delta T_f = 0,186 \text{ }^\circ\text{C}$. Namun, penurunan titik beku larutan natrium klorida $0,10 \text{ m}$ adalah hampir dua kali ini besarnya. Mengapa? Karena 1 mol natrium klorida berdisosiasi semua dan hampir menghasilkan 2 mol ion dalam larutan, yakni 1 mol ion klorida dan 1 mol ion natrium. Rasio jumlah mol partikel di dalam larutan dengan jumlah mol zat awal yang belum terdisosiasi disebut faktor van't Hoff (i):

$$i = \frac{\text{jumlah mol partikel dalam larutan}}{\text{jumlah mol satuan rumus zat yang dilarutkan}}$$

Mengingat kembali, bahwa ketika NaCl larut dalam air akan terdisosiasi menjadi $\text{Na}^+(aq)$ dan $\text{Cl}^-(aq)$. Untuk setiap satu mol NaCl yang larut, kita mendapatkan dua mol ion dalam larutan. Demikian pula, ketika satuan rumus CaCl_2 larut dalam air, kita mendapatkan tiga ion: satu ion Ca^{2+} dan dua ion Cl^- . Jadi, untuk setiap satu mol CaCl_2 larut, kita mendapatkan tiga mol ion dalam larutan. Sifat koligatif tergantung hanya pada jumlah partikel terlarut dan bukan pada jenis partikel. Dengan demikian bisa dipahami bahwa larutan NaCl $0,1 \text{ m}$ akan menunjukkan penurunan titik beku dua kali dari larutan sukrosa $0,1 \text{ m}$. Demikian pula, larutan $0,1 \text{ m}$ CaCl_2 akan menghasilkan penurunan titik beku tiga kali lebih banyak dari penurunan titik beku larutan sukrosa $0,1 \text{ m}$. Berikut ini ditunjukkan besarnya tetapan van't Hoff hasil perhitungan dan hasil percobaan untuk beberapa elektrolit.

Tabel 1.4
Tetapan van't Hoff beberapa elektrolit

Elektrolit	<i>i</i> hasil hitungan	<i>i</i> hasil percobaan
NaCl	2	1,9
HCl	2	1,9
MgSO ₄	2	1,3
MgCl ₂	3	2,7
K ₂ SO ₄	3	2,6
FeCl ₃	4	3,4

Karena sifat koligatif larutan dipengaruhi oleh banyaknya partikel-partikel zat terlarut, maka untuk larutan elektrolit harus dimasukkan faktor van't Hoff (*i*). Secara berturut-turut, kenaikan titik didih, penurunan titik beku, dan tekanan osmosis larutan elektrolit diberikan oleh rumus:

$$\Delta T_b = iK_b m$$

$$\Delta T_f = iK_f m$$

$$\pi = iRTM$$

Contoh Soal

Tekanan osmosis larutan 0,0100 M potassium iodida (KI) pada 25°C adalah 0,465 atm. Tentukan faktor van't Hoff hasil eksperimen untuk KI pada konsentrasi ini.

Penyelesaian

Pertama hitung dulu molaritas larutan KI dari rumus $\pi = RTM$ sehingga $M = \pi/RT$, molaritas ini adalah molaritas eksperimen berdasarkan pengukuran tekanan osmosis. Selanjutnya molaritas eksperimen dibagi dengan molaritas hitungan untuk mendapatkan harga *i* eksperimen.

$$M_{\text{eksp}} = \frac{\pi}{RT} = \frac{0,465 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \times 298 \text{ K}} = 0,019 \text{ M}$$

$$i = \frac{M_{\text{eks}}}{M_{\text{hit}}} = \frac{0,0190 \text{ M}}{0,0100 \text{ M}} = 1,9$$



LATIHAN

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

- 1) Apa yang dimaksud dengan sifat koligatif larutan?
- 2) Berikan rumus untuk menghitung tekanan uap larutan bila:
 - a) zat terlarut tidak mudah menguap
 - b) zat terlarut mudah menguap
- 3) Amati diagram fasa dari air dan larutan berair. Diagram tersebut menunjukkan hubungan antara tekanan udara, tekanan uap, titik didih, titik beku air murni dan larutan, kemudian jelaskan hal berikut:
 - a) Apa yang terjadi bila tekanan uap air murni = tekanan udara?
 - b) Mengapa terjadi kenaikan titik didih larutan?
- 4) Larutan A dan B masing-masing mempunyai konsentrasi 1 m. Zat terlarut dalam A adalah nonelektrolit sedangkan zat larutan dalam B adalah elektrolit. Mengapa titik didih kedua larutan berbeda? Jelaskan!
- 5) Apa yang dimaksud dengan
 - a) membran semipermeabel
 - b) tekanan osmosis
- 6) Hitung titik didih dan titik beku larutan 50 g gula ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) dalam 50 g air. Diketahui $K_b = 1,86$ dan $K_f = 0,52$.

Petunjuk Jawaban Latihan

- 1) Sifat koligatif larutan adalah sifat fisik dari larutan yang bergantung pada jumlah partikel dan tidak tergantung pada jenis atau macam partikel yang dilarutkan. Ada 4 sifat koligatif larutan yaitu : a) penurunan tekanan uap, b) penurunan titik beku, c) kenaikan titik didih, dan d) tekanan osmosis.

- 2) a) $P_{\text{larutan}} = P^{\circ} X_A$ dimana P° = tekanan uap pelarut murni dan X_A = fraksi mol pelarut
- b) $P_{\text{larutan}} = P_A + P_B$ dimana P_A = tekanan uap parsial pelarut = $P^{\circ}_A X_A$ dan
- c) P_B = tekanan uap parsial zat terlarut = $P^{\circ}_B X_B$
- 3) Amati lagi diagram fase tersebut! Anda tahu jawabannya bukan? Pada saat itu air mulai mendidih. Pada suhu dimana air mendidih, larutan belum mendidih karena tekanan uapnya masih lebih rendah dari tekanan uap udara luar. Jadi perlu suhu yang lebih tinggi supaya tekanan uapnya sama dengan tekanan uap udara luar, artinya larutan akan mendidih pada suhu yang lebih tinggi.
- 4) Baca kembali sifat koligatif larutan elektrolit, di situ Anda akan menemukan jawabannya (zat elektrolit terurai menjadi ion-ion sehingga jumlah partikel di dalam larutan itu bertambah).
- 5) Baca kembali materi tentang tekanan osmosis.
- 6) Cari dulu konsentrasinya, dalam hal ini molalitas.

$$\text{Molalitas} = \frac{\frac{50}{342} \text{ mol}}{0,050 \text{ kg}} = 2,92 \text{ m}$$

$$\Delta T_b = m \times K_b = 2,92 \times 0,52 = 1,5^{\circ}\text{C}$$

$$\text{Jadi titik didih larutan} = (100 + 1,5)^{\circ}\text{C} = 101,5^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta T_f = m \times K_f = 2,92 \times 1,86 = 5,43^{\circ}\text{C}$$

$$\text{Jadi titik beku larutan} = -5,43^{\circ}\text{C}$$



RANGKUMAN

Sifat koligatif larutan adalah sifat fisik larutan yang tergantung pada jumlah partikel zat terlarut dan tidak bergantung pada jenis zat terlarut. Yang termasuk sifat koligatif adalah penurunan tekanan uap, kenaikan titik didih, penurunan titik beku, dan tekanan osmosis.

Penurunan tekanan uap (ΔP) sebanding dengan fraksi mol zat terlarut yang dinyatakan dalam rumus:

$$\Delta P = P_1^{\circ} - P_1 = x_2 P_1^{\circ}$$

P_1° adalah tekanan uap pelarut murni

P_1 adalah tekanan uap larutan

x_2 adalah fraksi mol zat terlarut

Kenaikan titik didih (ΔT_b) didefinisikan sebagai perbedaan antara titik didih larutan (T_b) dengan titik didih pelarut murni (T_b°) dan besarnya sebanding konsentrasi dinyatakan dalam molalitas.

$$\Delta T_b = T_b - T_b^{\circ} = K_b m$$

ΔT_b = kenaikan titik didih larutan

m = konsentrasi molal zat terlarut

K_b = tetapan kenaikan titik didih molal pelarut

T_b = titik didih larutan

Penurunan titik beku (ΔT_f) didefinisikan sebagai perbedaan antara titik beku pelarut murni (T_f°) dan titik beku dari larutan (T_f) dan besarnya sebanding dengan molalitas larutan.

$$\Delta T_f = T_f^{\circ} - T_f = K_f m$$

K_f adalah tetapan penurunan titik beku molal pelarut

m adalah konsentrasi molal zat terlarut

Tekanan osmosis (π) dari suatu larutan adalah tekanan yang diperlukan untuk menghentikan terjadinya osmosis dalam larutan. Tekanan osmosis sebanding dengan molaritas larutan dan dirumuskan sebagai

$$\pi = RTm$$

Di dalam rumus ini, R adalah tetapan gas, T adalah temperatur dalam Kelvin, dan M adalah molaritas larutan.

Untuk larutan elektrolit, ke dalam rumus kenaikan titik didih, penurunan titik beku, dan tekanan osmosis perlu dimasukkan faktor van't Hoff (i) karena elektrolit terdisosiasi dalam larutan dan menghasilkan

partikel yang jumlahnya lebih banyak, sehingga masing-masing rumus menjadi

$$\Delta T_b = iK_b m$$

$$\Delta T_f = iK_f m$$

$$\pi = iRTM$$



TES FORMATIF 3

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Tetapan kenaikan titik didih molal adalah kenaikan titik didih larutan jika jumlah zat terlarutnya....
 - A. 1 mol tiap 1000 g pelarut
 - B. 1 mol tiap 1000 g air
 - C. 1 g tiap 1000 g larutan
 - D. 1 g tiap 1000 g air
 - E. 1 mol tiap 1 mol air

- 2) Satu mol zat nonelektrolit dilarutkan dalam 9 mol suatu pelarut. Jika tekanan uap jenuh pelarut murni adalah P° mmHg, maka penurunan tekanan uap pelarut adalah....
 - A. $1/9 P^\circ$ mmHg
 - B. $0,1 P^\circ$ mmHg
 - C. $9/10 P^\circ$ mmHg
 - D. P° mmHg
 - E. $10 P^\circ$ mmHg

- 3) Tekanan osmosis larutan yang mengandung 2 g sukrosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) dalam 100 ml larutan pada suhu $25^\circ C$ adalah ($R = 0,082 \text{ L atm mol}^{-1} K^{-1}$)...
 - A. 4,9 atm
 - B. 2,46 atm
 - C. 1,427 atm
 - D. 0,22 atm
 - E. 0,10 atm

- 4) Dalam 250 g air terlarut 18 gram suatu zat. Bila titik didih larutan ini $100,208\text{ }^{\circ}\text{C}$ dan K_b air = 0,52, maka massa molekul relatif zat tersebut adalah ...
- 342
 - 208
 - 180
 - 160
 - 120
- 5) Larutan 0,1 m NaCl mempunyai penurunan titik beku yang sama dengan larutan....
- 0,2 m asam klorida
 - 0,1 m sukrosa
 - 0,1 m feri klorida
 - 0,1 m glukosa
 - 0,1 m kalium klorida
- 6) Larutan berikut yang mempunyai titik didih paling tinggi yaitu....
- 0,1 m NaCl
 - 0,1 m NaOH
 - 0,1 m Na_2SO_4
 - 0,1 m FeCl_3
 - 0,1 m $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- 7) Hukum Roulst menyatakan hubungan konsentrasi larutan dengan....
- tekanan osmosis larutan
 - kenaikan titik didih larutan
 - penurunan titik beku larutan
 - tekanan uap larutan
 - tetapan gas
- 8) Larutan glukosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) dalam air (27°C) mempunyai tekanan osmosis yang sama dengan larutan gula tebu ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) yang mengandung 6,48 g gula dalam 200 ml larutan pada 57°C . Konsentrasi larutan glukosa adalah....
- $0,11\text{ mol L}^{-1}$
 - $0,20\text{ mol L}^{-1}$
 - $1,10\text{ mol L}^{-1}$
 - $2,20\text{ mol L}^{-1}$
 - $11,0\text{ mol L}^{-1}$

- 9) Larutan HCl 1,0 m membeku pada suhu $-3,30\text{ }^{\circ}\text{C}$. Tetapan van't Hoff (i) untuk larutan HCl pada konsentrasi ini adalah....
- A. 1,00
 - B. 1,78
 - C. 1,90
 - D. 2,00
 - E. 2,10
- 10) Larutan elektrolit lemah HA 0,010 M mempunyai tekanan osmosis 0,27 atm pada 25°C . Pada konsentrasi ini, elektrolit tersebut terionisasi sebesar....
- A. 90%
 - B. 81%
 - C. 27%
 - D. 15%
 - E. 10%

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 ke 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) D
- 2) C
- 3) E
- 4) C
- 5) D
- 6) B
- 7) D
- 8) C
- 9) B
- 10) B

Tes Formatif 2

- 1) A
- 2) C
- 3) D
- 4) B
- 5) C
- 6) B
- 7) C
- 8) D
- 9) A
- 10) B

Tes Formatif 3

- 1) A
- 2) B
- 3) C
- 4) C
- 5) E
- 6) D
- 7) D
- 8) A
- 9) B
- 10) E

Glosarium

Anion	:	ion bermuatan negatif.
Atom	:	partikel terkecil suatu unsur atau pembangun materi yang hampir tidak bisa dibagi lagi.
Berat molekul (<i>molecular weight</i>)	:	jumlah berat atom (<i>atomic weights</i>) dari kumpulan suatu atom yang diwakili oleh rumus kimianya untuk suatu molekul.
Campuran	:	kombinasi dua zat atau lebih yang masing-masing zat masih mempertahankan identitasnya.
Ion	:	atom atau kelompok atom yang bermuatan listrik.
Larutan	:	campuran homogen dari dua zat atau lebih
Larutan berair (<i>aqueous solution</i>)	:	larutan yang pelarutnya air.
Larutan ideal	:	larutan yang mematuhi hukum Raoult.
Molalitas	:	konsentrasi larutan dinyatakan sebagai jumlah mol zat terlarut per kilogram pelarut.
Molaritas	:	konsentrasi larutan dinyatakan sebagai jumlah mol zat terlarut per Liter larutan.
Massa molar	:	massa satu mol zat dalam gram. Massa molar secara numerik sama dengan berat rumus (<i>formula weight</i>) dalam satuan massa atom.
mole	:	kumpulan bilangan Avogadro 6,022 × 10²³
Titik didih (T _b)	:	Suhu di mana tekanan uap gelembung-gelembung yang terbentuk di atas permukaan cairan sama dengan tekanan eksternal (atmosfir).
Kenaikan titik didih (ΔT _b)	:	Peningkatan titik didih pelarut yang disebabkan oleh adanya zat terlarut.
Konstanta Kenaikan titik didih molal (K _b)	:	konstanta ciri khas pelarut tertentu yang memberikan kenaikan titik didih sebagai fungsi molalitas.

Kation	:	Ion bermuatan positif.
Konstanta penurunan titik beku molal (Kf)	:	konstanta ciri khas pelarut tertentu yang memberikan penurunan titik beku sebagai fungsi molalitas.
Senyawa	:	zat yang tersusun dari dua unsur atau lebih dan secara kimia memiliki perbandingan tetap.
Rumus kimia	:	Notasi simbol atom dan subskrip numerik yang menunjukkan jenis dan jumlah setiap atom dalam satuan molekul atau formula suatu zat.
Sifat koligatif	:	Sifat larutan yang bergantung pada jumlah partikel terlarut dan bukan pada identitas partikel terlarut.
Koloid	:	Campuran heterogen dimana zat terlarut didistribusikan ke seluruh zat pelarut.
Komposisi	:	Jenis dan jumlah zat sederhana yang membentuk contoh materi.
Konsentrasi	:	Suatu ukuran dari jumlah zat terlarut yang dilarutkan dalam sejumlah larutan (atau pelarut) tertentu.
Konduktor	:	Suatu zat (biasanya logam) yang menghantarkan arus listrik dengan baik.
Coulomb (C)	:	Satuan SI untuk muatan listrik. Satu coulomb adalah muatan $6,242 \times 10^{18}$ elektron; satu elektron memiliki muatan $1,602 \times 10^{-19}$ C.
Densitas (d atau ρ)	:	Sifat intensif suatu zat pada suhu dan tekanan tertentu, yang didefinisikan sebagai rasio massa terhadap volume ($d = m / V$).
Distilasi	:	Teknik pemisahan dimana komponen yang lebih mudah menguap dari campuran menguap dan mengembun secara terpisah dari komponen yang kurang mudah menguap.

Elektrolit	:	Suatu zat yang menghantarkan arus listrik ketika larut dalam air.
Faktor konversi	:	rasio yang pembilang dan penyebutnya merupakan kuantitas yang sama dengan satuan yang berbeda.
Fraksi mol	:	Rasio jumlah mol dari satu komponen campuran terhadap total mol dari semua komponen; disingkat X, dengan subskrip untuk mengidentifikasi komponennya.
Nonelektrolit	:	suatu zat yang tidak terionisasi dalam air dan akibatnya tidak menghantarkan arus listrik dalam larutannya.
Titik didih normal	:	titik didih pada tekanan 1 atm.
Titik leleh normal	:	titik leleh pada tekanan 1 atm.
Osmosis	:	Gerakan pelarut melalui membran semipermeabel menuju larutan dengan konsentrasi zat terlarut yang lebih besar.
Tekanan osmosis	:	Tekanan yang harus diaplikasikan pada larutan untuk menghentikan osmosis dari pelarut murni ke dalam larutan.
Bagian per miliar (ppb)	:	Konsentrasi larutan dalam gram zat terlarut per 10 ⁹ (miliar) gram larutan; Sama dengan mikrogram zat terlarut per liter larutan untuk larutan berair.
Bagian per juta (ppm)	:	Konsentrasi larutan dalam gram zat terlarut per 10 ⁶ (juta) gram larutan; sama dengan miligram larutan per liter larutan untuk larutan berair.
Persen ionisasi	:	Persentase zat yang mengalami ionisasi pada larutan berair. Istilah ini berlaku untuk larutan asam lemah dan basa.
Molekul polar	:	Suatu molekul dimana pusat muatan positif dan negatif tidak bertepatan; sebuah molekul yang memiliki momen dipol bukan nol.
Faktor van't Hoff	:	Jumlah fragmen zat terlarut yang dipecah oleh pelarut tertentu.

- Uap : gelembung gas dari setiap zat yang biasanya ada sebagai cairan atau padat.
- Tekanan uap : Tekanan yang diberikan oleh uap dalam kesetimbangan dengan fasa cair atau padatnya.

Daftar Pustaka

- Burdge, Julia., and Overby, Jason. 2018. *Chemistry 3th edition*. Mc. Graw Hill Higher Education. USA: New York.
- McMurry, John E., Fay, Robert C., and Robinson, Jill K. 2016. *Chemistry 7th edition*. New York: Prentice Hall International Inc.
- Silberberg, Martin S. and Amateis, Patricia. 2018. *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change with advanced topics, 8th edition*. McGraw-Hill Education. USA: New York.
- Zumdahl, Steven S., Zumdahl, Susan A., and DeCoste, Donald J., 2018. *Chemistry 10th edition*. Cengage Learning. USA: Boston.